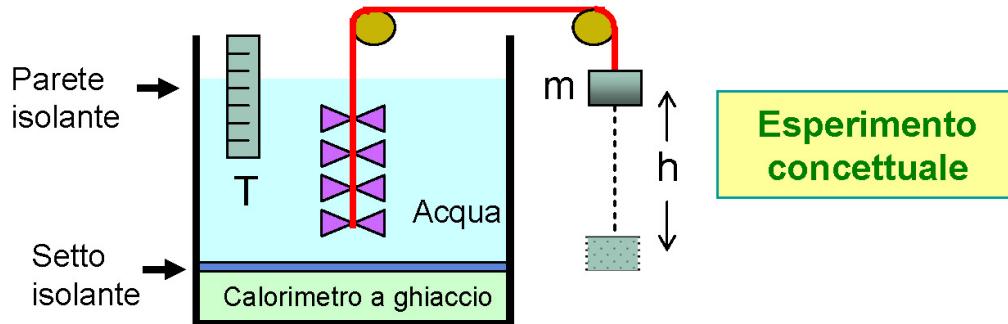


Lez 14 16/11/2016

- Lezioni in http://www.fisgeo.unipg.it/~fiandrini/didattica_fisica/did_fis1617/

Esperienza di Joule



Esperimento concettuale

- Prendiamo un mulinello immerso in un contenitore isolante, che non permette scambi di calore con l'esterno, contenente acqua.
- Il mulinello è collegato ad una massa m che può scendere di una quota h .
- Un termometro T permette di misurare la temperatura dell'acqua.
- L'acqua può scambiare calore con un calorimetro a ghiaccio (che si trova a $T=0\text{ }^{\circ}\text{C}$) togliendo un setto isolante.

Esperimento:

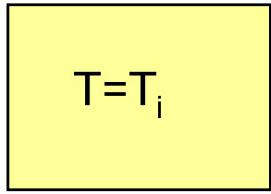
- Si misura la temperatura dell'acqua T_i
- Si fa scendere la massa $m \Rightarrow L = \Delta U_g = mgh$
- Si misura di nuovo la temperatura dell'acqua e si trova che è aumentata. $T_f > T_i$
- Si toglie il setto isolante. Del calore passa dall'acqua al calorimetro. Il ghiaccio comincia a fondere.
Quando $T=T_i$ il calore trasferito al calorimetro vale Q (misurato dalla quantità di ghiaccio che si è sciolto).



Siamo tornati nello stesso stato iniziale (stessa temperatura) Sper. ☺

Esperienza di Joule

Stato \mathcal{A}



Stato \mathcal{B}

$$T = T_f$$

$$L = mgh$$

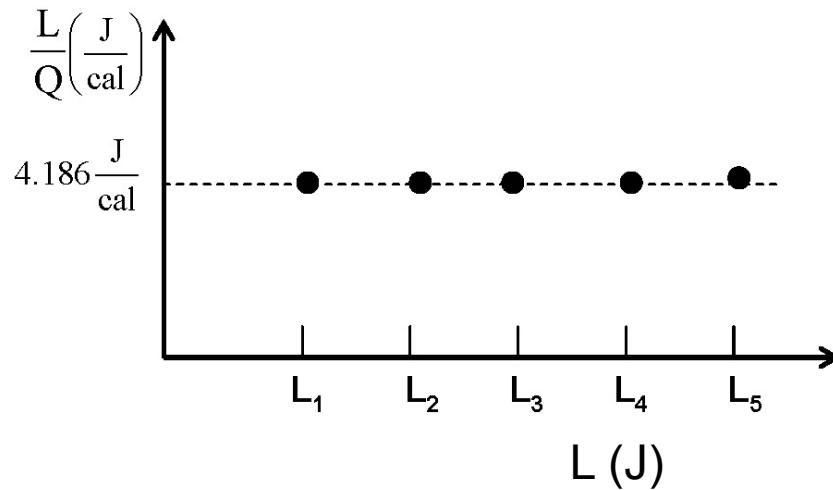
$$Q = \lambda_f \cdot m_{\text{ghiaccio}}$$

Ripetiamo l'esperimento cambiando il lavoro fatto dal mulinello sull'acqua.

