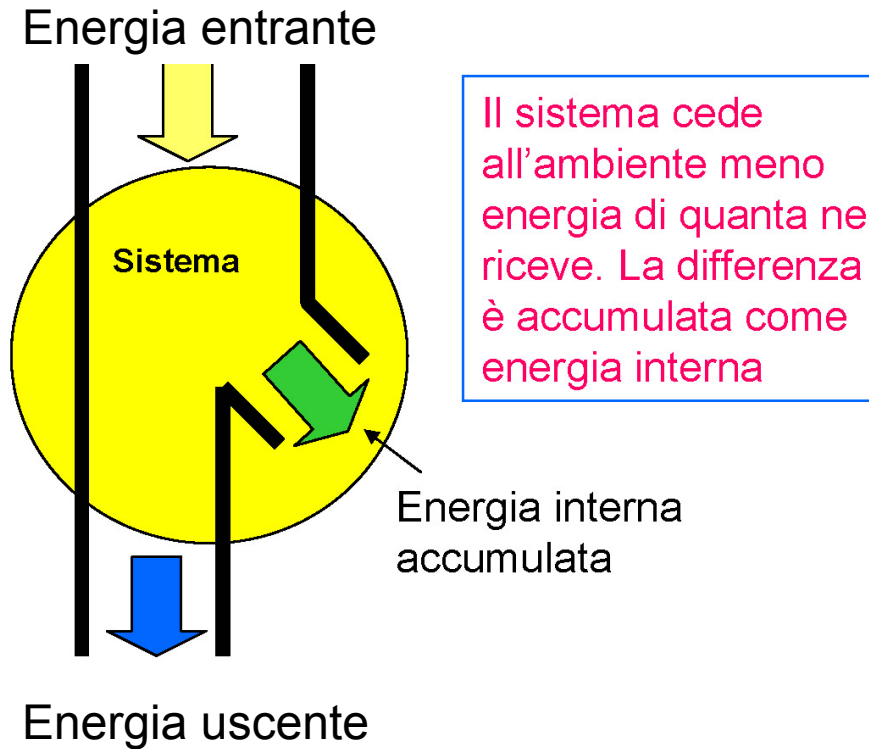


Lezioni in [http://www.fisgeo.unipg.it/~fiandrin/didattica\\_fisica/did\\_fis1718/](http://www.fisgeo.unipg.it/~fiandrin/didattica_fisica/did_fis1718/)

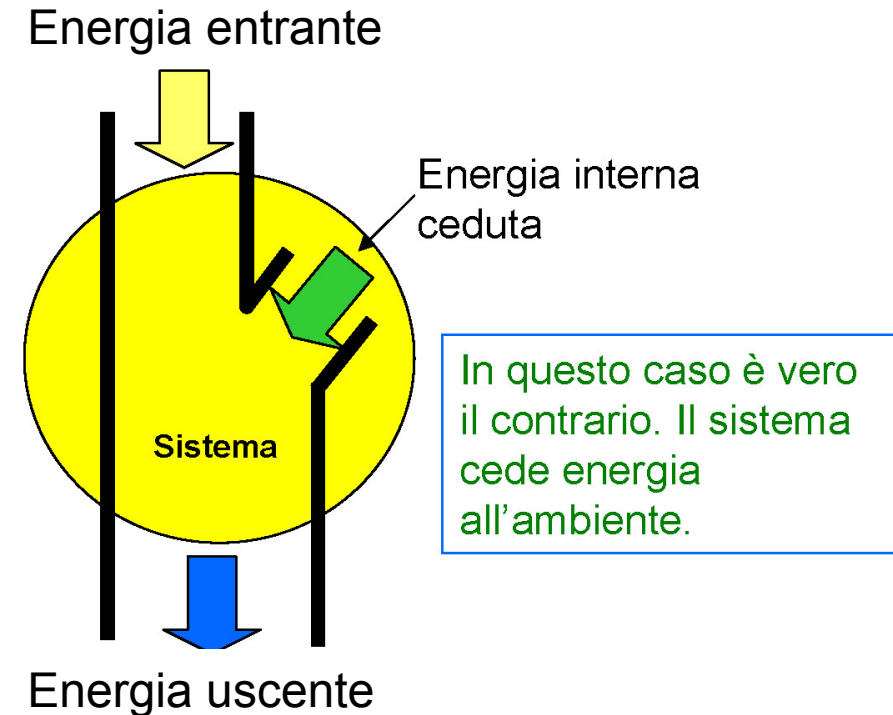
## Lez 13 08/11/17

### Fisica Sperimentale e Applicazioni Didattiche

# 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 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 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 quantità di gas, cioè 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

