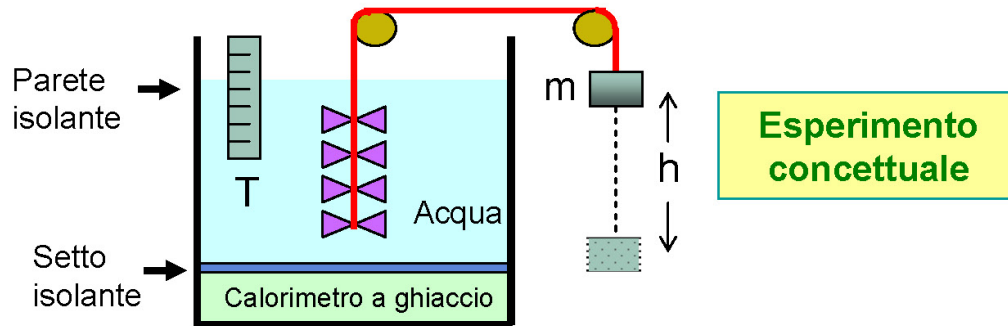


# Lez 14 16/11/2016

- Lezioni in [http://www.fisgeo.unipg.it/~fiandrin/didattica\\_fisica/did\\_fis1617/](http://www.fisgeo.unipg.it/~fiandrin/didattica_fisica/did_fis1617/)

# Esperienza di Joule



- 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.

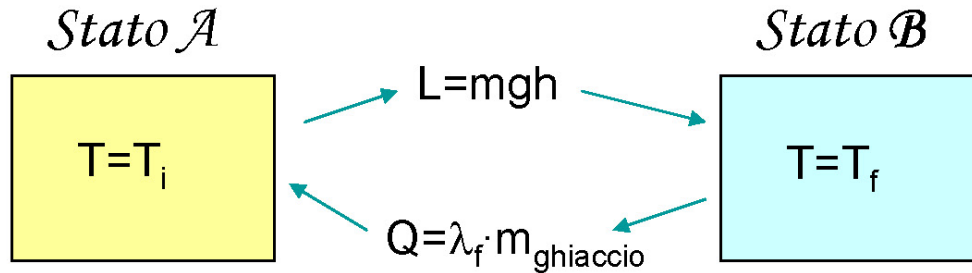
## ■ Esperimento:

- 1) Si misura la temperatura dell'acqua  $T_i$
- 2) Si fa scendere la massa  $m \Rightarrow L = \Delta U_g = mgh$
- 3) Si misura di nuovo la temperatura dell'acqua e si trova che è aumentata.  $T_f > T_i$
- 4) 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. 2

# Esperienza di Joule

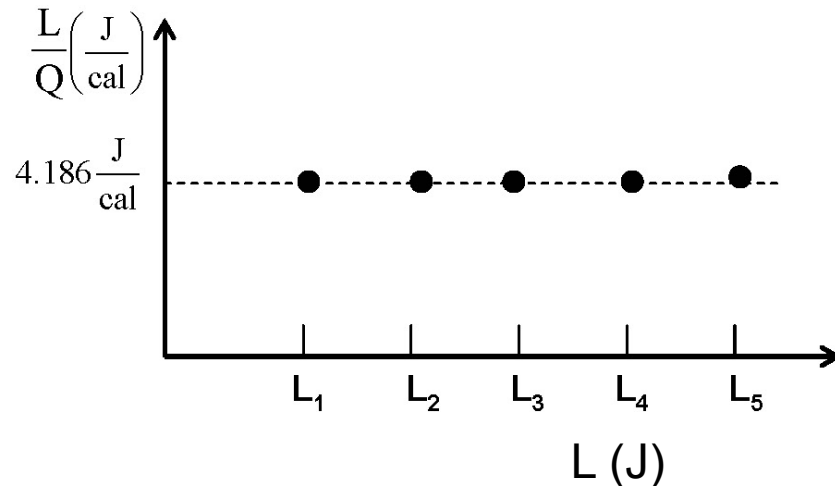


Ripetiamo l'esperimento cambiando il lavoro fatto dal mulinello sull'acqua.

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**

*Stato C*



- Abbiamo:

- 1)  $L_1 = m_1gh$  ;  $Q_1 = m_{g1} \cdot \lambda_f$
- 2)  $L_2 = m_2gh$  ;  $Q_2 = m_{g2} \cdot \lambda_f$
- 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  $\delta Q$  e  $\delta L$  sono solo quantità piccole, ma non sono differenziali esatti, perché il loro valore dipende dal tipo di trasformazione.