Si può fare cambiando la massa m oppure l'altezza h

Per ogni valore di L si misura il corrispondente valore di Q necessario per riportare il sistema nello stato iniziale.

Costruiamo il grafico seguente:



In una trasformazione ciclica il rapporto tra il lavoro fatto sul sistema ed il calore sottratto è una costante universale.

$$\frac{L}{Q} \equiv J = 4.186 \frac{\text{J}}{\text{cal}}$$

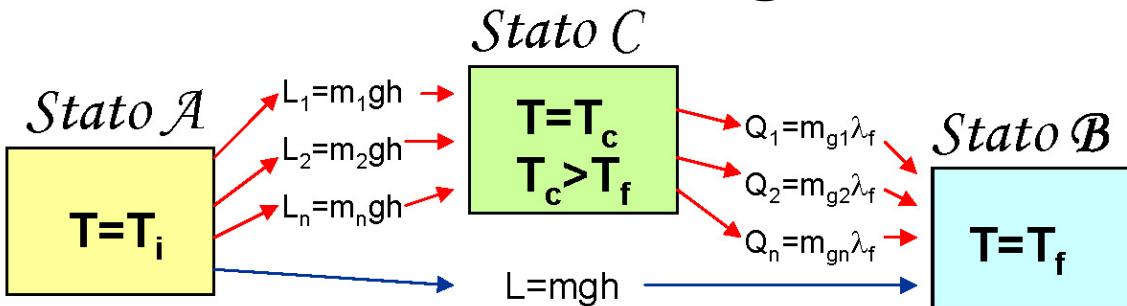
(equivalente meccanico della caloria)

Se uso le stesse unità di misura per il lavoro ed il calore, in una trasformazione ciclica si ha:

$$Q - L = 0$$

Il calore e' quindi un aspetto che l'energia assume nel passaggio da un sistema all'altro

Energia interna U



- Stato iniziale (stato A): acqua a temperatura T_i
Stato finale (stato B): acqua a temperatura T_f
Stato intermedio (stato C): acqua a temperatura $T_c > T_f$
- Lo stato C viene raggiunto facendo cadere una massa $m_i > m$
- Dallo stato C si può andare allo stato B facendo passare del calore dall'acqua al calorimetro.
In questo modo l'acqua si raffredda fino alla temperatura $T = T_f$

- Si può passare dallo stato A allo stato B in vari modi,
“scambiando” diversi calori e lavori:

■ Abbiamo:

- 1) $L_1 = m_1 gh ; Q_1 = m_{g1} \cdot \lambda_f$
- 2) $L_2 = m_2 gh ; Q_2 = m_{g2} \cdot \lambda_f$
- 3) $L_i = m_i gh ; Q_i = m_{gi} \cdot \lambda_f$
- 4) $L_n = m_n gh ; Q_n = m_{gn} \cdot \lambda_f$
- 5) $L = mgh ; Q=0$ [caso particolare]

Energia interna U

- Per andare dallo stato A ($T=T_i$) allo stato B ($T=T_f$), il sistema (acqua) scambia con l'ambiente calore e lavoro.
- Calore e lavoro scambiati sono diversi in funzione del tipo di trasformazione eseguita.
- Qualunque sia il tipo di trasformazione, sperimentalmente, si trova sempre che:

$$Q_1 - L_1 = Q_2 - L_2 = \dots Q_i - L_i = \dots Q_n - L_n$$

- Ovvero:

$$Q - L = \text{costante}$$

Energia interna U

- Se cambiamo lo stato iniziale ($T_i' \neq T_i$) oppure lo stato finale ($T_f' \neq T_f$) e ripetiamo l'esperimento troviamo:

$$Q' - L' = \text{costante}'$$

- La grandezza $Q-L$ non dipende dal tipo di trasformazione eseguita, ma dipende solo dallo stato iniziale e dallo stato finale (ricordate il lavoro di una forza conservativa?)
- Quindi $Q-L$ è uguale alla variazione di una funzione di stato. Una funzione che dipende solo dal valore dei parametri di stato.
- Tale funzione di stato si chiama **Energia Interna U** (oppure E_{int}).