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

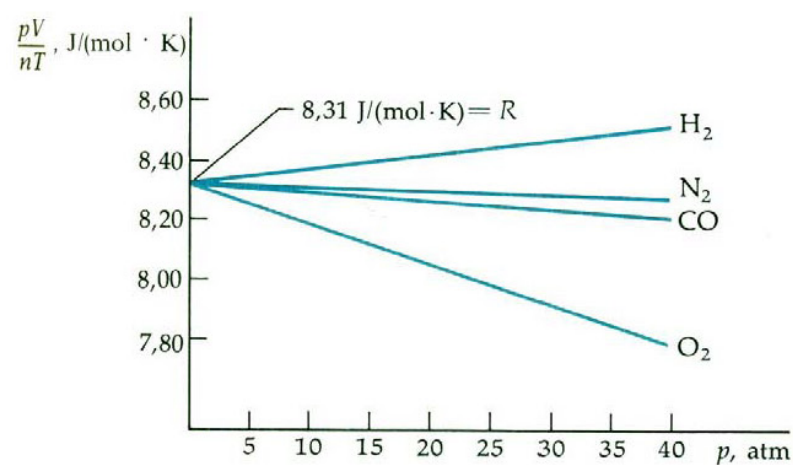
$R = 8.3145 \text{ J/K}^\circ \text{ mole}$  è la costante dei gas perfetti.

$k = R/N_A = 1.3807 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}^\circ$  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  $R=8.314 \text{ J/mol·K}$

PM = Peso Molecolare

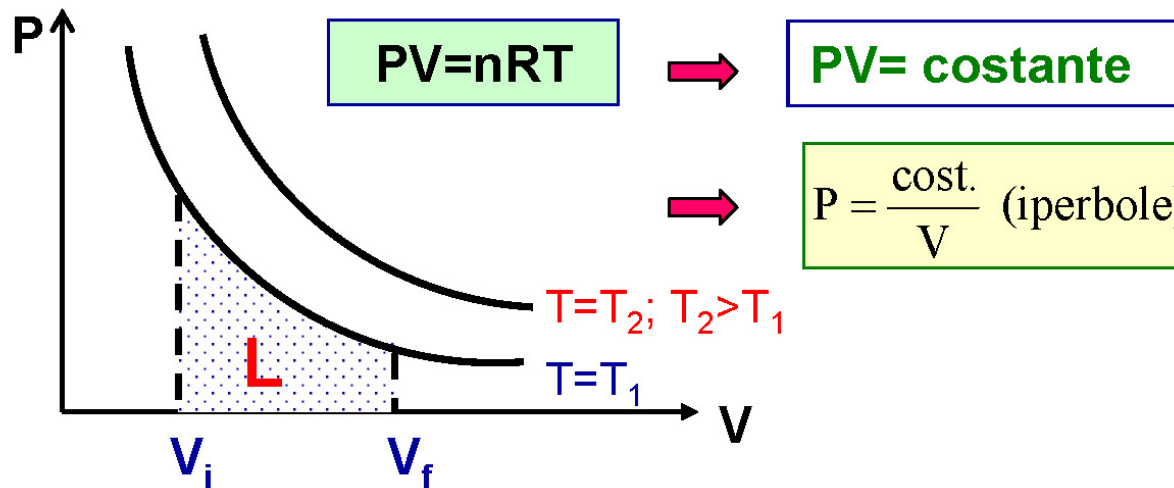
$$P = n \cdot \frac{RT}{V} \quad ; \quad n = \frac{m}{PM} \quad \Rightarrow \quad P = \frac{m}{PM} \cdot \frac{RT}{V} \quad ; \quad \rho = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad P = \rho \frac{RT}{PM}$$