# Primo Principio della TD

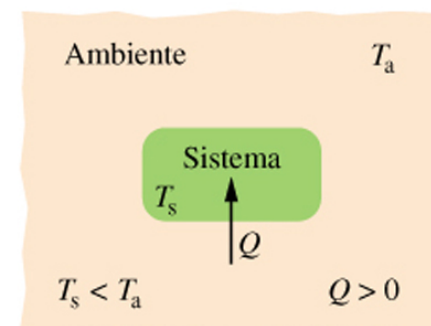
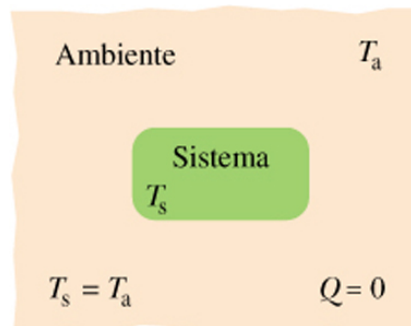
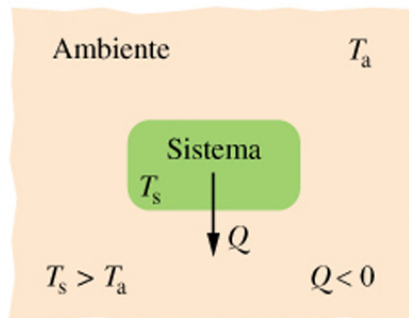
- Siccome la termodinamica si è sviluppata con lo studio delle macchine termiche era interesse degli studiosi realizzare delle macchine che assorbissero calore e producessero lavoro
- Per questo motivo si è adottata la convenzione che il **calore è positivo quando fornito al sistema e negativo quando 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 principio: conservazione energia

