



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
 - Temperatura e principio zero della termodinamica
 - Sistema termodinamico
 - Equilibrio termodinamico
 - Termometri e scala delle temperature
 - Capacità termica e calore specifico
 - Processi isotermi
 - Trasmissione del calore
 - Spazio degli stati e trasformazioni termodinamiche
 - Lavoro termodinamico
 - Primo principio della termodinamica



Termodinamica

- La Meccanica non è sufficiente per descrivere i fenomeni legati al trasporto e alla trasformazione del calore.
- Studiamo sistemi che coinvolgono un elevato numero di particelle (*sistemi termodinamici*) e non è possibile descriverli utilizzando le leggi del moto
- E' possibile prevedere il comportamento di sistemi molto numerosi superando l'approccio deterministico della meccanica classica e utilizzando un approccio probabilistico, concentrandoci sul **comportamento medio del sistema**



Termodinamica

Studio macroscopico dei sistemi termodinamici prevede:

- L'introduzione di nuove grandezze fisiche
- La generalizzazione di altre grandezze già introdotte

Termodinamica

Permette di estendere il campo di indagine di Meccanica, Elettromagnetismo e Chimica ad insiemi di corpi ed entità fisiche complessi e numerosi



Termodinamica

Uno degli argomenti principali della termodinamica è l'esame del bilancio energetico complessivo di un processo fisico, estendendo l'indagine a processi che non sono «meccanici».

Gli scambi energetici di cui parleremo sono gli scambi di energia termica o di calore → **scambi termici**

Inizialmente si pensava che questi scambi fossero mediati dal passaggio di un fluido, detto «calorico». Solo a partire dal XIX secolo si capì che erano scambi energetici di varia natura



Fluidi

Un materiale che non ha forma propria (a differenza di un corpo rigido): **liquidi e gas**

- **Liquidi:** hanno un volume definito e una superficie limite
- **Gas:** non hanno un volume proprio, ma occupano tutto il volume a disposizione

Differenze dovute alla diversa forza dei legami tra atomi e molecole



Fluido ideali

- Privo di attrito (non viscoso)
- Incompressibile

Le forze tra gli elementi fluidi sono sempre ortogonali alla superficie di contatto e la densità del fluido è costante

Per determinare il comportamento meccanico di un fluido bisogna suddividere le forze a cui è sottoposto in

- **Forze di volume** agenti su ciascun elemento dm di massa
- **Forze di superficie** agenti su ogni elemento dS di superficie



Pressione in un fluido

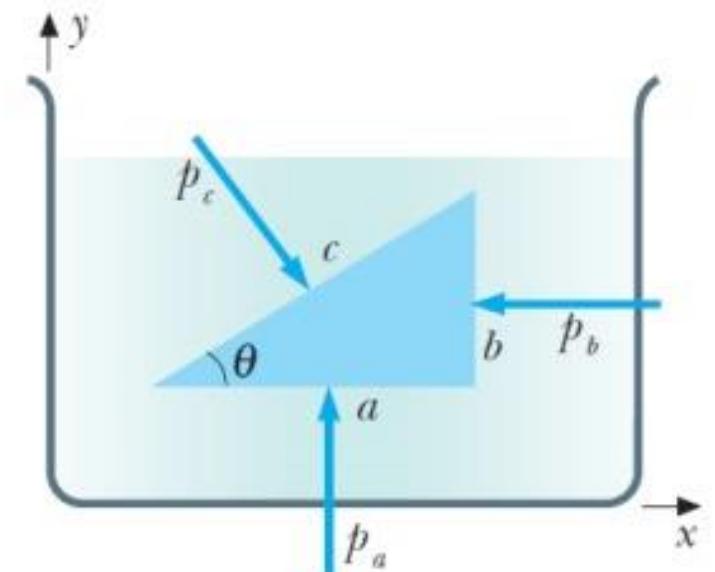
Rapporto tra la forza infinitesima che agisce in direzione normale su una superficie infinitesima

$$p = \frac{dF_n}{dS}$$

Per un fluido ideale in equilibrio
la somma delle forze di
pressione è zero

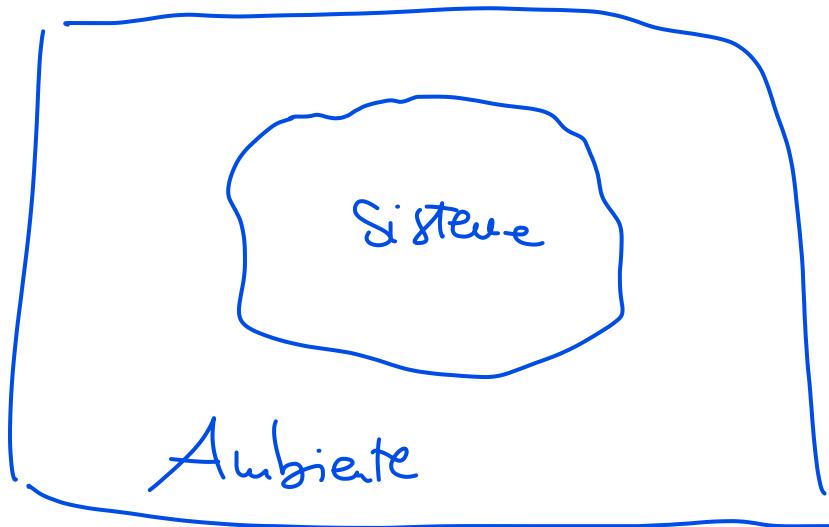
Unità di misura: pascal (Pa) = 1N/m²
1 bar = 10⁵ Pa