I principio della TD

$$Q - L = U(B) - U(A) = \Delta U$$

- L'energia interna $U(P,V,T)$ è funzione dei parametri di stato
- Nella relazione $Q-L=\Delta U$ compare solo come differenza, quindi è definita a meno di una costante arbitraria.
- Consideriamo ora un tratto elementare di una trasformazione reversibile (cioè che passa solo per stati di equilibrio):

$$\delta Q - \delta L = dU$$

- dU è un differenziale esatto (corrisponde cioè alla variazione di una funzione di stato), mentre δQ e δL sono solo quantità piccole, ma non sono differenziali esatti, perché il loro valore dipende dal tipo di trasformazione.

Primo Principio della TD

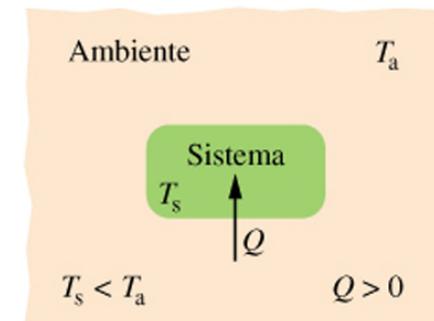
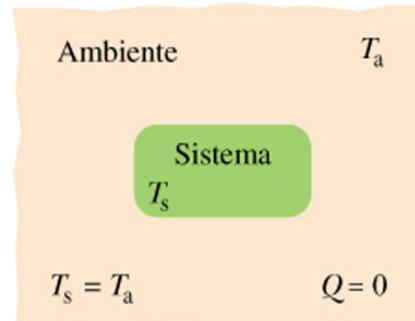
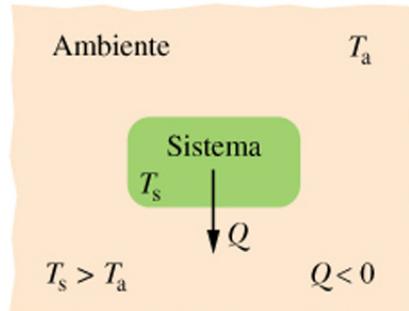
- Siccome la termodinamica si è sviluppata con lo studio delle macchine termiche era interesse degli studiosi realizzare delle macchine che assorbissero calore e producessero lavoro
- Per questo motivo si è adottata la convenzione che il **calore è positivo quando fornito al sistema e negativo quando ceduto da esso** e che **il lavoro sia positivo quando fatto dal sistema** (cessione di energia meccanica) **e negativo quando subito da esso** (acquisizione di energia meccanica da parte del sistema)

Il calore **assorbito** dal sistema è **positivo**

Il calore **ceduto** dal sistema è **negativo**

Il lavoro fatto **dal** sistema è **positivo**

Il lavoro fatto **sul** sistema è **negativo**



I principi: conservazione energia

- Ricordate dalla meccanica che nel caso del lavoro fatto in un campo di forze conservative si aveva:

$$L = \Delta U \quad (\text{variazione dell'energia potenziale})$$

 lavoro fatto sul campo

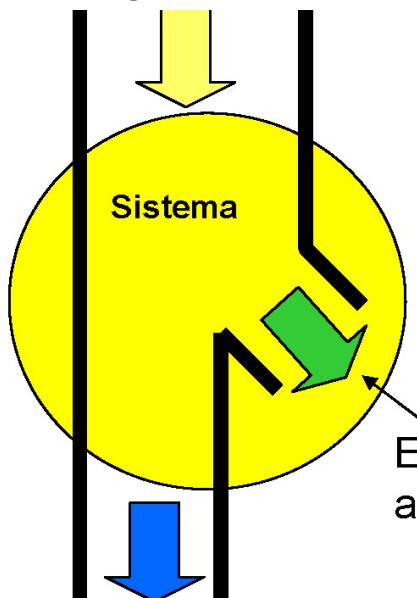
Il lavoro fatto dal campo vale $L = -\Delta U$

- Nel caso di forze non conservative (attrito) non vale il principio di conservazione dell'energia meccanica.
- Il primo principio della termodinamica ristabilisce la legge di conservazione dell'energia introducendo un'altra forma attraverso la quale può essere scambiata energia: il calore.

