

Lezione 5

Fluidi e Termologia

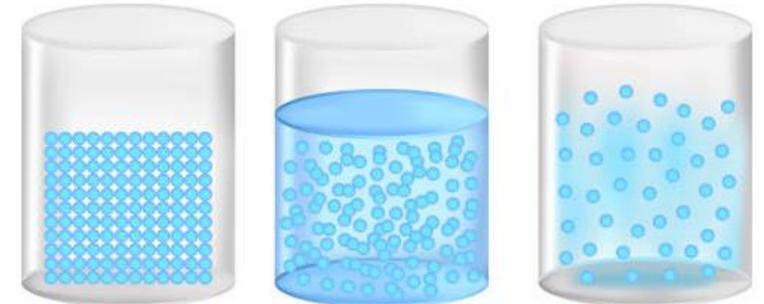
Versione: 1.01 – 29.09.22

Introduzione: gli stati della materia

In questa lezione abbandoneremo la descrizione dei corpi come oggetti **puntiformi** e ci occuperemo di oggetti **estesi**, composti di innumerevoli sottoelementi e considerati nel loro complesso.

Stati di aggregazione della materia (proprietà meccaniche)

- **Solido:** stato di aggregazione della materia caratterizzato da **volume e forma propri**. Un solido può ruotare in modo coeso.
- **Fluidi:** stato di aggregazione della materia che può variare la propria forma se soggetto a forze; **può “fluire”**:
 - **Liquidi:** posseggono volume proprio. Es. 1 ℓ d’acqua;
 - **Aeriformi:** né volume né forma propri. Es. un palloncino.
 - Gas, vapori, fluidi supercritici.



Solido

Liquido

Aeriforme

Le differenti proprietà di questi stati dipendono dal rapporto tra l'**energia cinetica** delle molecole costituenti e l'**energia potenziale** dovuta alle forze di interazione che le tengono unite (**legame chimico**).
Solido: potenziale \gg cinetica. **Liquido:** potenziale \sim cinetica. **Aeriforme:** potenziale \ll cinetica.

Variabili macroscopiche

In questa lezione abbandoneremo la descrizione dei corpi come oggetti **puntiformi** e ci occuperemo di oggetti **estesi**, composti di innumerevoli sottoelementi e considerati nel loro complesso.

Variabili macroscopiche: descrivono lo stato della materia in determinate regioni di spazio. Possono essere **estensive** o **intensive**.

- **Densità (volumica di massa):** $\rho = \frac{m}{V}$ (“rho”, quantità di massa nell’unità di volume. Unità di misura: kg/m^3)
- **Pressione:** $p = \frac{F}{S}$ (forza per unità di superficie esercitata da un fluido sulle pareti di un contenitore. Unità di misura: Pascal, $\text{Pa} = \text{N/m}^2$)
- **Temperatura:** T , misura dell’agitazione termica (**energia**) delle particelle. ($^{\circ}\text{C}$, $^{\circ}\text{K}$)

Utilità: invece di avere una $\vec{r}(t)$ per ognuna delle \mathcal{N} (dell’ordine del Numero di Avogadro $\sim 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) particelle che compongono la sostanza, mi concentro su poche grandezze globali.

Alcune proprietà

Principio di Pascal: in equilibrio idro/fluido statico, la pressione esercitata dal fluido è **isotropa** ed **uniforme**.

Quindi: se **applico una pressione** in un punto del fluido (un certa superficie di un fluido confinato; premo un palloncino), questa verrà **trasmessa in ogni punto** del fluido con la **stessa intensità**.

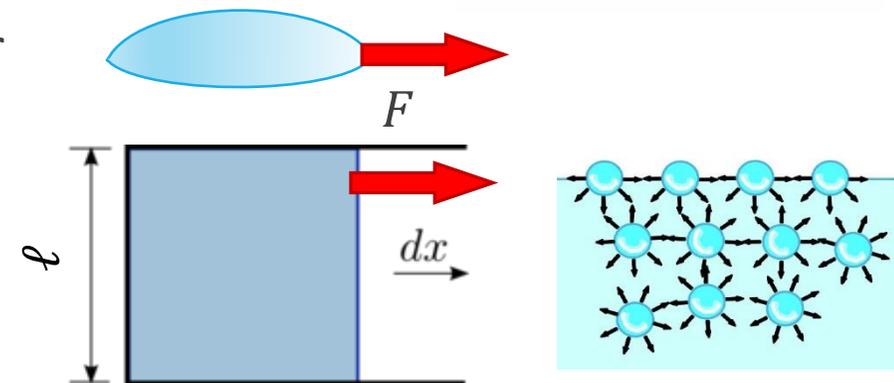
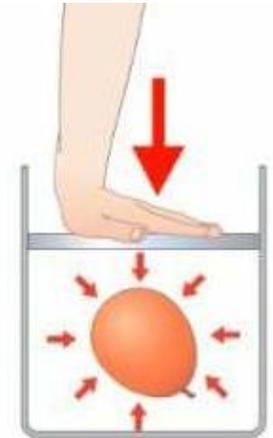
E' conseguenza della proprietà di un fluido di *fluire*.