$$p_{\text{atm}} = 1.013 \text{ bar}$$





Sistemi termodinamici

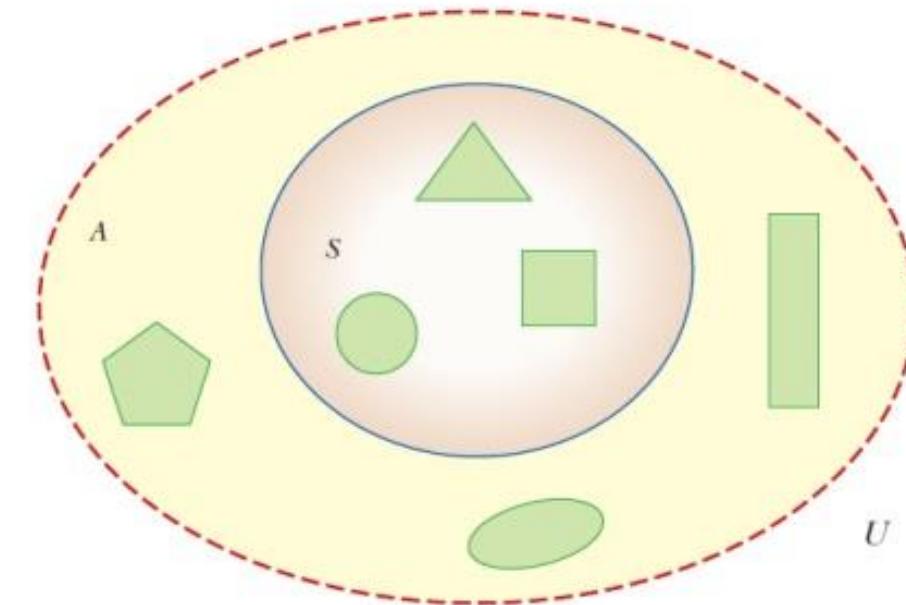


Sistema + Ambiente = Universo



Sistemi termodinamici

- **Sistema termodinamico:** Porzione di universo costituita da una o più parti. Le trasformazioni delle sue proprietà fisiche macroscopiche sono il nostro oggetto di studio.
- **Ambiente:** tutto ciò con cui il sistema può interagire e che ne contribuisce a determinare le caratteristiche fisiche macroscopiche
- **Universo (termodinamico):** insieme del sistema termodinamico e dell'ambiente



L. Duò, P. Taroni
Fisica, Meccanica e Termodinamica
Edises Edizioni



Sistemi termodinamici

- Sistema **aperto**: scambio di energia e materia tra il sistema e l'ambiente
- Sistema **chiuso**: scambio di sola energia tra il sistema e l'ambiente
- Sistema **isolato**: nessuno scambio (ad es. l'universo termodinamico)





Variabili termodinamiche

- Variabili **estensive**: esprimono una proprietà **globale** del sistema che dipende dalle dimensioni o dall'estensione del sistema. Sono additive. Ad es.: volume, massa, ...
- Variabili **intensive**: esprimono una proprietà **locale**, che può variare da punto a punto del sistema. Non sono additive. Ad es.: temperatura, pressione, densità, ...



Equilibrio termodinamico

Un sistema termodinamico lasciato libero di evolversi in assenza di interazioni con l'ambiente tende ad uno stato di equilibrio termodinamico, cioè le variabili termodinamiche non variano più nel tempo.

All'equilibrio le variabili termodinamiche non variano più, e vengono dette **variabili di stato**.

Equilibrio all'interno del sistema e tra sistema e ambiente:

- Equilibrio **meccanico**: equilibrio di forze e momenti
- Equilibrio **chimico**: non avvengono reazioni
- Equilibrio **termico**: la temperatura è la stessa ovunque. Se lo stato è in equilibrio con l'ambiente, la temperatura è la stessa dell'ambiente



Equilibrio termodinamico

Equazioni di stato

Relazioni tra le variabili termodinamiche quando il sistema è all'equilibrio

Es.: se le coordinate termodinamiche sono pressione, temperatura e volume (p, V, T) l'equazione di stato sarà del tipo:

- $f(p, V, T) = 0$ (forma implicita)
- $p = p(V, T) \rightarrow V$ e T sono due variabili indipendenti e P dipende dalle prime due
- $T = T(p, V)$
- $V = V(p, T)$
-



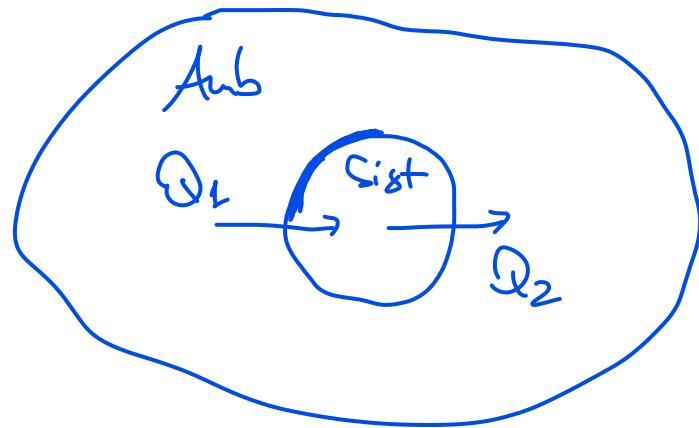
Trasformazione termodinamica

Dati due stati di un sistema, una **trasformazione termodinamica** è il passaggio da uno stato all'altro:

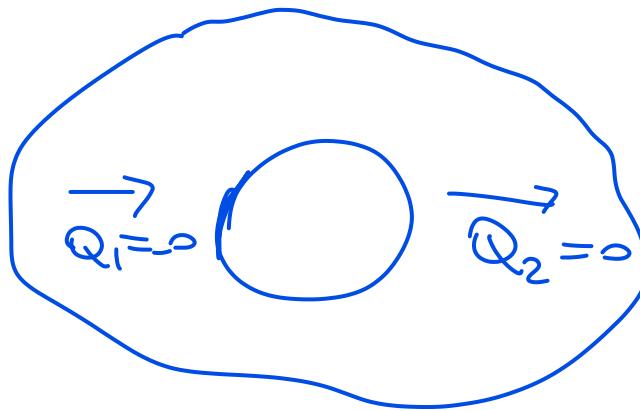
- Stato iniziale e finale: equilibrio
- Stati intermedi: di equilibrio o non equilibrio. In quest'ultimo caso, non è detto che riusciamo a determinare tutte le coordinate termodinamiche del sistema