$$\Delta U = Q - L \quad (U=\text{energia interna})$$

I principi: cons energia

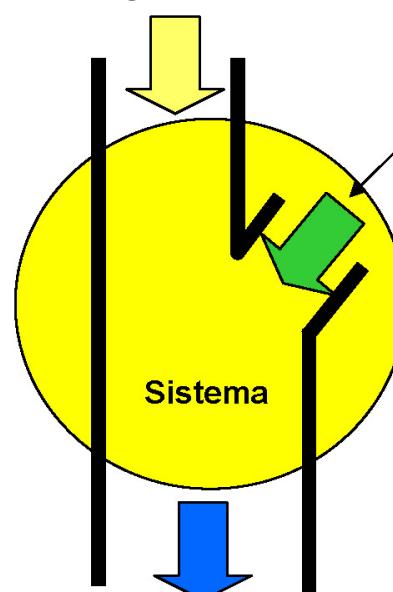
Energia entrante



Energia uscente

$$E_{\text{entrante}} > E_{\text{uscente}}$$

Energia entrante



Energia uscente

$$E_{\text{entrante}} < E_{\text{uscente}}$$

Primo Principio della Termodinamica

- E' fondamentale notare che: **U è una funzione di stato**, cioè dipende solo dalle grandezze macroscopiche che definiscono lo stato di equilibrio del sistema:
 - Nei gas e nei fluidi in genere: T , p , V
 - Nei solidi occorre aggiungere altri parametri, come la forma, la struttura cristallina,...
- Una variazione ΔU dipende solo dallo stato finale e da quello iniziale, non dal tipo di trasformazione eseguita
- Q e L invece dipendono dalla particolare trasformazione avvenuta.

Trasformazioni

- **Trasformazioni Adiabatiche**
 - Il sistema è isolato termicamente \rightarrow non c'è trasferimento di calore con l'ambiente $\Rightarrow \Delta U = -L$ ($dQ = 0$)
- **Trasformazioni Isocore**
 - Sono trasformazioni a volume costante \Rightarrow il lavoro meccanico è nullo $\Rightarrow \Delta U = Q$ ($dV = dL = 0$)
- **Trasformazioni Cicliche**
 - Lo stato iniziale e finale sono identici $\Rightarrow \Delta U = 0$ ($dU = 0$)
- **Trasformazioni Isobare**
 - Sono trasformazioni a pressione costante ($dp = 0$)
- **Trasformazioni ad Espansione Libera**
 - Sono trasformazioni adiabatiche dove anche il lavoro è nullo $\Rightarrow \Delta U = 0$ ($dU = 0$)

PROBLEMA

UN GAS È CONTENUTO DENTRO UNO RECIPIENTE A VOLUME COSTANTE TERMICAMENTE ISOLATO. ALL'INTERNO, UNA RESISTENZA ELETTRICA VIENE ALIMENTATA IN MODO DA DISSIPARE UNA POTENZA W DI 100W PER UN QUARTO D'ORA.
DI QUANTO VARIA L'ENERGIA INTERNA DEL GAS?

$$\bullet \bullet \bullet \bullet \bullet$$

$$Q - L = \Delta U$$

- VOLUME COSTANTE $\Rightarrow L = P \Delta V = 0$
- $\Rightarrow Q = \Delta U$
- CALCOLLIAMO IL CALORE DISSIPATO DALLA resistenza

$$Q = W \cdot \Delta t = 100 \cdot (15 \text{ min}) \cdot (60 \frac{\text{s}}{\text{min}}) = 9 \cdot 10^4 \text{ J}$$

$$\Rightarrow \Delta U = Q = 9 \cdot 10^4 \text{ J}$$

Teoria dei gas

- Uno degli argomenti piu' importanti della TD e' la fisica dei gas
- P. es. se abbiamo un apparecchiatura che contiene gas compresso, siamo interessati a conoscere le forze che agiscono sulle pareti del contenitore per valutare i rischi di collasso e conseguente esplosione da decompressione
- Un gas e' un sistema costituito di $N \approx 10^{23}$ particelle (atomi o molecole) non legate fra loro che riempiono il volume del recipiente che lo contiene e si muovono in esso di moto casuale
- E' possibile correlare le grandezze macroscopiche del gas (p, T, V) alle caratteristiche medie del moto delle particelle costituenti, tramite la teoria cinetica dei gas