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

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

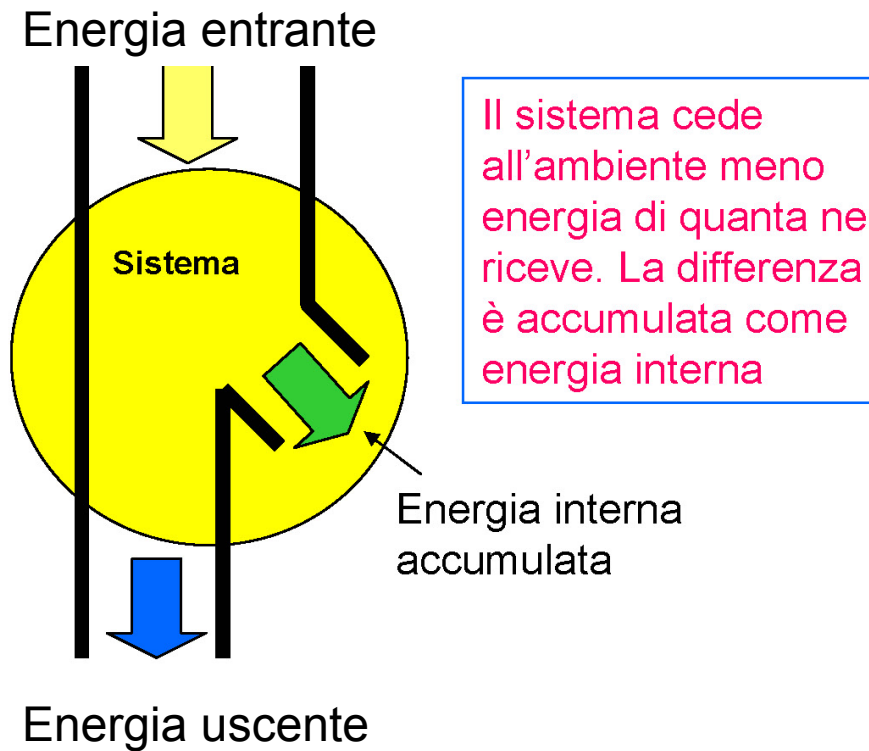
↘ lavoro fatto sul campo

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

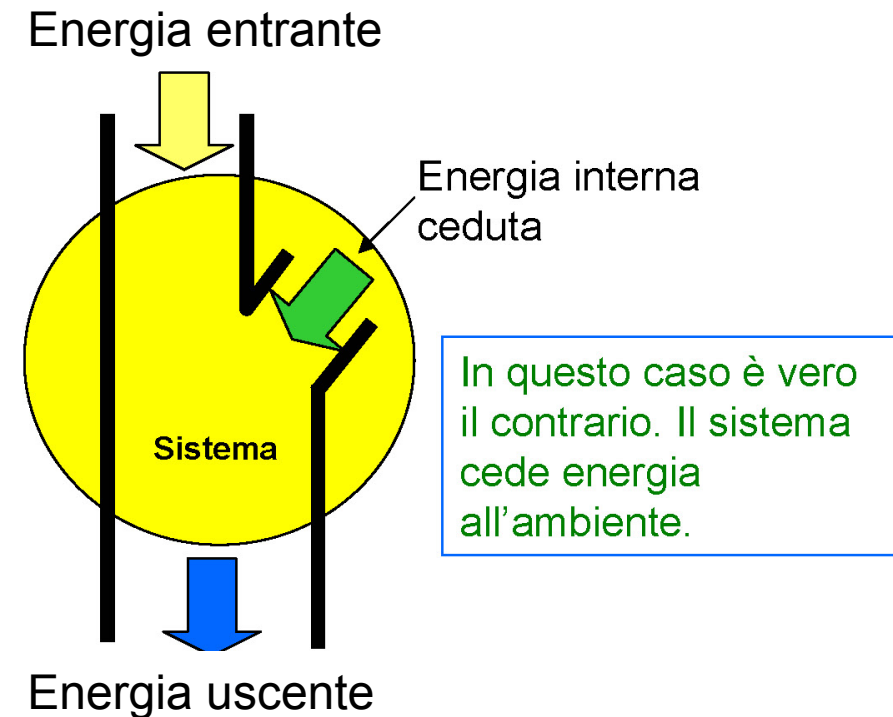
- Nel caso di forze non conservative (attrito) non vale il principio di conservazione dell'energia meccanica.
- Il primo principio della termodinamica ristabilisce la legge di conservazione dell'energia introducendo un'altra forma attraverso la quale può essere scambiata energia: il calore.

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

# I principio: cons energia



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



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

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

$$\circ \text{---} \circ \text{---} \circ \text{---} \circ$$

$$Q - L = \Delta U$$

- VOLUME COSTANTE  $\Rightarrow L = P \Delta V = 0$
- $\Rightarrow Q = \Delta U$
- CALCOLIAMO 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 più importanti della TD è 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 è 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
- È 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 e' un fluido tale che:
  - Non ha forma ne' volume propri
  - E' facilmente comprimibile con variazioni notevoli di volume, densita' e pressione
  - Le variabili termodinamiche piu' appropriate per descrivere lo stato termodinamico sono pressione  $p$ , il volume  $V$  e la temperatura  $T$
  - Puo' scambiare lavoro e calore con l'ambiente come risultato di trasformazioni termodinamiche, il cui bilancio e' 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  $W=0 \Rightarrow |W| \ll K$  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, cioè quando o sono poco densi o a bassa pressione o ad alta temperatura o quando la viscosità può essere trascurata
- L'aria a temperatura ambiente può essere approssimata con un gas ideale fino a temperature molto basse, mentre l'aria compressa in una bombola non è descritta tanto bene dai gas perfetti.
- È un'utile approssimazione perché il loro comportamento è indipendente dalla natura del gas, cioè 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  $^{12}\text{C}$
- 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:

$$p = p_0(1 + \alpha t) = p_0 \frac{T}{T_0} \quad \text{V costante L. Volta-Gay Lussac}$$

$$V = V_0(1 + \alpha t) = V_0 \frac{T}{T_0} \quad \text{p costante L. Volta -Gay Lussac}$$

$$pV = \text{cost} \quad \text{T costante Legge di Boyle}$$

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 quantità di sostanza, cioè 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  $PV/T$  è direttamente proporzionale al numero di moli del gas

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

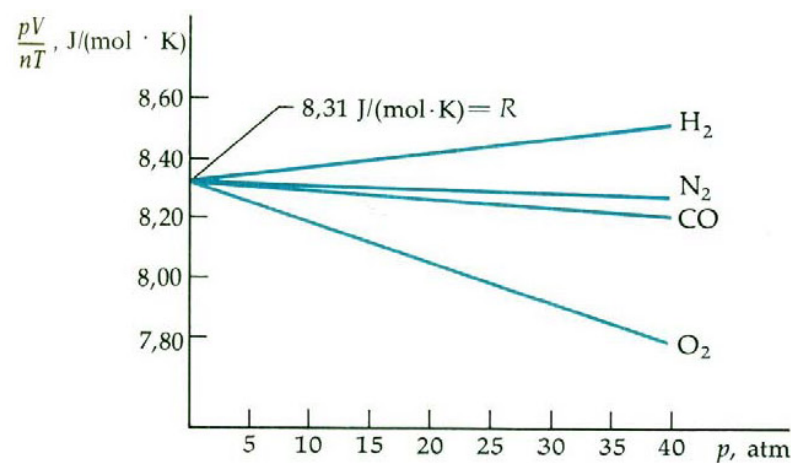
$R = 8.3145 \text{ J/K}^\circ \text{ mole}$  è la costante dei gas perfetti.