Pareti di separazione tra sistema e ambiente



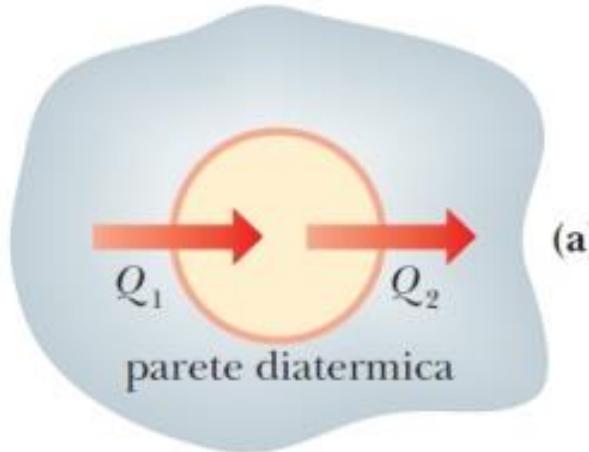
Pareti diatermiche



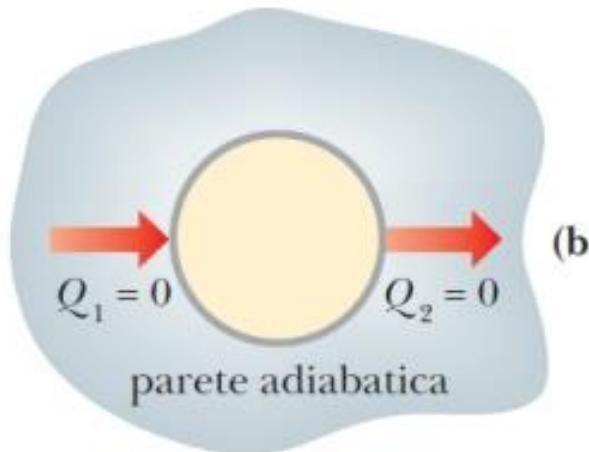
Pareti adiabatiche



Pareti di separazione tra sistema e ambiente



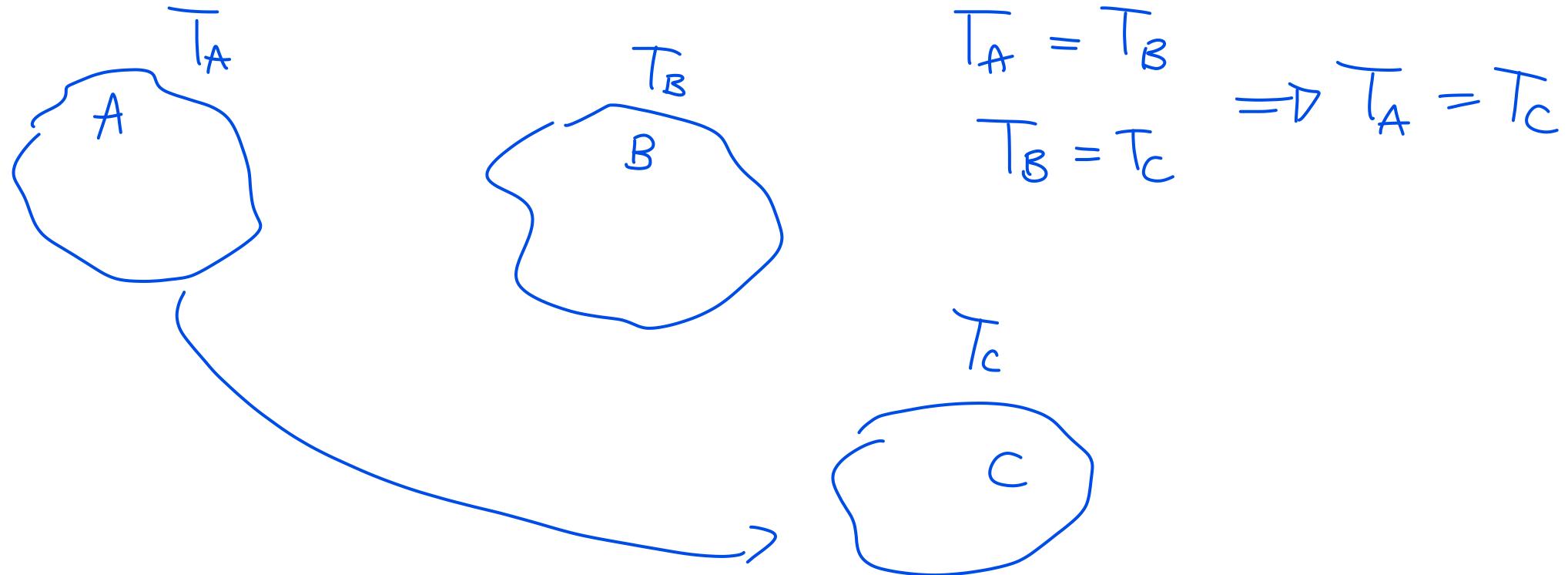
- Parete diatermica → permette lo scambio termico e il raggiungimento dell'equilibrio termico



- Parete adiabatica → impedisce o ritarda il raggiungimento dell'equilibrio termico



Principio zero della termodinamica





Principio zero della termodinamica

Se due sistemi A e B sono ciascuno in equilibrio con un sistema C, $T_A = T_C$ e $T_B = T_C$, allora essi sono in equilibrio termico tra loro

In altri termini: Qualsiasi corpo possiede una proprietà chiamata **temperatura**. Quando due corpi si trovano in equilibrio termico, le loro temperature sono uguali.

Il **principio zero** è stato chiamato così a seguito di un ripensamento logico, venne formulato nel 1930, molto dopo l'enunciazione del primo e del secondo principio della termodinamica. Poiché il concetto di temperatura è fondamentale per questi due principi, è stato posto come principio *antecedente*, quindi principio zero.



Definizione operativa di temperatura

1. Data una grandezza X che varia con la temperatura:

- $X \rightarrow$ grandezza termometrica
- $\theta(X) \rightarrow$ la temperatura è una funzione della grandezza termometrica
- Termometro \rightarrow dispositivo che fornisce il valore della caratteristica termometrica

Es. Termometro a mercurio:

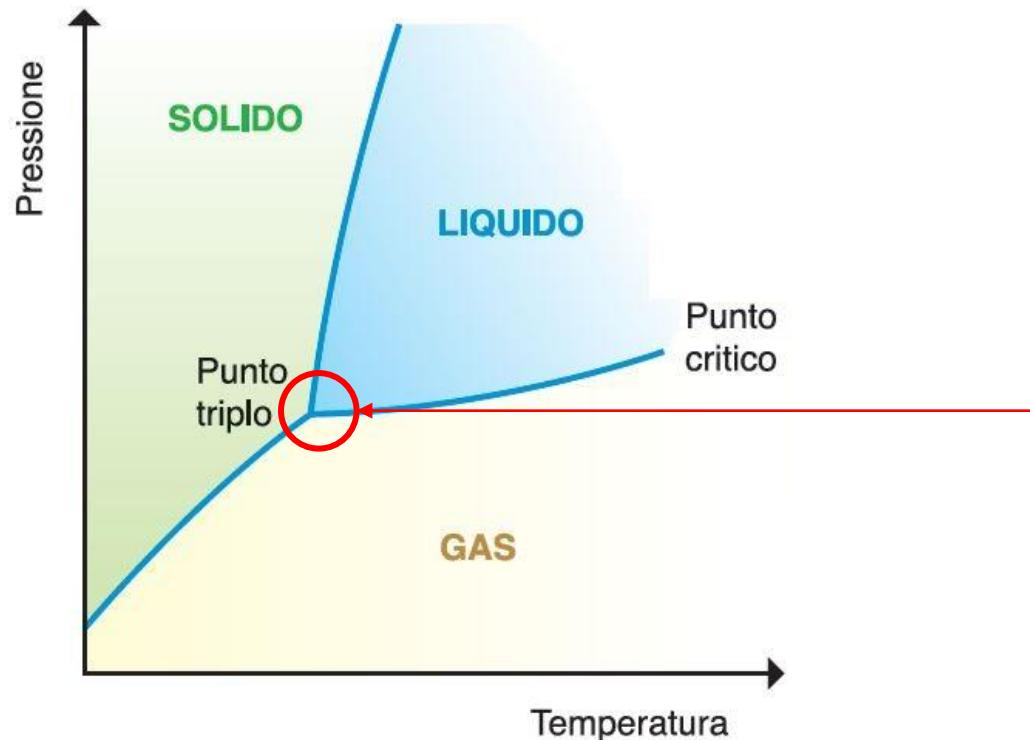
$X \rightarrow$ lunghezza della colonna di mercurio