Teoria dei gas

- Ricordiamo che un gas è un fluido tale che:
 - Non ha forma né volume propri
 - È facilmente comprimibile con variazioni notevoli di volume, densità e pressione
 - Le variabili termodinamiche più appropriate per descrivere lo stato termodinamico sono pressione p , il volume V e la temperatura T
 - Può scambiare lavoro e calore con l'ambiente come risultato di trasformazioni termodinamiche, il cui bilancio è regolato dal I principio

Teoria dei Gas

- GAS PERFETTI
- Definiamo le caratteristiche del gas perfetto:
 - consideriamo un sistema costituito da N (molto grande) particelle (molecole monoatomiche), ciascuna di massa m
 - supponiamo che il volume occupato dalla singola particella sia trascurabile rispetto a quello occupato dal sistema (particelle puntiformi e sistema rarefatto)
 - supponiamo che la forza di gravità sia trascurabile
 - supponiamo che sia assente ogni interazione fra le particelle in modo tale che queste possano interagire solo tramite urti reciproci e con le pareti del contenitore che limita il sistema
- Le ipotesi precedenti corrispondono a richiedere che l'energia potenziale meccanica W delle singole particelle sia nulla e che possiedano solo l'energia cinetica, $E=K_{cin}$:
 - essendo $|W|=0 \Rightarrow |W| << K$ il sistema è sicuramente gassoso
- Questa è la definizione microscopica o cinetica del gas perfetto

Teoria dei Gas

- I gas perfetti sono una idealizzazione dei gas reali
- I gas perfetti descrivono bene il comportamento dei gas reali quando questi sono rarefatti, cioe' quando o sono poco densi o a bassa pressione o ad alta temperatura o quando la viscosita' puo' essere trascurata
- L'aria a temperatura ambiente puo' essere approssimata con un gas ideale fino a temperature molto basse, mentre l'aria compressa in una bombola non e' descritta tanto bene dai gas perfetti.
- E' un'utile approssimazione perche' il loro comportamento e' indipendente dalla natura del gas, cioe' universale.

Mole e Numero di Avogadro

- E' una unità di misura fondamentale per il Sistema Internazionale
- Serve a quantificare il numero di particelle (atomi, molecole) all'interno di una sostanza
- Misura quindi la QUANTITA' di materia contenuta in un corpo.
- Una **mole** equivale al numero di atomi contenuti in 12g dell'isotopo ^{12}C
- Il numero in questione è detto **Numero di Avogadro** ed equivale a:

$$N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Gas Perfetto

- Sperimentalmente si è visto che per gas molto rarefatti (che quindi tendono al comportamento di un gas perfetto) sono valide le seguenti leggi:

$$p = p_0(1 + \alpha t)$$

V costante L. Volta-Gay Lussac

$$V = V_0(1 + \alpha t)$$

p costante L. Volta -Gay Lussac

$$pV = \text{cost}$$

T costante Legge di Boyle

Dove $\alpha = 1/273.15 \text{ C}^{-1}$ e p_0 e V_0 sono pressione e volume del gas a $t = 0 \text{ C}$

t è la temperatura in $^{\circ}\text{C}$ e T la temperatura in $^{\circ}\text{K}$

t (C) e T (K) sono legate dalla relazione $T = t + 273.15 = t + T_0$ dove $T_0 = 273.15$ e' la temperatura Kelvin che corrisponde allo zero centigrado

$$p = p_0(1 + \alpha t) = p_0 \frac{T}{T_0}$$

$$V = V_0(1 + \alpha t) = V_0 \frac{T}{T_0}$$

Gas Perfetto

- Sperimentalmente si è visto che per gas molto rarefatti (che quindi tendono al comportamento di un gas perfetto) sono valide le seguenti leggi:

$$p = p_0(1 + \alpha t) = p_0 \frac{T}{T_0}$$

V costante L. Volta-Gay Lussac

$$V = V_0(1 + \alpha t) = V_0 \frac{T}{T_0}$$

p costante L. Volta -Gay Lussac

$$pV = \text{cost}$$

T costante Legge di Boyle

Dove t è la
temperatura in °C e T
la temperatura in °K

- Queste 3 leggi possono essere scritte utilizzando un'unica relazione detta Equazione di Stato dei Gas Perfetti
- Se effettuo 2 trasformazioni, la prima a V costante e la seconda a T costante
 - Trasformazione 1 con V_0 costante $\Rightarrow p_1 = p_0 T_1 / T_0$ ($V_0 = V_1$ costante)
 - Trasformazione 2 con T_1 costante $\Rightarrow p_1 V_1 = p_2 V_2$ ($T_1 = T_2$ costante)
 - Sostituendo nella seconda il valore della 1 si ha che $p_0 T_1 / T_0 V_1 = p_2 V_2$
 - Ma $V_0 = V_1$ e $T_1 = T_2 \Rightarrow p_0 V_0 / T_0 = p_2 V_2 / T_2$

