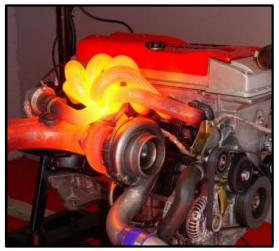
Capitolo 1

Introduzione, energia e primo principio della termodinamica

Fisica Tecnica

Docente: Riccardo Zamolo (rzamolo@units.it)



A.A. 2026/2027

Sistema (termodinamico) e massa/volume di controllo

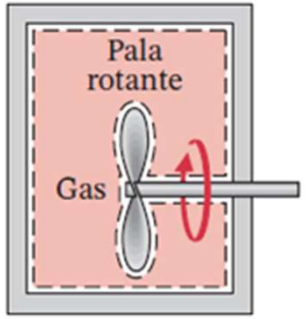
Sistema termodinamico: **quantità di materia** o **regione di spazio** delimitata da superficie (**contorno**) che lo separa dall'**ambiente** esterno. Il contorno può essere:

- **reale** o **astratto** a seconda che coincida con una superficie fisica o meno
- **rigido** o **deformabile** nel tempo

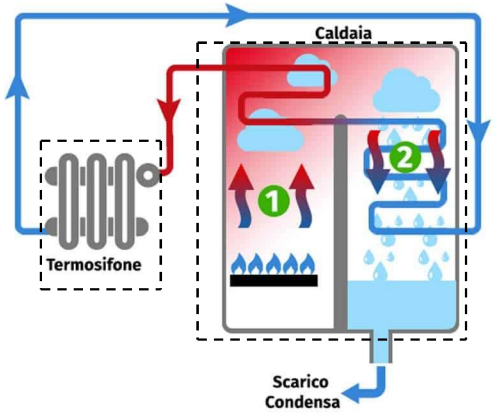
Un sistema è **chiuso** se non c'è scambio di massa con l'ambiente attraverso il contorno: si considera quindi una **fissata quantità di materia** ed il sistema è detto anche **massa di controllo**.

Un sistema è **aperto** se c'è scambio di massa con l'ambiente attraverso il contorno: si considera quindi una **regione di spazio** ed il sistema è detto anche **volume di controllo**.

In ogni caso ci può sempre essere **scambio** di **calore** e/o **lavoro** attraverso il contorno.



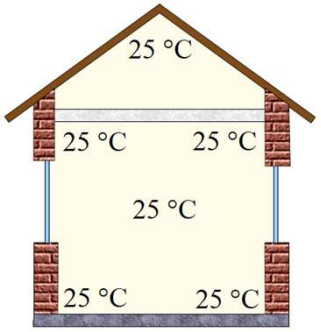
Massa di controllo
(sistema chiuso)



Volumi di controllo
(sistemi aperti)

Equilibrio termodinamico e proprietà di un sistema

La termodinamica tratta sistemi in stato di **equilibrio termodinamico**, ossia non soggetti a cambiamenti di tipo termico, meccanico, chimico o elettrico. All'**equilibrio termodinamico** non ci possono essere quindi **flussi termici** (contorno isolato / adiabatico) e la **temperatura (ed ogni altra proprietà) sono le stesse** in ogni punto:



⚠ Questa immagine serve solo a visualizzare il concetto di equilibrio termico. La distribuzione di temperatura non sarà **mai uniforme**: la termodinamica classica, insieme alla trasmissione del calore, sarà comunque in grado di modellare bene anche tale situazione.

In tale condizione, il sistema è completamente definito da un **insieme di proprietà** (**stato**).