Tensione superficiale (γ , N/m): è la **forza di coesione** per unità di lunghezza delle particelle di un fluido.

Si misura come il lavoro che bisogna fare per aumentare di una unità la superficie del fluido:

due facce \rightarrow

$$\gamma = \frac{F}{2\ell} = \frac{F \Delta x}{2L \Delta x} = \frac{L}{S}$$

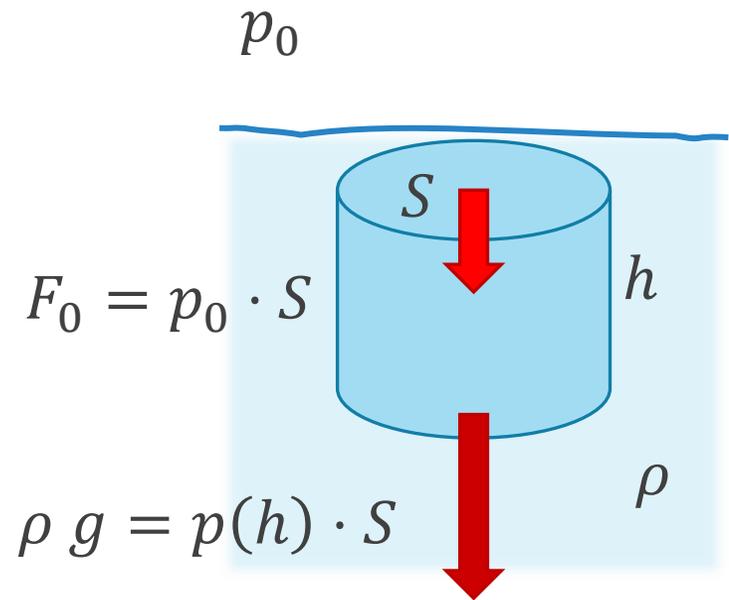


Alcune conseguenze: legge di Stevino

La **Legge di Stevino** (che deriva semplicemente dalla Dinamica già trattata) permette di ricavare la pressione di un fluido al variare della **profondità** (h).

$$p(h) = p_0 + \rho g h$$

$$F(h) = F_0 + h \cdot S \cdot \rho g = p(h) \cdot S$$



Esempio: calcolare la pressione percepita da un sub a 10 m di profondità. $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1030 \text{ kg/m}^3$, $p_0 = 1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$.

Soluzione: $p = 1.01 \times 10^5 \text{ Pa} + (1030 \text{ kg/m}^3) \cdot (9.81 \text{ m/s}^2) \cdot 10 \text{ m} = 2.02 \times 10^5 \text{ Pa}$

Alcune conseguenze: principio di Archimede

Perché alcuni corpi galleggiano mentre altri affondano se immerse in acqua?

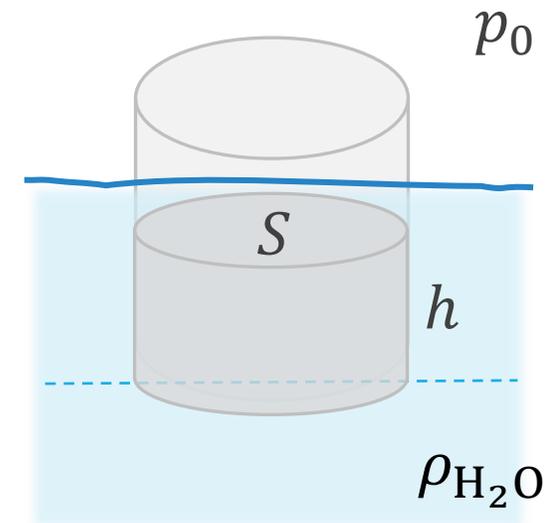
Il **principio di Archimede** stabilisce che un corpo interamente o parzialmente immerso in un fluido riceve una spinta verso l'alto pari al peso del volume di fluido spostato.