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

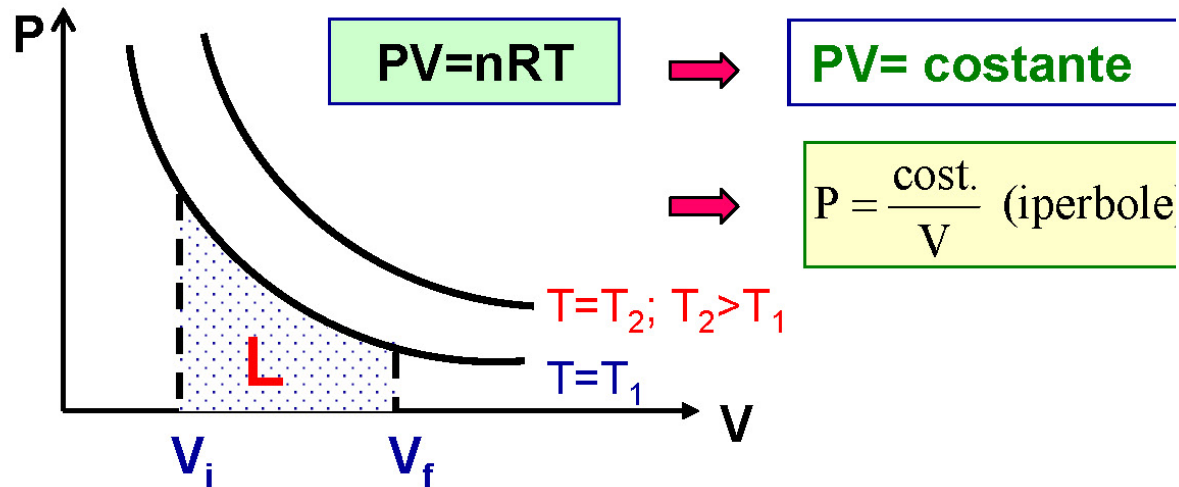


- Consideriamo  $n$  moli di gas contenute in un cilindro chiuso da un pistone libero di muoversi e a contatto con una sorgente termica a temperatura  $T$ .
- Il gas si espande dal volume  $V_i$  fino a  $V_f$ . Durante l'espansione la temperatura del gas rimane costante.  
Consideriamo una trasformazione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

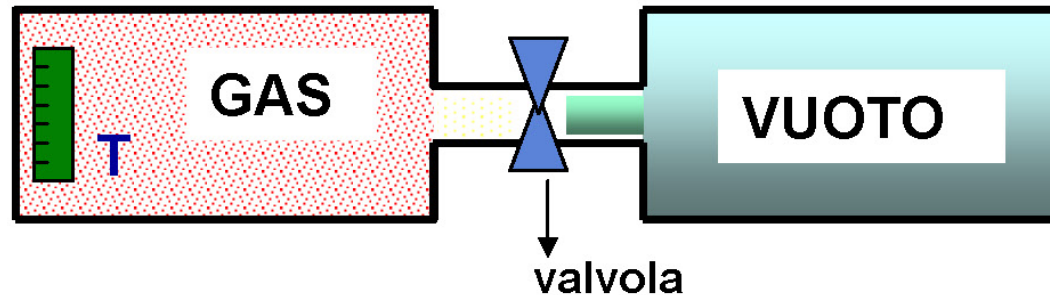
$$L = nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = nRT \cdot \ln V \Big|_{V_i}^{V_f} = nRT \cdot \ln \frac{V_f}{V_i}$$

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

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

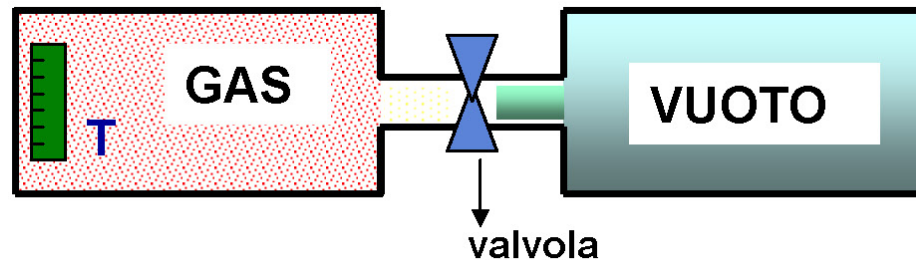
Se  $V_f < V_i \Rightarrow L$  è negativo (compressione)