Le proprietà di un sistema possono essere:

- **intensive** quando **non dipendono** dalle **dimensioni** del sistema, ad es. temperatura T, pressione p, densità $\rho = m/V$,…
- **estensive** quando **dipendono** dalle **dimensioni** del sistema, ad es. massa m, volume V, energia U,…

Le proprietà estensive sono spesso riferite all'**unità di massa** e sono dette **proprietà specifiche**, ad es. volume specifico $v = V/m$, energia specifica $u = U/m$,…

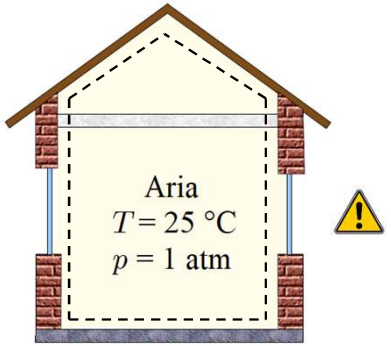
Proprietà e stato di un sistema in equilibrio termodinamico

Quante proprietà sono necessarie per descrivere completamente un **sistema** in **equilibrio termodinamico**, ossia per individuarne lo **stato**?

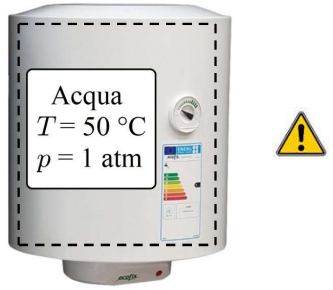
> *Nel caso di un **sistema semplice comprimibile**, come ad esempio aria, sono necessarie **due** proprietà **intensive indipendenti**.*

Esempi che ci interesseranno:

- gas (aria, ad esempio): qualsiasi coppia tra **temperatura** T, **pressione** p e **volume specifico** $v = V/m$, o in alternativa a v, la **densità** $\rho = m/V = 1/v$



- acqua in cambio di fase: **temperatura** T e **volume specifico** v**,** per esempio, poiché temperatura e pressione sono legate tra di loro e quindi **non indipendenti** (la temperatura di ebollizione cambia a quote diverse, ossia a pressioni diverse).

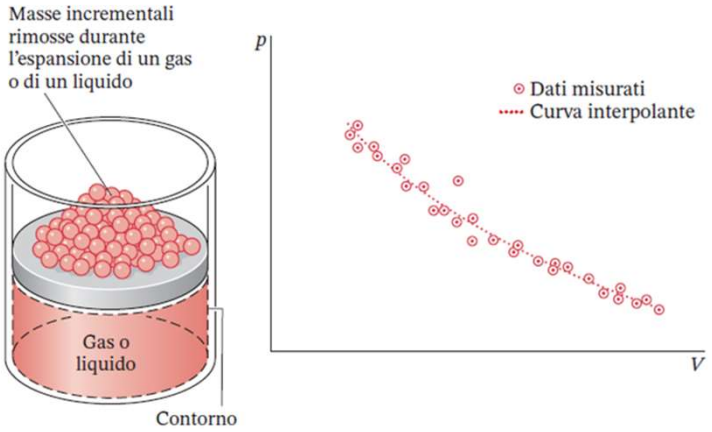


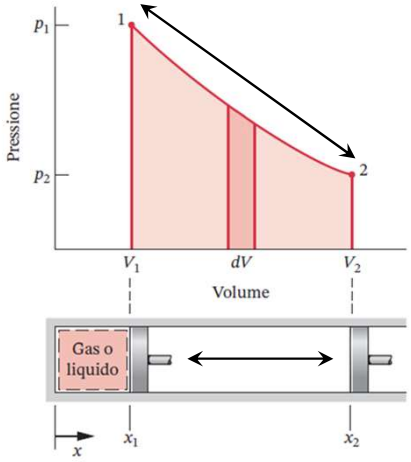
Trasformazioni termodinamiche

La **termodinamica** tratta sistemi in **equilibrio termodinamico**. Quindi qualsiasi variazione nel tempo o nello spazio delle proprietà è esclusa? **NO**, poiché si considerano **trasformazioni quasi-statiche**, ossia che avvengono in maniera sufficientemente lenta da permettere al sistema di evolvere per **successivi stati di equilibrio**.