Per il **principio di Pascal**, la pressione ad una profondità h deve essere la stessa sia sotto il corpo che altrove:

$$p(h) = p_0 + \rho_{\text{H}_2\text{O}} g h = p_0 + \frac{mg}{S}$$



$$F_A = \rho_{\text{H}_2\text{O}} g (h \cdot S)$$

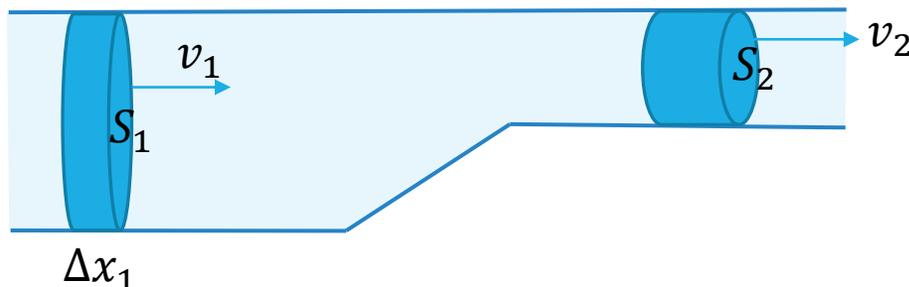


Fluidodinamica: fluidi in movimento

Molti aspetti del moto dei fluidi possono essere compresi facendo le ipotesi semplificative che:

- Il fluido sia *non-viscoso*: simile all'attrito, la **viscosità** misura la resistenza (attrito interno) del fluido allo scorrimento;
- **Incomprimibile** (no aeriformi);
- Sia in uno stato **stazionario**, privo di turbolenze.

Equazione di continuità del volume: tanto fluido entra quanto ne esce da una condotta di sezione variabile. Tanta acqua entra quanta ne esce:



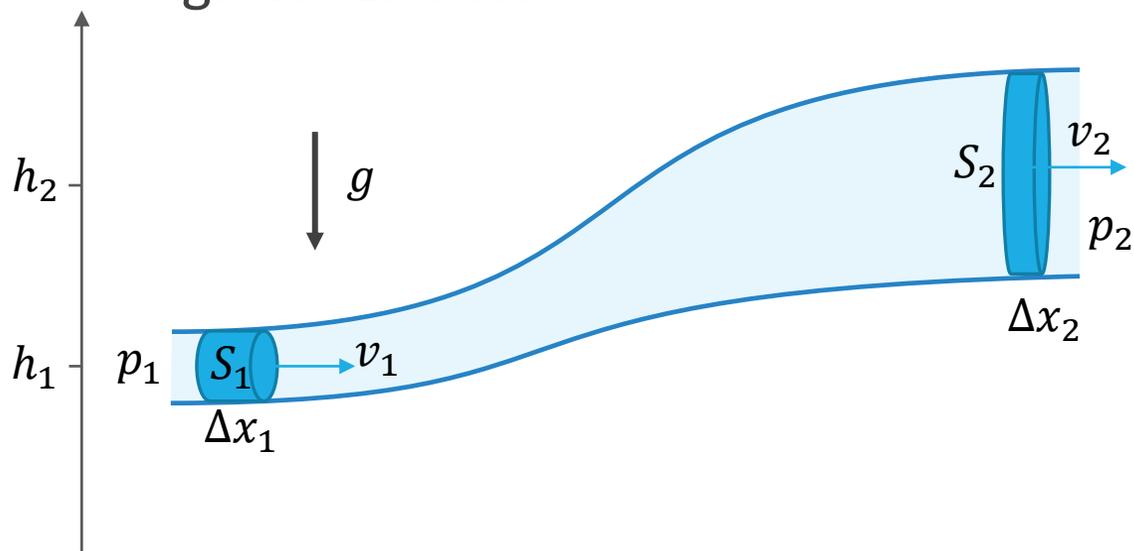
Volume in ingresso in un tempo Δt :

$$\frac{\Delta V_1}{\Delta t} = S_1 \cdot \frac{\Delta x_1}{\Delta t} = \boxed{S_1 \cdot v_1 = S_2 \cdot v_2}$$

eguaglia quello in uscita.