# Energia interna di un gas ideale



- Il gas è contenuto in un recipiente a pareti rigide ed adiabatiche, ed è collegato tramite una valvola ad un secondo recipiente rigido ed adiabatico in cui è stato fatto il vuoto.
- Il gas è quindi isolato termicamente dall'esterno.
- Si apre la valvola e si lascia espandere liberamente il gas nel secondo recipiente.
- Si aspetta il ristabilirsi dell'equilibrio termodinamico.
- Si trova che il volume del gas è cambiato, la pressione è cambiata, ma non è cambiata la temperatura del gas misurata con il termometro T (questo è valido a rigore solo per un gas ideale).

# Energia interna di un gas ideale



- Il gas non ha scambiato calore con l'esterno ( $Q=0$ ).
- Le pareti del contenitore sono rigide, quindi il gas non ha “scambiato” lavoro con l'esterno ( $L=0$ ).

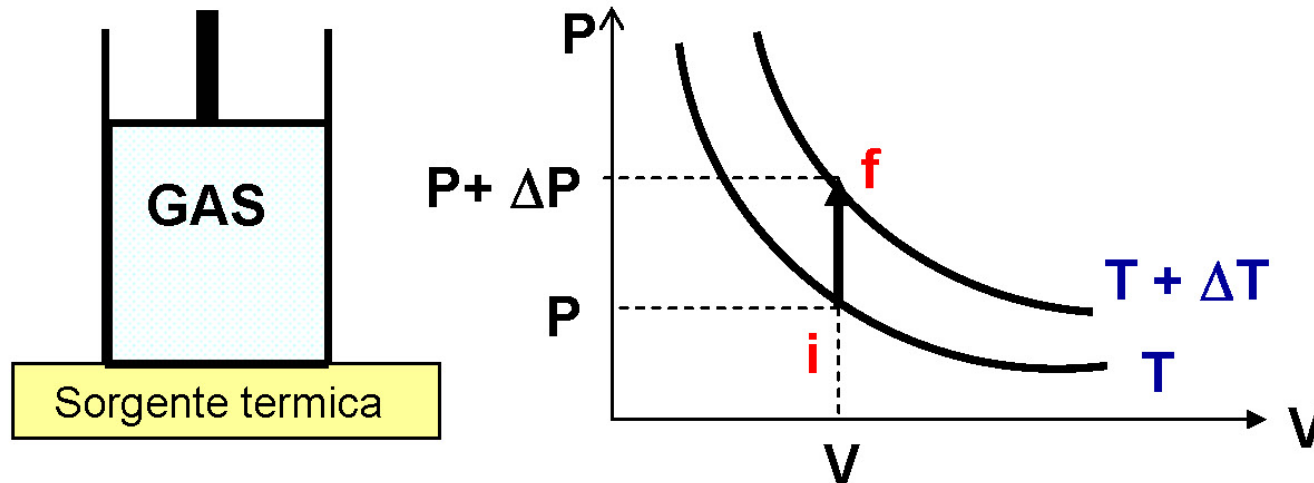
■ Allora:  $\Delta U = Q - L = 0 - 0 = 0$

non è variata l'energia interna del gas.

- Dato che la sola variabile termodinamica che non è cambiata è la temperatura, se ne conclude che l'energia interna di un gas perfetto è funzione solo della sua temperatura:

$$U = U(T)$$

# Calore specifico molare a $V$ cost



- Consideriamo  $n$  moli di un gas perfetto contenute in un cilindro chiuso da un pistone.
- Il volume del gas viene mantenuto costante durante la trasformazione.
- Il gas è a contatto con una sorgente termica a temperatura  $T$  con la quale può scambiare calore.
- Forniamo calore al gas aumentando la temperatura della sorgente di  $\Delta T$ .

# Calore specifico molare a $V$ cost

- La pressione del gas aumenta da  $P$  a  $P + \Delta P$ .