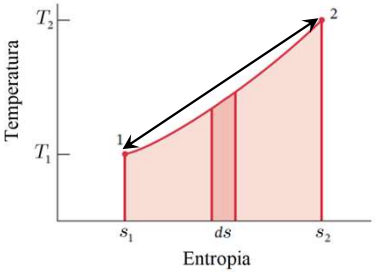
Il concetto di trasformazione quasi-statica è **ideale** e permette di descrivere con **sufficiente semplicità** i fenomeni reali cogliendone gli **aspetti essenziali**. Buona parte dei **processi reali** si avvicina a questo tipo di trasformazione con errori spesso **molto piccoli**.

L'evoluzione di una **trasformazione quasi-statica** che porta il sistema da uno stato ad un altro può essere quindi diagrammata in opportuni grafici poiché si possono conoscere i valori di **tutte le proprietà** per **qualsiasi stato intermedio**, essendo ognuno di equilibrio. Una trasformazione quasi-statica è **internamente reversibile**: è possibile riportare il sistema allo stato iniziale ripassando esattamente per gli stessi stati intermedi.









Forme di energia (meccanica), sistemi chiusi

Lo studio dei **sistemi chiusi**, ossia quelli senza scambio di massa con l'ambiente, è propedeutico allo studio dei **sistemi aperti** dove vi sono invece portate di massa entranti e/o uscenti e che saranno di maggiore interesse per questo corso: un sistema aperto potrà infatti essere studiato seguendo l'evoluzione nel tempo di una massa prefissata, riconducendosi quindi ai princìpi dei sistemi chiusi.

Forme di energia [Joule = J = N · m], oppure [J/kg] se specifica:

- **energia cinetica** $E_C,\ e_C = \frac{E_C}{m} = \frac{w^2}{2}$ associata ad una velocità **macroscopica** w (rispetto ad un sistema di riferimento).
- **energia potenziale** $E_P,\ e_P = \frac{E_P}{m} = gz$ associata ad una quota z (rispetto ad una quota di riferimento) in un campo gravitazionale (uniforme) di accelerazione g.
- **energia interna** $U,\ u = U/m$ associata a energia **microscopica** (cinetica e potenziale) delle molecole del sistema. Tipicamente associata alla **temperatura** (energia interna sensibile) o all'energia di **cambiamento di fase** (energia interna latente), energia chimica o nucleare.

$\Rightarrow$ **energia totale** $E = E_C + E_P + U,\ e = \frac{E}{m} = e_C + e_P + u$

Forme di energia, sistemi chiusi

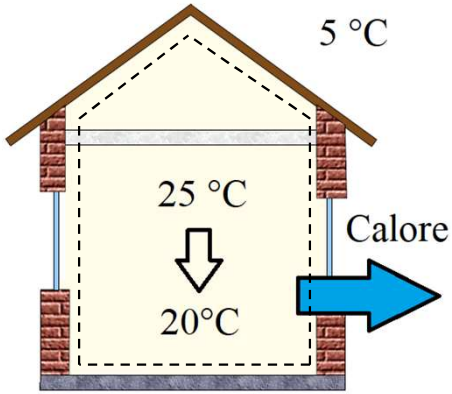
Lo studio dei **sistemi chiusi**, ossia quelli senza scambio di massa con l'ambiente, è propedeutico allo studio dei **sistemi aperti** dove vi sono invece portate di massa entranti e/o uscenti e che saranno di maggiore interesse per questo corso: un sistema aperto potrà infatti essere studiato seguendo l'evoluzione nel tempo di una massa prefissata, riconducendosi quindi ai princìpi dei sistemi chiusi.

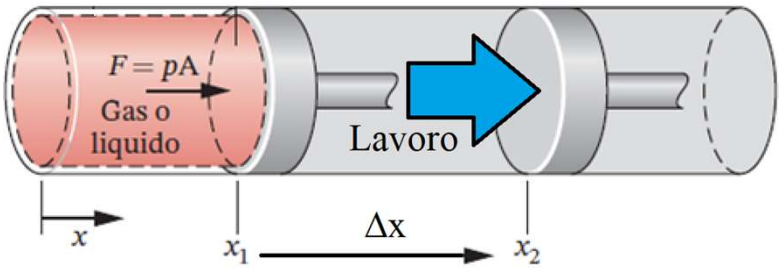
Forme di energia [Joule = J = N · m], oppure [J/kg] se specifica:

- **calore** $Q, q = Q/m$ associato a scambio di energia con l'ambiente per effetto di **differenze di temperatura** (trasformazione quasi-statica $\Rightarrow$ piccole differenze di temperatura, al limite infinitesime).
- **lavoro** $L, l = L/m$ associato a scambio di **energia meccanica** con l'ambiente.

$$L = \text{forza} \times \text{spostamento} = \bar{F} \cdot \Delta x = \bar{p} \cdot A \cdot \Delta x = \bar{p} \cdot \Delta V \quad [\text{J}]$$

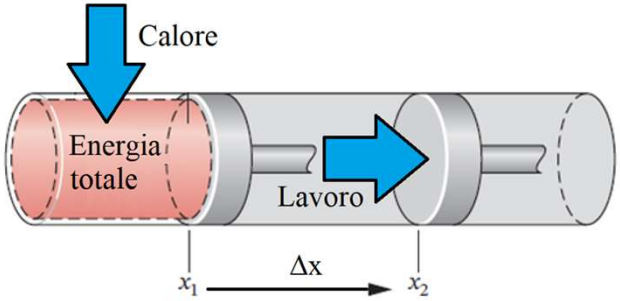
$$l = \frac{L}{m} = \bar{p} \cdot \Delta v \quad \left[\frac{\text{J}}{\text{kg}}\right]$$





Primo principio della termodinamica per sistemi chusi

Il primo principio della termodinamica riguarda in termini molto generali la **conservazione dell'energia** nelle forme appena viste per una qualsiasi trasformazione, **anche non quasi-statica**:



$$\text{Calore} = \text{Lavoro} + \text{Variazione di Energia}$$

In termini **finiti** relativi all'evoluzione tra due stati 1 e 2:

$$Q - L = \Delta E = E_2 - E_1$$
$$q - l = \Delta e = e_2 - e_1$$

In termini **infinitesimi** relativi a due stati di quasi equilibrio successivi (solo in termini specifici per comodità, e trascurando i contributi cinetico e potenziale):

$$\delta q - \delta l = \delta q - p \cdot \mathrm{d}v = \mathrm{d}u$$

Convenzione segni/direzioni:

- **Calore** positivo se **entrante** nel sistema
- **Lavoro** positivo se fatto **verso l'ambiente**

Energie $(E_C, e_C, E_P, e_P, U, u)$ sono **funzioni di stato**: non dipendono dal percorso seguito $\Rightarrow$ differenziali esatti

Calore e **lavoro** invece **dipendono dal percorso**: δq e δl **non sono** differenziali esatti

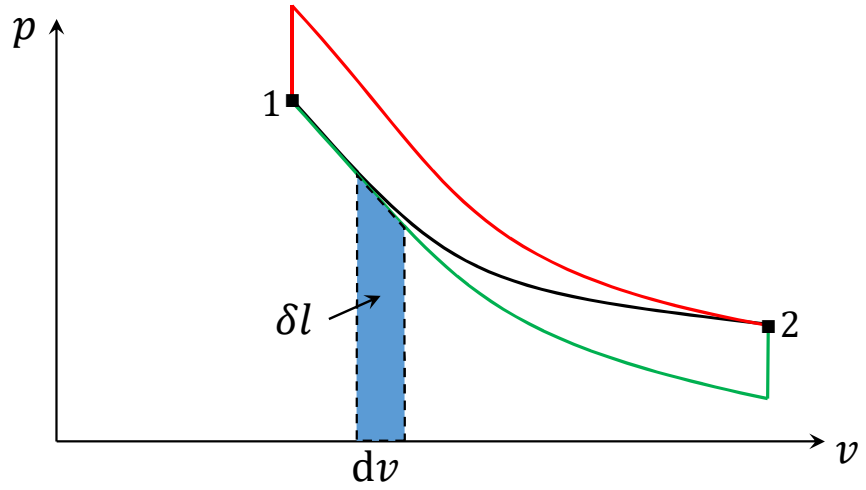
Primo principio della termodinamica per sistemi chusi

Il **lavoro** (infinitesimo) fatto **verso l'ambiente** è $\delta l = p \cdot \mathrm{d}v$. Il lavoro totale fatto nella trasformazione si ottiene quindi sommando ciascun piccolo contributo infinitesimo δl lungo il percorso della trasformazione che porta dallo stato iniziale 1 a quello finale 2:

$$l = \int_1^2 \delta l = \int_1^2 p \cdot \mathrm{d}v$$

ed è quindi rappresentato **dall'area sottesa dalla trasformazione** nel piano $p - v$ (pressione - volume specifico).