Fluidodinamica: l'equazione di Bernoulli

L'**equazione di Bernoulli** rappresenta la conservazione dell'energia per un fluido che scorre in condotti di sezione diversa, a velocità diverse, immerso nel campo gravitazionale.



Applico il **Teorema dell'energia cinetica** al volume di fluido nel disegno. Le forze in gioco saranno la forza peso e quelle dovute alle pressioni ai due lati del condotto:

$$\Delta K = L_{\text{peso}} + L_{\text{pres.}}$$

$$\frac{1}{2}mv_2^2 - \frac{1}{2}mv_1^2 = mg(h_2 - h_1) + p_1 S_1 \Delta x_1 - p_2 S_2 \Delta x_2$$

$$\frac{1}{2}\rho v_2^2 - \frac{1}{2}\rho v_1^2 = \rho g(h_2 - h_1) + p_1 - p_2$$



$$p_1 + \frac{1}{2}\rho v_1^2 + \rho g h_1 = p_2 + \frac{1}{2}\rho v_2^2 + \rho g h_2$$

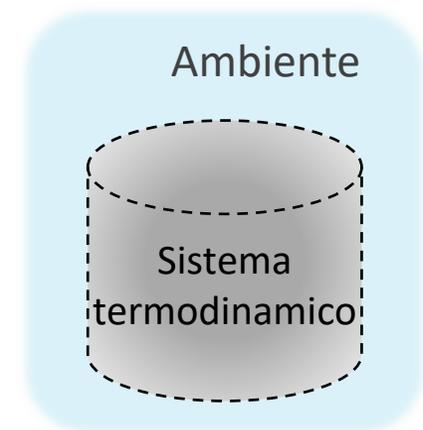
Introduzione alla Termologia

Termologia: settore della Fisica che studia i fenomeni termici legati allo **scambio di calore**.

- **Termodinamica:** studio delle trasformazioni indotte da **lavoro** e **calore** in un **sistema termodinamico**.
- **Calorimetria:** studio degli scambi di calore, dei suoi effetti e dei coefficienti (calori specifici) che li regolano.

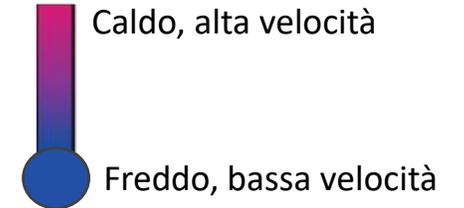
I soggetti di questi studio sono i **sistemi termodinamici**: porzioni di spazio separata dal resto dell'**universo termodinamico** (**ambiente**) materialmente (contenitore) o idealmente, che può essere sede di trasformazioni interne e scambi di materia e/o di energia con l'ambiente esterno.

Questi sono descritti da variabili termodinamiche macroscopiche.



Temperatura e principio zero della termodinamica

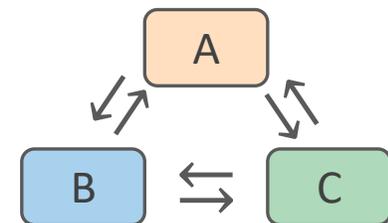
Abbiamo già dato un'interpretazione microscopica del concetto di temperatura.



I nostri sensi ci forniscono una *indicazione qualitativa* del concetto di temperatura, legato alle *percezioni* di **caldo** o **freddo** quando tocchiamo un oggetto.

In generale: due oggetti posti a contatto possono scambiarsi energia (**contatto termico**) e quando questo processo termina (**equilibrio termico**) abbiamo una famiglia di corpi tutti caratterizzati dal valore di una stessa proprietà: **la Temperatura**.

Principio zero della Termodinamica: *se i corpi A e B sono entrambi in equilibrio termico con un terzo corpo C, allora lo sono anche fra loro. (Classe di equivalenza)*



Equilibrio termodinamico

Una volta raggiunto lo stato stazionario, l'**equilibrio termico** si compone di:

- **Equilibrio meccanico**, di **forze e momenti**;
- **Equilibrio chimico**, delle **reazioni** che potrebbero alterare lo stato del sistema;
- **Equilibrio termico** degli **scambi di calore**, caratterizzato dalla stessa temperatura per tutti i corpi.

In uno stato di equilibrio termodinamico, le variabili termodinamiche sono legate tra loro da delle equazioni, caratteristiche di ogni corpo, dette **equazioni di stato**.