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

Una forma equivalente è  $PV = NkT$  Dove  $N$  è 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  $R=8.314 \text{ J}/\text{mol} \cdot \text{K}$

PM = Peso Molecolare

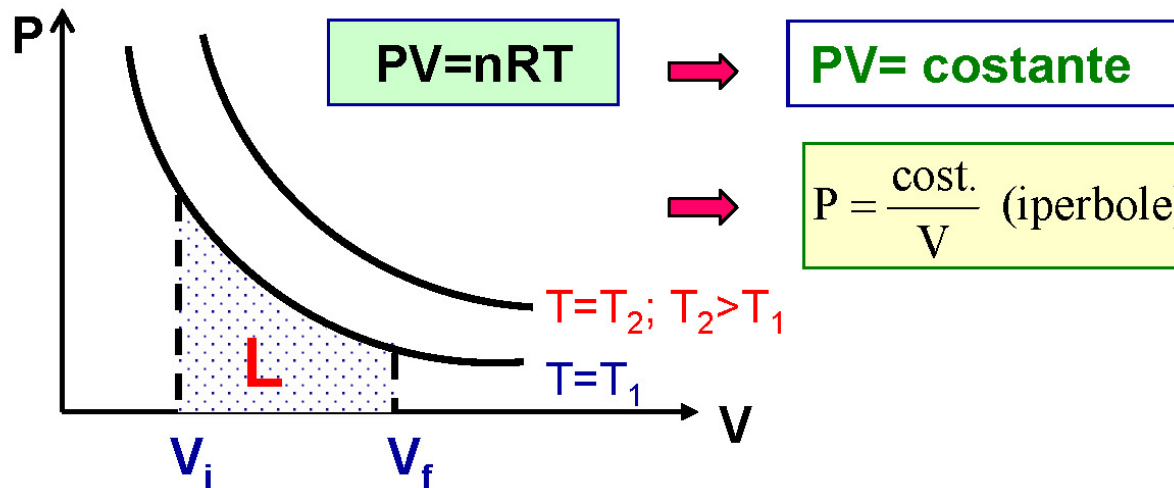
$$P = n \cdot \frac{RT}{V} ; n = \frac{m}{PM} \Rightarrow P = \frac{m}{PM} \cdot \frac{RT}{V} ; \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow P = \rho \frac{RT}{PM}$$

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

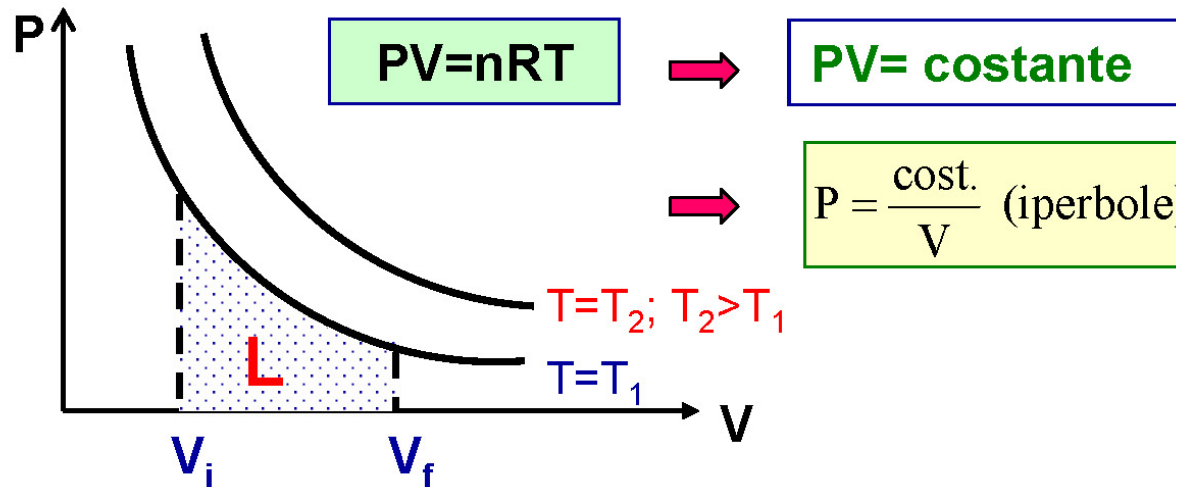


- Consideriamo  $n$  moli di gas contenute in un cilindro chiuso da un pistone libero di muoversi e a contatto con una sorgente termica a temperatura  $T$ .
- Il gas si espande dal volume  $V_i$  fino a  $V_f$ . Durante l'espansione la temperatura del gas rimane costante.  
Consideriamo una trasformazione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

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

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

# 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)