Il **lavoro** verso l'ambiente **dipende** quindi dal **percorso** scelto per andare dallo stato iniziale 1 a quello finale 2:



La somma dei contributi infinitesimi per il **calore** vale:

$$q = \int_1^2 \delta q$$

mentre per l'**energia totale** si ha:

$$\Delta e = \int_1^2 \mathrm{d}e = e_2 - e_1$$

ricordando che il bilancio di primo principio è $q = l + \Delta e$.

Primo principio della termodinamica per sistemi chusi

Tornerà molto utile definire una nuova grandezza energetica detta **entalpia** (specifica), che è una funzione di stato, che combina l'**energia interna** con il prodotto di **pressione** per **volume** (specifico):

$$h = u + p \cdot v$$

Tale definizione risulterà **molto comoda** nel caso del primo principio per **sistemi aperti**.

Il differenziale dell'entalpia è quindi dato da (derivata del prodotto):

$$\mathrm{d}h = \mathrm{d}u + \mathrm{d}(p \cdot v) = \mathrm{d}u + p \cdot \mathrm{d}v + v \cdot \mathrm{d}p$$

che sostituito nella precedente forma infinitesima del **primo principio**, trascurando i contributi cinetico e potenziale, permette di esprimerlo in **funzione dell'entalpia** h e non più dell'**energia interna** u:

$$\delta q = \mathrm{d}u + p \cdot \mathrm{d}v = \mathrm{d}h - v \cdot \mathrm{d}p$$

In funzione di u In funzione di h

Entrambe le precedenti forme sono **del tutto equivalenti**.

Scale di temperatura

- Scala **Celsius** (°C): assegna **0 °C** al **punto di fusione** dell'acqua solida e **100 °C** al **punto di ebollizione** dell'acqua liquida, entrambe ad una pressione di $1\ \text{atm} = 101,300\ \text{Pa}$. Al **punto triplo dell'acqua**, ossia all'equilibrio tra fasi solida, liquida e vapore, si hanno 0.01 °C.
- Scala **termodinamica** o **Kelvin** (K): si basa sulla **temperatura assoluta** che assegna **0 K** alla **minima temperatura raggiungibile**, corrispondente alla minima energia cinetica della materia. La **differenza** di temperatura tra punto di fusione e di ebollizione dell'acqua ad 1 atm viene mantenuta per semplicità pari a **100 K**, come nella scala Celsius tale differenza è 100 °C. Misure sperimentali permettono poi di stabilire che 0 °C corrispondono a $\mathbf{273.15\ K}$ e di conseguenza 100 °C corrispondono a $\mathbf{373.15\ K}$.

Conversione tra Celsius e Kelvin:

$$\text{Da Celsius a Kelvin:} \quad T\ [\text{K}] = T\ [°\text{C}] + 273.15$$

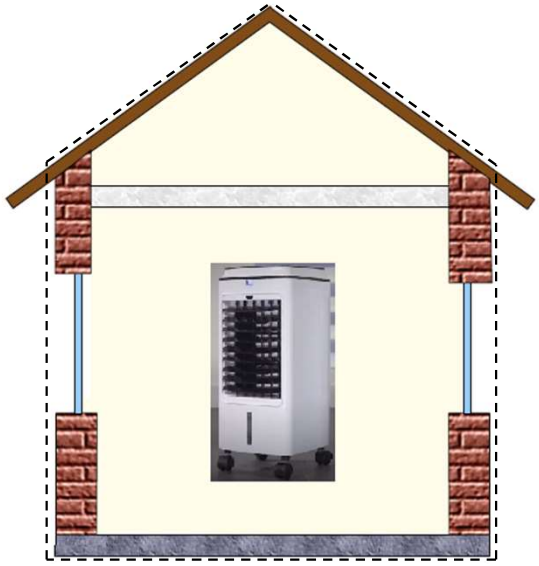
$$\text{Da Kelvin a Celsius:} \quad T\ [°\text{C}] = T\ [\text{K}] - 273.15$$