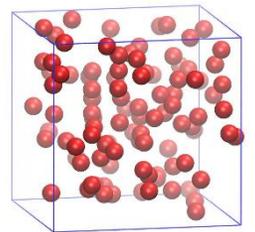
Esempio: equazione di stato dei gas perfetti

$$pV = nRT$$

Numero di moli

Costante dei gas

dove $nR = n\mathcal{N}_A k_B = Nk_B$, $R = 8.314 \text{ J/K}$, $\mathcal{N}_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.



Trasformazione di sistemi: il lavoro

In Meccanica abbiamo già fornito la definizione di Lavoro (L), principalmente applicata a corpi puntiformi. Vediamo come si applica a corpi estesi (indicato con W).

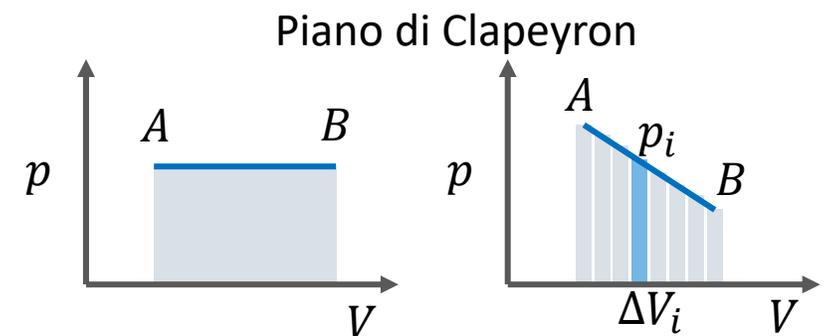
Lavoro di una forza/pressione costante: $L = F \cdot \Delta r$ diventa $F \rightarrow p$, $\Delta r \rightarrow \Delta V$

$$W_{A \rightarrow B} = p \cdot (V_B - V_A) = p \cdot \Delta V$$

Nel caso generale di una pressione variabile al variare del volume:

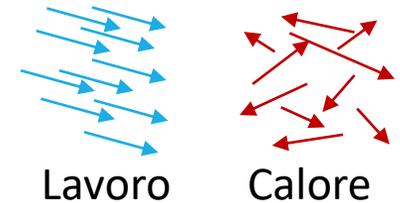
$$W = \sum_i p_i \Delta V_i \rightarrow \int_A^B p \, dV$$

A e B sono due stati di equilibrio. Tale formula è utile solo se si conosce come varia la pressione col volume. Altrimenti è necessario ricorrere a cambiamenti di variabili.

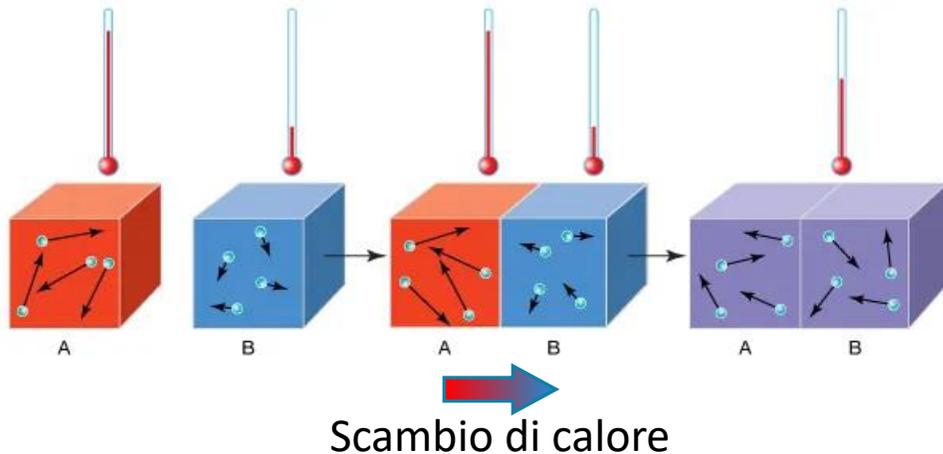


Trasformazione di sistemi: il calore

Il **calore** può essere interpretato come un "lavoro disordinato" che non porta di per se ad una variazione di volume ma ad una diversa agitazione termica delle particelle dalla sostanza (cioè di **temperatura**).