$$\frac{PV}{T} = \text{costante}$$

Per una data quantita' di gas,
cioe' per un dato numero di moli

Legge di Avogadro

Se raddoppiamo la quantita' di sostanza, cioe il numero di moli n, nelle stesse condizioni sperimentalmente si nota che il calore di PV/T raddoppia, se la dimezziamo, PV/T si dimezza.

Quindi PV/T e' direttamente proporzionale al numero di moli del gas

$$\frac{PV}{T} = \text{costante} = nR$$

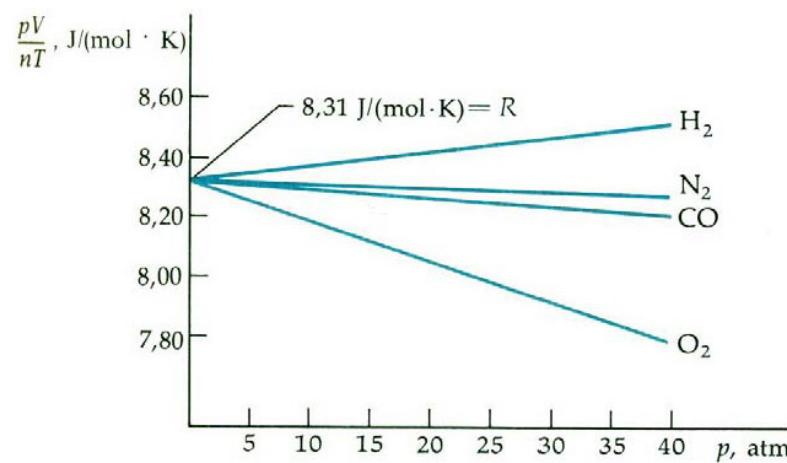
$R = 8.3145 \text{ J/K}^\circ \text{ mole}$ è la costante dei gas perfetti.

$k=R/N_A=1.3807 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}^\circ$ è la costante di Boltzmann

Una forma equivalente e' $PV = NkT$ Dove N e' il numero totale di particelle nel gas

Basta tenere conto che $n = N/N_A$ e sostituire

Trasformazioni di un Gas Ideale



A parità di pressione, gas diversi presentano un diverso valore di R

Lo stesso gas a diversi valori di P presenta un R diverso, però se si fa tendere P a zero allora tutti i valori di R convergono verso lo stesso valore di $R=8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

PM = Peso Molecolare

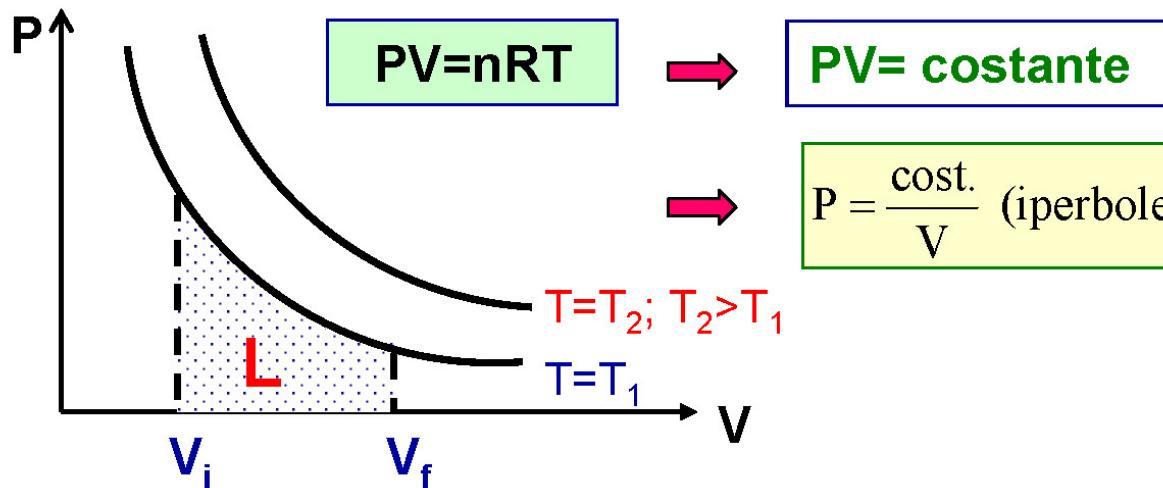
$$P = n \cdot \frac{RT}{V} ; \quad n = \frac{m}{PM} \Rightarrow P = \frac{m}{PM} \cdot \frac{RT}{V} ; \quad \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow P = \rho \frac{RT}{PM}$$