Quando usare una o l'altra:

- **indifferente** quando si hanno **differenze** di temperatura, poiché $\Delta T\ [\text{K}] = \Delta T\ [°\text{C}]$
- **Kelvin** quando c'è dipendenza dalla **natura termodinamica** o **assoluta** del fenomeno. Es.: equazione di stato ($pv = R\boldsymbol{T}$), rendimento ciclo termodinamico ($\eta = 1 - \frac{\boldsymbol{T_1}}{\boldsymbol{T_2}}$), potere emissivo nell'irraggiamento ($\text{E} = \sigma \boldsymbol{T^4}$)

Es. 0 (I principio, condizionatore portatile)

D’estate sono ricorrenti le pubblicità di **ipotetici condizionatori portatili** che, alimentati solo da corrente elettrica e **senza ulteriori collegamenti**, dovrebbero **raffreddare** gli ambienti. Dimostrare che, nell’ipotesi estrema di consumo nullo di corrente elettrica e di ambiente **perfettamente isolato termicamente** dall’esterno (contorno adiabatico), tali dispositivi **non possono funzionare** come pubblicizzato.



Es. 3.3 (I principio)

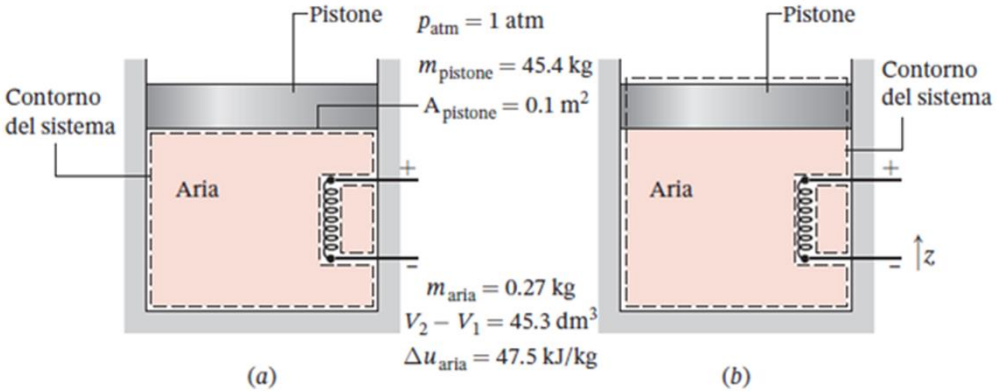


Figura E3.3

Presupposti

1. Si analizzano due sistemi chiusi, come mostrato negli schemi (*a*) e (*b*) della Figura E3.3.
2. L'unico scambio di calore significativo è quello dalla resistenza elettrica all'aria, durante il quale l'aria si espande lentamente mentre la sua pressione rimane costante.
3. Non ci sono variazioni di energia cinetica.
4. La variazione di energia potenziale dell'aria è trascurabile.
5. Poiché il materiale di cui è costituito sistema cilindro-pistone è un buon isolante, il pistone si può considerare adiabatico (cioè, lo scambio termico tra esso e l'ambiente è nullo) e, pertanto, l'energia interna del pistone non varia.
6. L'attrito tra il pistone e la parete del cilindro è trascurabile.
7. L'accelerazione di gravità è costante; $g = 9.8$ m/s^2.

Es. 3.3bis (I principio)

Si consideri il problema dell'es. 3.3, aggiungendo ora una molla ($k = 9000$ N/m, $E_P = \frac{1}{2}kx^2$) sopra al pistone.