Definizione operativa di temperatura

2. Deve esistere un sistema in uno stato di equilibrio a cui attribuire un valore arbitrario detto **punto fisso**



A questo punto viene attribuita la temperatura di 273.16 K

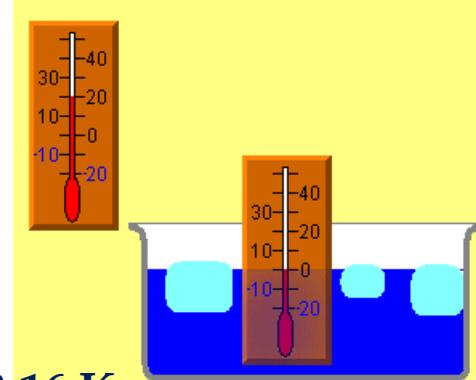
<https://www.youtube.com/watch?v=YtaB7sb5nQ4>



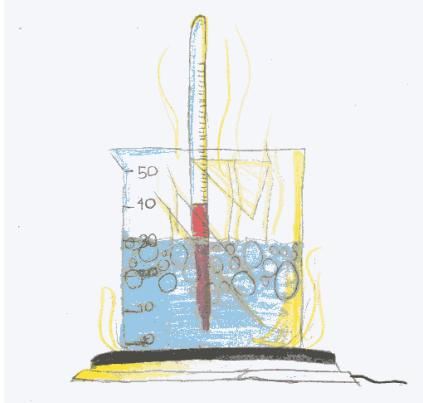
Definizione operativa di temperatura

Come si tara un termometro?

Occorrono due punti fissi legati a fenomeni riproducibili e l'attribuzione di una determinata temperatura nella scala Kelvin: punto triplo dell' H_2O e temperatura di ebollizione.



$T=273.16\text{ K}$
 H_2O liquida, solida e gassosa



$T=373.16\text{ K}$
 H_2O che bolle



Definizione operativa di temperatura

Definizione di **kelvin (K)**: **1/273.16 della temperatura del punto critico dell'acqua** (definizione rivista recentemente, ora legata alla costante di Boltzmann)

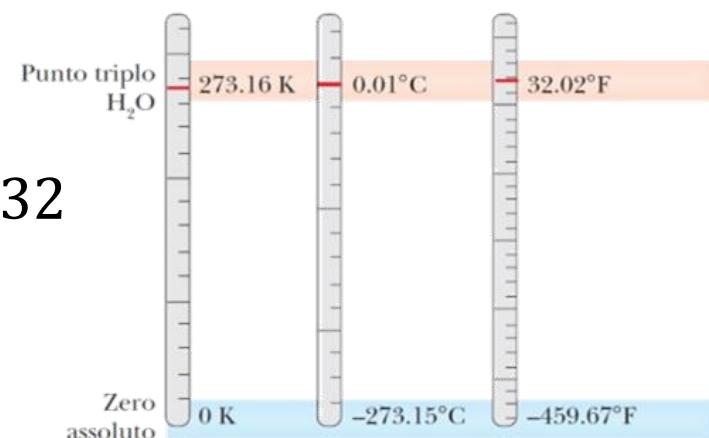
Altre scale di temperatura:

- Celsius ($^{\circ}\text{C}$): punto triplo dell'acqua = $0.01^{\circ}\text{C} \rightarrow 0^{\circ}\text{C} = 273.15\text{ K}$
- Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$): punto di **fusione** dell'acqua (0°C) $\rightarrow 32^{\circ}\text{F}$ e la scala è calibrata in maniera differente:

$$t(^{\circ}\text{F}) = \frac{9}{5}T(\text{K}) - 459.67$$

$$t(^{\circ}\text{F}) = \frac{9}{5}t(^{\circ}\text{C}) + 32$$

$$t(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9}[t(^{\circ}\text{F}) - 32]$$





Definizione

inches

Centimeters

temperatura

Definizione di **kelvin** dell'acqua (definizione)



a del punto critico
ata alla costante di

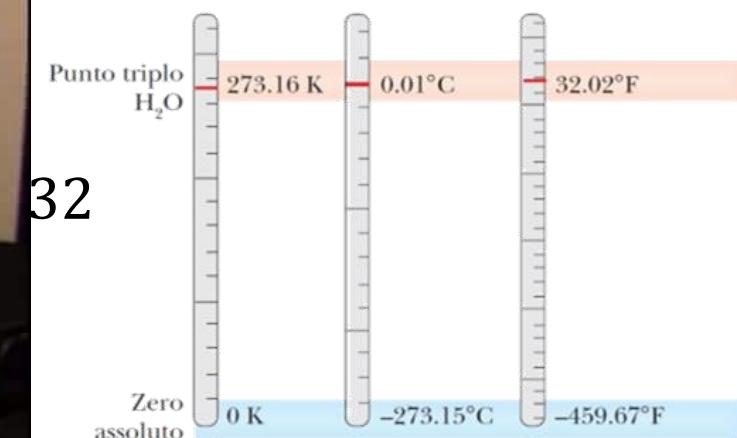
Altre scale di temperatura:

- Celsius ($^{\circ}\text{C}$): punto triplo dell'acqua
 - Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$): punto di congelamento dell'acqua
- maniera differente:

$$t(^{\circ}\text{F}) =$$

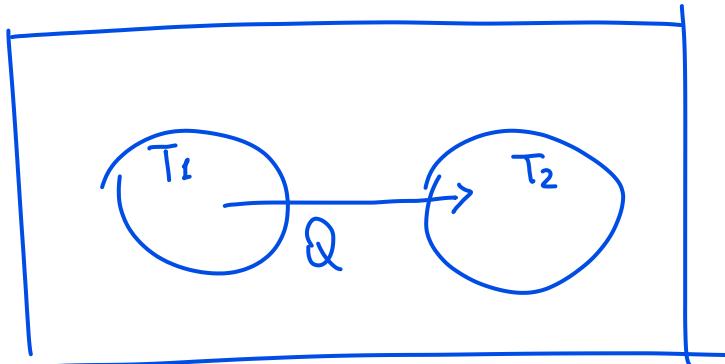


calata è calibrata in





Calorimetria



$$T_1 > T_2$$

Equilibrio

$$T_2 < T_e < T_1$$

$$dQ = m c dT$$

↑
calore specifico

$$\Rightarrow C = \frac{dQ}{dT} \frac{1}{m} \quad m: \text{calore specifico}$$

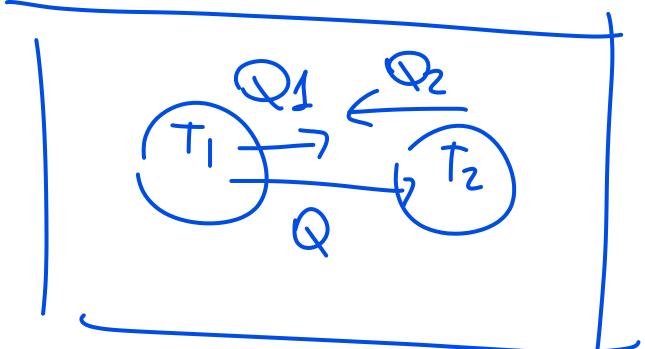
$$C = c_m \rightarrow \text{capacità termica}$$