Viceversa: quando un corpo, in contatto termico con un altro corpo o con l'ambiente, cambia la propria temperatura, ciò avviene tramite uno *scambio di calore*.



$$Q = mc \cdot (T_f - T_i) \rightarrow m \int_{T_i}^{T_f} c dT$$

dove m è la massa e c prende il nome di **calore specifico**. Per i gas: $Q = nc_* \cdot (T_f - T_i)$.

Esempio: due corpi a contatto con temperature iniziali diverse:

$$Q_A + Q_B = 0 = m_A c_A (T - T_A) + m_B c_B (T - T_B) \rightarrow T = \frac{m_A c_A T_A + m_B c_B T_B}{m_A c_A + m_B c_B}$$

Equivalenza tra lavoro e calore

Esperimento di Joule: si collega una massa m ad un mulinello con due pale che possono mescolare l'acqua di un contenitore. Quando si lascia cadere il peso, si nota un conseguente aumento della temperatura dell'acqua:

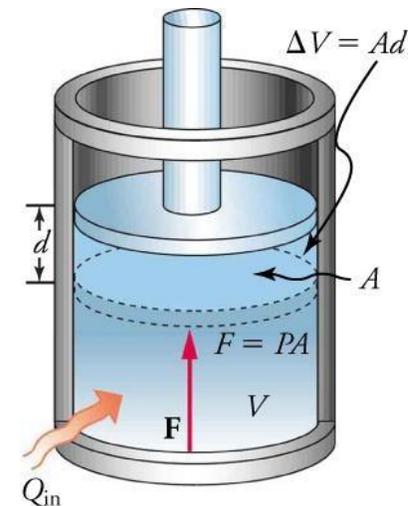
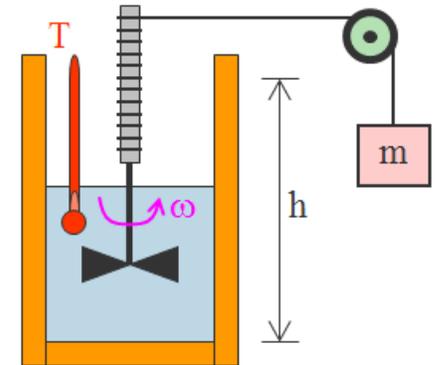
Lavoro meccanico \sim calore

$$Q = mc \Delta T = L = mgh$$

Definizione di caloria: lavoro/calore necessario ad innalzare di 1°C la temperatura di 1g di acqua distillata ($14.5 \rightarrow 15.5^\circ\text{C}$).

Anche il calore (Q_{in}) può essere usato per fare lavoro (W_{out}):

$$W_{\text{out}} = F \cdot d = p A d = p \Delta V$$



Qualche convenzione

Per motivi storici (originati dalle prime macchine termiche a vapore) si usa la convenzione di considerare **positivo il lavoro fatto dal sistema** (e negativo quello fatto *sul* sistema).

Invece, è **positivo il calore dato al sistema**, mentre quello emesso *dal* sistema è negativo.

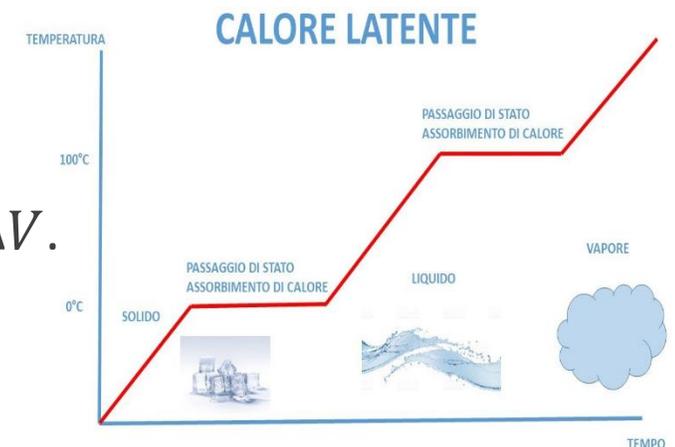
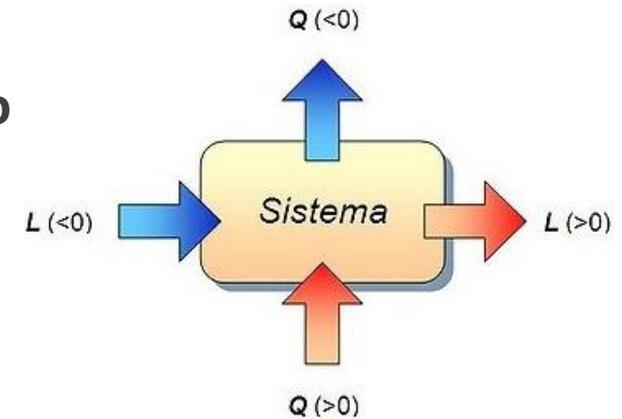
Calori specifici dei gas: quando ad un gas (aeriforme) si fornisce calore, questo tenderà ad espandersi se non vincolato. Si definisce:

c_V : calore specifico a *volume costante*; il gas non compie lavoro;

c_p : calore specifico a *pressione costante*; il gas compie un lavoro $p\Delta V$.

Calore latente: in un cambiamento di fase: $Q = \lambda m$.

Esempio: fusione dell'acqua: 333.5 kJ/kg, ebollizione: 2272 kJ/kg.



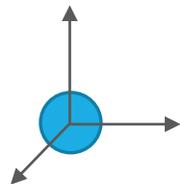
Calori specifici dei gas perfetti

Legge di Mayer: per un gas ideale $c_p = c_V + R$.

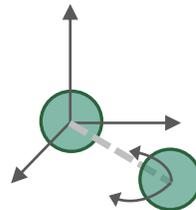
Calori specifici:

- **Gas monoatomici ideali** (gas nobili): $c_V = \frac{3}{2}R \simeq 12.47 \text{ J/mol K}$, $c_p = \frac{5}{2}R \simeq 20.79 \text{ J/mol K}$
- **Gas biatomici ideali** (azoto, ossigeno): $c_V = \frac{5}{2}R$, $c_p = \frac{7}{2}R$
- **Altri gas** (alogeni, poliatomici): c_V e c_p dipendono dalla temperatura. n. gradi di libertà

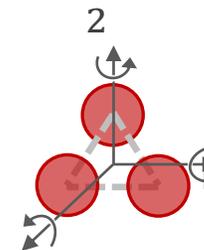
Formula approssimata: $c_V = \frac{\text{n. gradi di libertà}}{2} R$



Monoatomico



Biatomico



Triatomic/Poliatomico

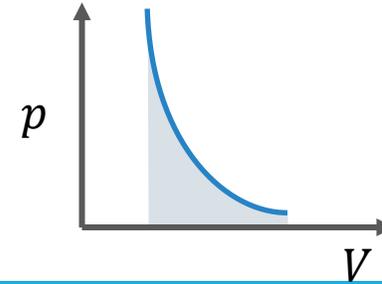
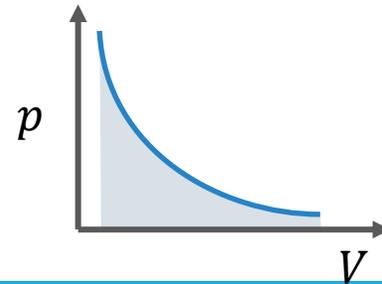
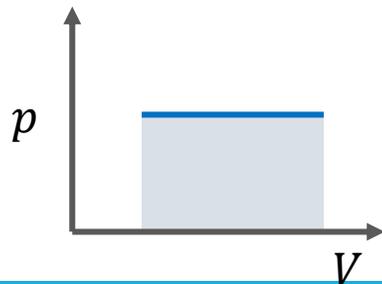
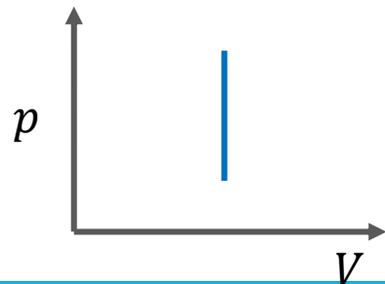
Trasformazioni dei gas perfetti

Isocora ($V = \text{cost.}$): $\frac{p_A}{p_B} = \frac{V_A}{V_B}$, $W = 0$, $Q = nc_V(T_B - T_A)$

Isobara ($p = \text{cost.}$): $\frac{T_A}{T_B} = \frac{V_A}{V_B}$, $W = p(V_B - V_A)$, $Q = nc_p(T_B - T_A)$

Isotherma ($T = \text{cost.}$): $p_A V_A = p_B V_B$, $Q = W = \int_A^B p dV = \int_A^B nRT \frac{dV}{V} = nRT \log \frac{V_B}{V_A}$