Fare tendere P a zero equivale a fare tendere a zero la densità del gas.

Densità molto bassa vuol dire che le molecole del gas sono molto lontane le une dalle altre e non interagiscono più tra di loro.

Un gas perfetto è un gas per il quale si può trascurare l'interazione reciproca delle molecole. In altri termini possiamo dire che l'energia di interazione è trascurabile rispetto all'energia cinetica media delle particelle. Quest'ultima condizione si realizza anche per temperature elevate del gas.

Lavoro svolto da un gas a T cost

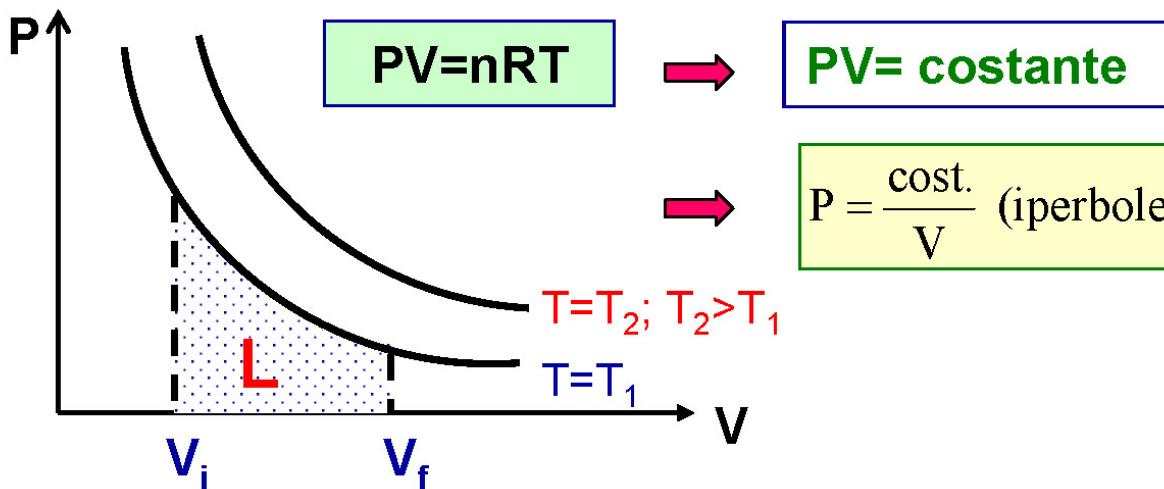


- Consideriamo n moli di gas contenute in un cilindro chiuso da un pistone libero di muoversi e a contatto con una sorgente termica a temperatura T .
- Il gas si espande dal volume V_i fino a V_f . Durante l'espansione la temperatura del gas rimane costante.
Consideriamo una trasformazione reversibile.
- Il lavoro compiuto dal gas vale:

$$L = \int_{V_i}^{V_f} P \cdot dV ; \quad P = \frac{nRT}{V} \quad [\text{questo vale per un gas perfetto}]$$

$$L = \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV$$

Lavoro svolto da un gas a T cost



- Se il gas passa da V_i a V_f con una trasformazione isoterma, si ha:

$$L = nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = nRT \cdot \ln V \Big|_{V_i}^{V_f} = nRT \cdot \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$L = nRT \cdot \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Se $V_f > V_i \Rightarrow L$ è positivo (espansione)

Se $V_f < V_i \Rightarrow L$ è negativo (compressione)