Calorimetria

$$dQ = mc dT$$

$$Q = \int_{T_A}^{T_B} mc d\bar{T} = mc (T_B - T_A)$$



$$Q_{TOT} = Q_1 + Q_2 = 0 \Rightarrow Q_1 = -Q_2$$

$$Q_1 = m_1 c_1 (T_e - T_1) = -Q_2 = -m_2 c_2 (T_e - T_2)$$

$$m_1 c_1 T_e + m_2 c_2 T_e = m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2$$

$$\Rightarrow T_e = \frac{m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2}{m_1 c_1 + m_2 c_2}$$



Calorimetria





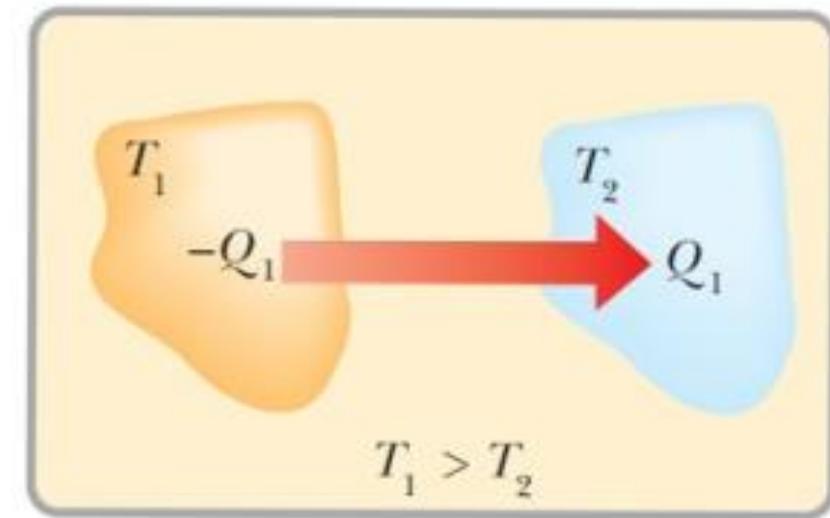
Calorimetria

Quantità di calore da fornire ad un corpo di massa m per variare la sua temperatura di dT :

$$dQ = mcdT \quad Q = mc(T_{fin} - T_{in})$$

dove c è il calore specifico della sostanza considerata

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



Calore da scambiare con l'unità di massa per variare la temperatura di 1K (o 1°C).



Calorimetria

- Capacità termica

$$C = mc$$

- Mole: quantità di materia che contiene un numero di Avogadro ($N_A = 6.022 \times 10^{23}$) di particelle elementari

- Calore specifico molare

$$c = \frac{1}{n} \frac{dQ}{dT}$$

- Temperatura di equilibrio di un sistema adiabatico:

$$T_e = \frac{C_1 T_1 + C_2 T_2}{C_1 + C_2}$$



Calorimetria

Unità di misura

- Calore Q → caloria (Cal): quantità di calore che bisogna fornire ad 1 kg di acqua per portarlo dalla temperatura di 14.5°C a 15.5°C.
- Calore specifico → Cal / (kg K)
- Calore specifico molare → Cal / (mol K)
- Capacità termica → Cal / K



Processi isotermi

$$C = \frac{1}{\mu} \frac{dQ}{dT}$$

↔ → Cambiamento di Stato C non è definito

$$Q = \mu \lambda_T \quad \text{calore latente}$$



Processi isotermi

Cambiamenti di fase

Passaggi di una sostanza da uno stato di aggregazione all'altro

Ad es., solido → liquido (fusione) o liquido → gas (evaporazione), ...

Durante questi passaggi, la temperatura resta costante, anche se il sistema continua ad assorbire calore

$$Q = m\lambda$$

dove λ è definito come **calore latente**



Processi isotermi

Sorgenti di calore

Serbatoio → Pur cedendo o assorbendo calore con un altro sistema, non cambia mai la sua temperatura perché ha una **capacità termica infinita**



Trasmissione del calore

Meccanismi di trasmissione del calore:

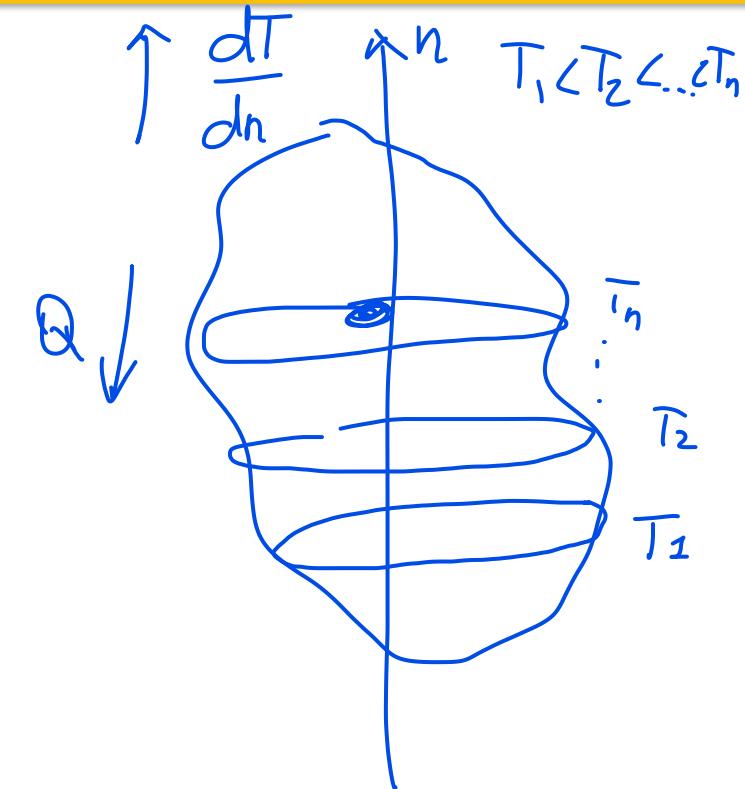
- Conduzione
- Convezione
- Irraggiamento



Trasmissione del calore - conduzione

$$dQ = - k \frac{dT}{dn} dS dt$$

\uparrow $\frac{dT}{dn}$
conducibilità termica del mezzo





Trasmissione del calore - conduzione

Trasmissione di contatto – corpi solidi

Legge di Fourier (legge fenomenologica)

$$dQ = -k \frac{dT}{dn} dS dt$$

dove:

- k è la *conducibilità termica* del materiale
- dn è lo spessore infinitesimo perpendicolare alla superficie dS
- dT è la variazione infinitesima di temperatura
- dQ è la quantità di calore scambiato attraverso la superficie dS, perpendicolarmente, e ha segno negativo perché il passaggio di calore avviene nel verso in cui la temperatura diminuisce

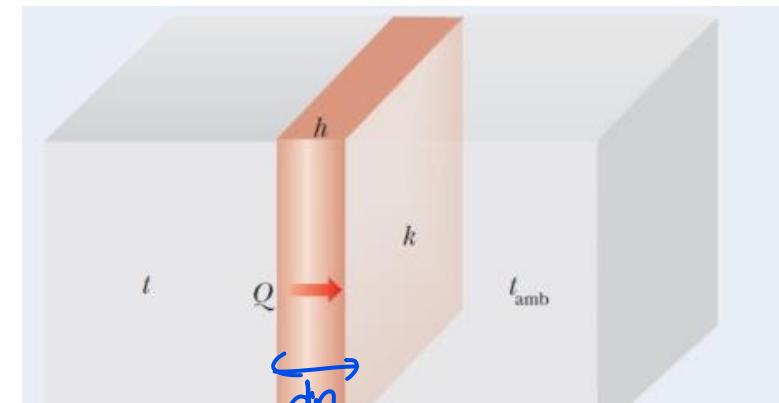


Esempio

Un ambiente ha una parete esterna di mattoni; la superficie è $S = 16m^2$ e lo spessore è $h=20cm$.

Calcolare la potenza dispersa per conduzione se l'interno è a temperatura $T=20^\circ C$ e l'esterno a temperatura $T_{amb} = 0^\circ C$. ($k=0.63J/m s K$)

$$\phi = \frac{dQ}{dt}$$



▲ Figura 11.12

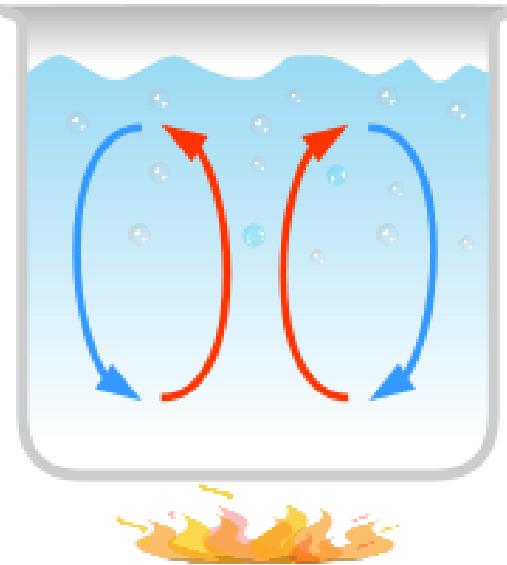


Trasmissione del calore - convezione

Trasmissione di calore per liquidi

La parte di liquido più vicina alla fonte di calore si riscalda diminuisce di densità e si dilata. Questo altera l'equilibrio statico del fluido:

- la parte più calda e meno densa risente di una spinta d'Archimede maggiore di quella più densa e tende a salire
- La parte più fredda e più densa tende a scendere (**moto convettivo**)



Avviene attraverso scambi di materia



Trasmissione del calore - irraggiamento





Trasmissione del calore - irraggiamento

Un corpo a temperatura T **irraggia**, cioè emette energia sottoforma di onde elettromagnetiche che si propagano nello spazio, anche nel vuoto.

Il potere emissivo di un corpo è dato dalla legge di Stefan-Boltzmann:

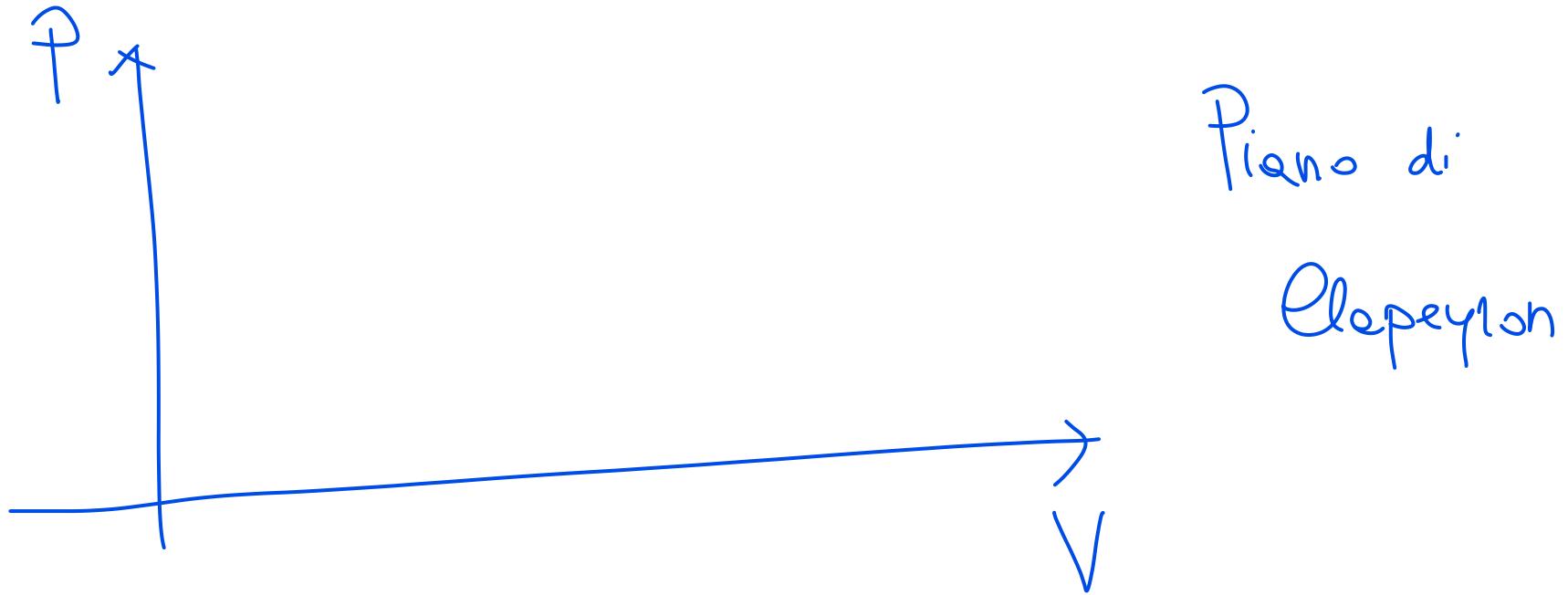
$$\varepsilon = A\sigma eT^4$$

Dove:

- A è la superficie del corpo
- σ è una costante universale (costante di Stefan-Boltzmann) e vale $\sigma = 5.67 \cdot 10^{-8} J/m^2 s K^4$
- e è una grandezza detta **emissività**, varia tra 0 e 1 e dipende dal corpo. Per $e = 1$ la superficie del corpo si dice **superficie nera**: massima emissività e massimo assorbimento



Trasformazioni termodinamiche

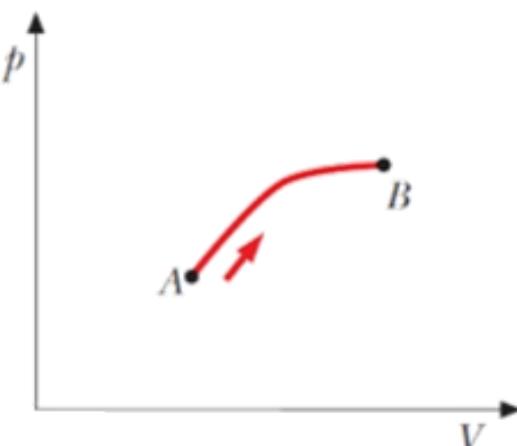




Trasformazioni termodinamiche

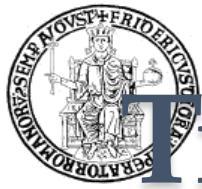
Le trasformazioni sono processi in cui il sistema passa da uno stato di equilibrio iniziale (A) ad uno finale (B), durante i quali cambiano una o tutte le variabili termodinamiche del sistema

Piano di Clapeyron

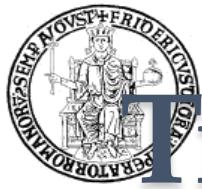


Lo stato di un sistema è determinato dalle variabili di stato, che sono legate dalle **equazioni di stato**. Ad es, se scegliamo p e V come variabili indipendenti, $T(p,V)$ è automaticamente determinata.

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

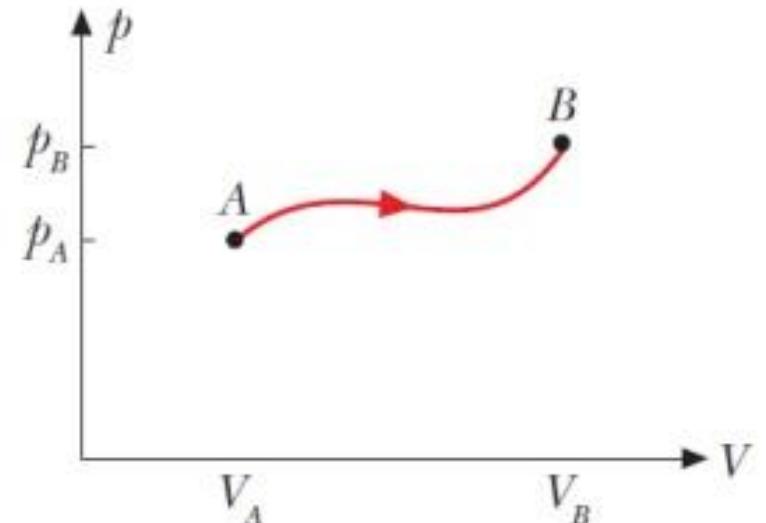


Trasformazioni reversibili e irreversibili

- 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

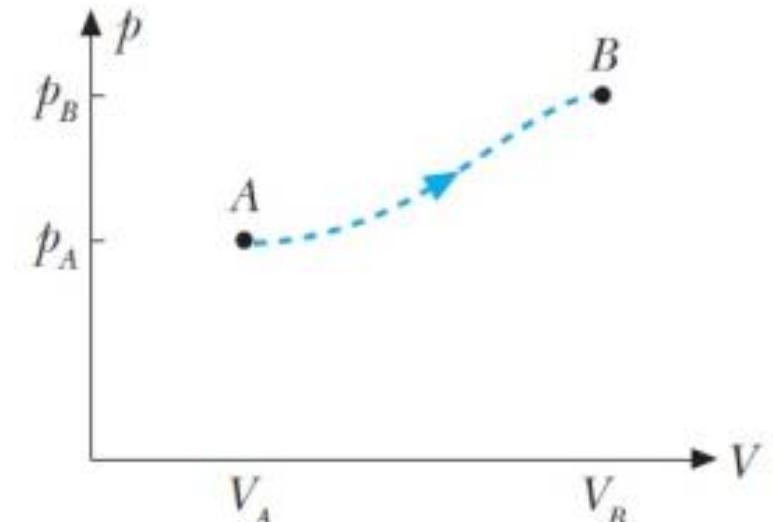




Trasformazioni reversibili e irreversibili

- 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

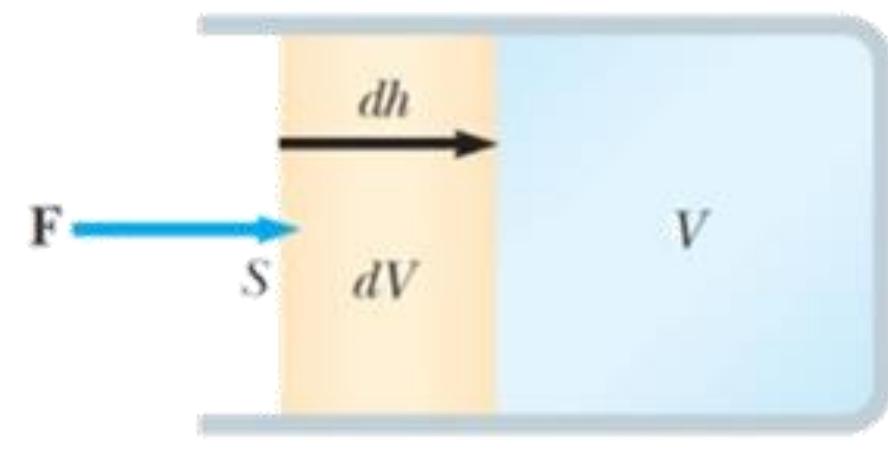




Lavoro termodinamico

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

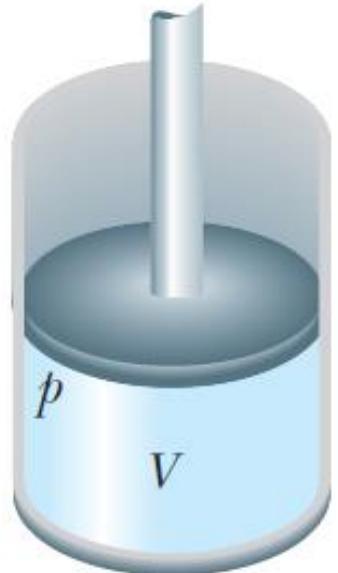


Lavoro termodinamico

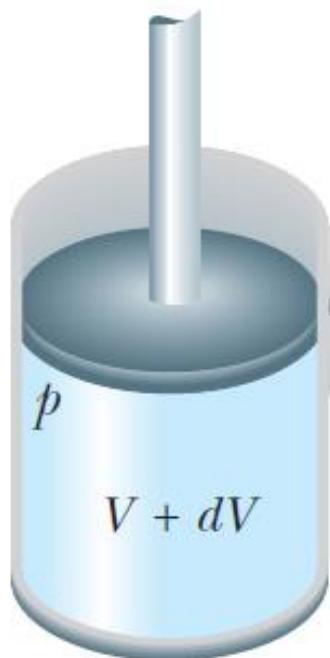


Lavoro termodinamico

(a)