Adiabatica ($Q = 0$): $W = -nc_V(T_B - T_A) = -\frac{1}{c_p/c_V - 1} (p_B V_B - p_A V_A)$
 $pV^{c_p/c_V} = \text{cost.}$, $TV^{c_p/c_V - 1} = \text{cost.}$, $Tp^{1 - c_p/c_V} = \text{cost.}$,



Primo principio della Termodinamica

Premessa: Q e W dipendono, in generale, dalla trasformazione fatta per passare dallo stato $A(p_A, V_A, T_A)$ allo stato $B(p_B, V_B, T_B)$. Tuttavia risulta sperimentalmente che $Q - W$ non dipende dalla trasformazione:

Primo principio della Termodinamica:

$$Q - W = \Delta \mathcal{U} = \mathcal{U}_B - \mathcal{U}_A$$

energia interna del sistema, che dipende solo dagli stati iniziale e finale.

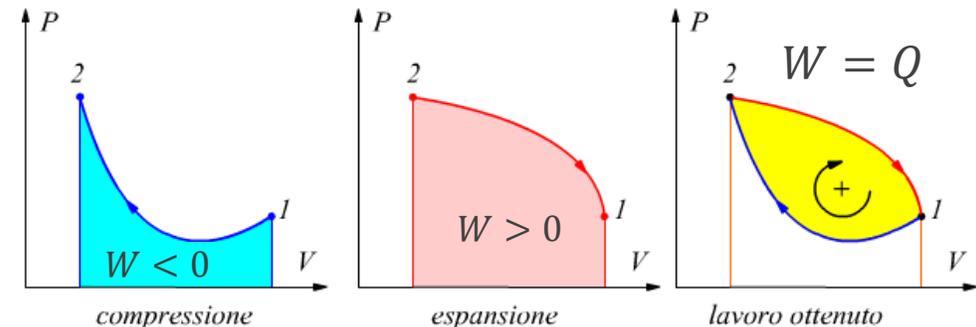
Per un gas ideale: $\Delta \mathcal{U} = n c_V (T_B - T_A)$.

Esempio: in un *processo ciclico* $\mathcal{U}_f = \mathcal{U}_i$, $\Delta \mathcal{U} = 0$.

Quindi: $Q = W$.

Rendimento di un ciclo:

$$\eta = \frac{W}{Q_{\text{Assorbito}}} = \frac{Q_{\text{Ceduto}} + Q_{\text{Assorbito}}}{Q_{\text{Assorbito}}} = 1 + \frac{Q_{\text{Ceduto}}}{Q_{\text{Assorbito}}}$$



Secondo principio della Termodinamica

Al di là della **conservazione dell'energia**, espressa dal primo principio, descrive **quali processi possono avvenire spontaneamente**. In particolare si identifica una **disparità tra lavoro** (trasferimento ordinato di energia) **e calore** (trasferimento disordinato).

Kelvin: è impossibile realizzare un processo il cui unico risultato è la **produzione di lavoro dal calore** fornito da una singola sorgente a T uniforme.

In pratica: non tutto il calore può essere convertito in lavoro. Il lavoro non si ha semplicemente come conversione di calore ma tramite il trasferimento di questo da un corpo caldo ad uno freddo. No macchine a moto perpetuo del secondo tipo. **Teorema di Carnot:** il rendimento dipende dalle due temperature.

Clausius: è impossibile realizzare una trasformazione il cui unico risultato sia il **trasferimento di calore da un corpo più freddo a uno più caldo** senza l'apporto di lavoro esterno.

In pratica: come nel precedente, il passaggio di calore deve avvenire tra due corpi, uno caldo ed uno freddo, e deve esserci associato del lavoro che ne stabilisce la direzione.

Secondo principio ed Entropia

*Analogamente, il secondo principio della Termodinamica stabilisce che durante una trasformazione termodinamica, il **disordine** del sistema più l'ambiente aumenta (o rimane costante nelle trasformazioni reversibili).*

La misura del disordine di un sistema è chiamata **entropia**. La variazione di entropia in una trasformazione è:

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T} \rightarrow \int_A^B \frac{dQ}{T} \leq 0$$

L'entropia è una funzione di stato: dipende solo dagli stati iniziali e finali ed è nulla per un ciclo.

Da un punto di vista microscopico: $S = k_B \log \Gamma$, dove Γ è il numero di stati microscopici che può assumere il sistema ad una data temperatura T .