(b)



$$dW = pdV$$

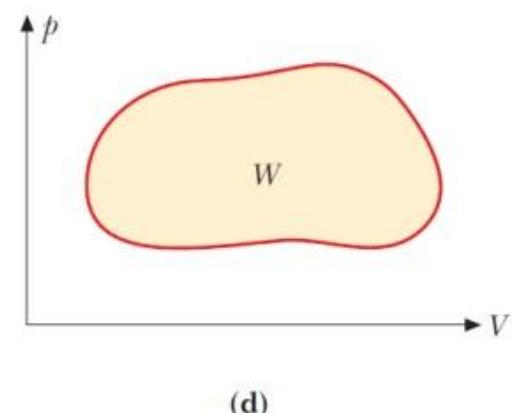
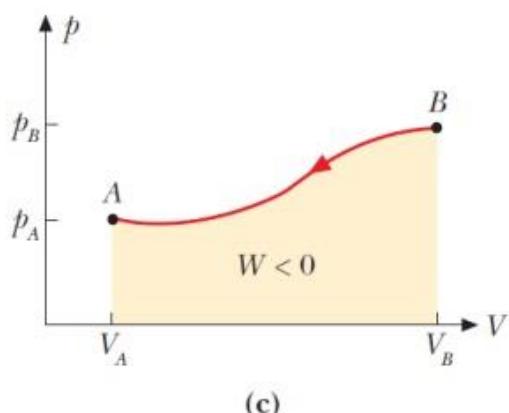
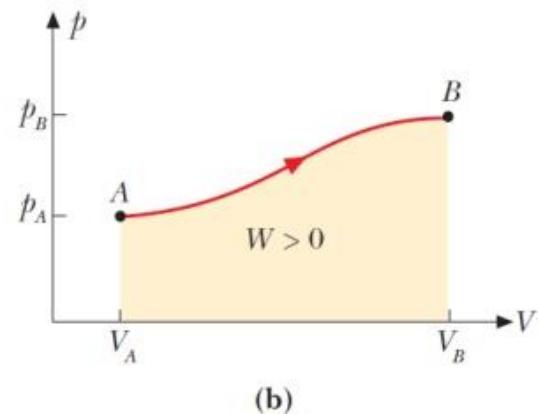
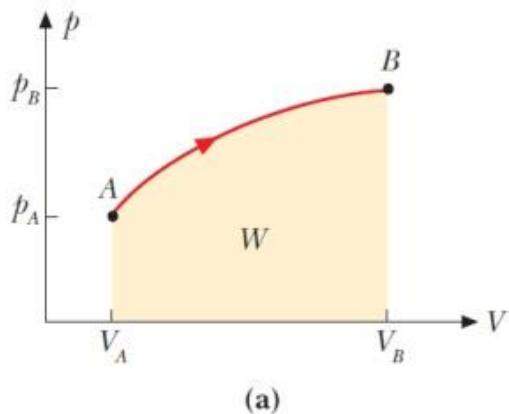
$$W = \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV$$

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 $p(V)$.



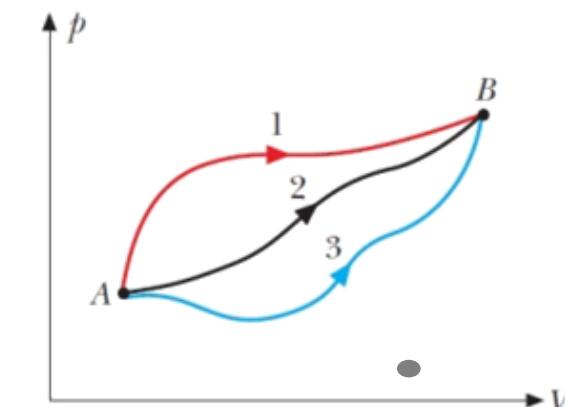
Lavoro termodinamico



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 ($W_1 \neq W_2 \neq W_3$)





Quanti schiaffi servono per cucinare un pollo?

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

... e perché?



Primo principio della termodinamica

Esperimento di Joule

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



Primo principio della termodinamica

Esperimento di Joule

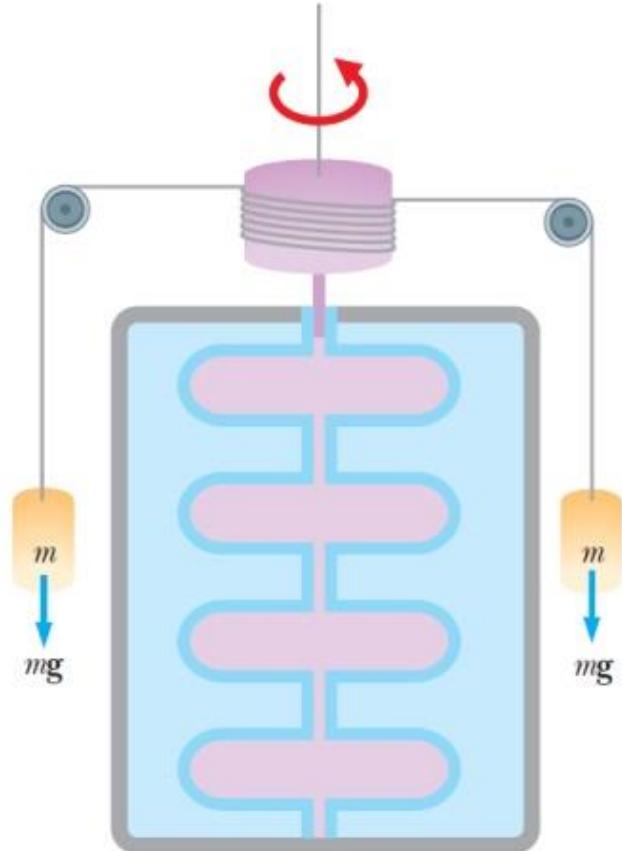
<https://www.youtube.com/watch?v=opANpszgEK8>



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:

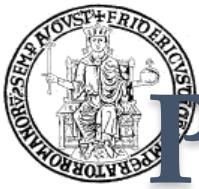
$$W_{ad} = -\Delta U = U_{in} - U_{fin}$$

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



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:

$$\Delta U = Q - W$$



Primo principio della termodinamica

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

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

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

Macchina termica