- Capacità termica:  $C = \frac{Q}{\Delta T}$

- Calore specifico molare (a volume costante):  $c_V = \frac{C}{n}$

- Quindi sussiste la seguente relazione tra il calore fornito al gas a volume costante, la variazione di temperatura ed il calore specifico molare a volume costante:

$$Q = n \cdot c_V \cdot \Delta T$$



# E interna di un gas perfetto

- Se forniamo calore ad un gas a volume costante, si ha:

$$Q = n \cdot c_v \cdot \Delta T$$

- Essendo una trasformazione a volume costante, non c'è variazione di volume e quindi il lavoro è nullo.
- Dal primo principio della termodinamica avremo quindi:

$$\Delta U = Q - L = Q - 0 = Q = n \cdot C_v \cdot \Delta T$$

- L'energia interna è una funzione di stato. La sua variazione dipende solo dallo stato iniziale e finale, ma non dal tipo di trasformazione.
- Qualunque sia il tipo di trasformazione vale sempre:

$$\Delta U = n \cdot c_v \cdot \Delta T$$

# Gas ideale

- Il numero delle particelle e' molto grande:  
 $N \approx N_A = 6.02 \times 10^{23}$
- Le particelle non interagiscono a distanza, lo fanno solo durante gli urti. Gli urti sono elastici
- Le dimensioni delle particelle sono trascurabili rispetto al volume occupato (ma non sono puntiformi)
- Le particelle sono in moto completamente casuale

# Teoria cinetica dei gas

- Boltzmann dimostrò che nel caso di un gas perfetto monoatomico, la pressione  $p$  esercitata dal gas è riconducibile agli urti elastici delle  $N$  particelle con le pareti del contenitore di volume  $V$  secondo la formula

$$p = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m \langle v^2 \rangle$$

- dove  $\langle v^2 \rangle$  è la velocità quadratica media delle particelle di massa  $m$ , cioè il valor medio del quadrato delle velocità delle particelle. Da questa relazione segue che:

$$pV = \frac{1}{3} Nm \langle v^2 \rangle = \frac{1}{3} n N_A m \langle v^2 \rangle$$

- dove  $n$  è il numero di moli ed  $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$  è il numero di Avogadro.

# Teoria cinetica dei gas

- L'equazione di stato del gas perfetto è  $pV=nRT$ . Utilizzando l'espressione della pressione  $p$  trovata da Boltzmann si ha

$$\frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} K_B T$$

- dove  $K_B=R/N_A=1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/}^\circ\text{K}$  è la cosiddetta costante di Boltzmann.
- Si trova cioè che per un gas perfetto la temperatura è una misura macroscopica della energia cinetica media delle particelle del gas.
- Inoltre, dato che l'energia interna  $E$  di un gas perfetto è solo energia cinetica, essa risulta legata alla temperatura  $T$  dalle seguenti relazioni:

$$E = \frac{1}{2} N m \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} N K_B T = \frac{3}{2} n R T$$

- L'ultima espressione conferma che l'energia interna  $E$  di un gas perfetto è una funzione di stato e che essa dipende solo dalla temperatura  $T$ .

# Calore specifico a p costante

- Ripetiamo l'esperimento fornendo calore al gas a pressione costante. Questa condizione può essere realizzata mettendo una massa  $m$  sopra al pistone, libero di muoversi.

- Avremo la relazione:  $Q = n \cdot c_p \cdot \Delta T$

- Per una trasformazione isobara si ha:  $L = P \cdot \Delta V$

- Per un gas perfetto ( $PV=nRT$ ) si ha:  $P \cdot \Delta V = n \cdot R \cdot \Delta T$

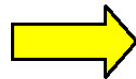
- Ricordiamo che:  $\Delta U = n \cdot c_v \cdot \Delta T$

- Mettendo insieme le tre equazioni si ha:

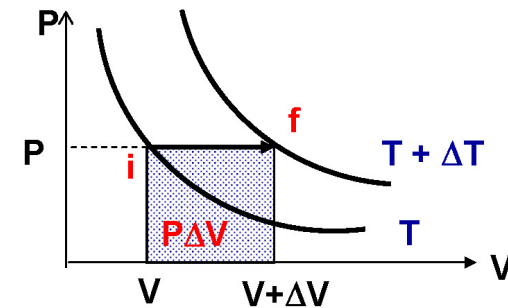
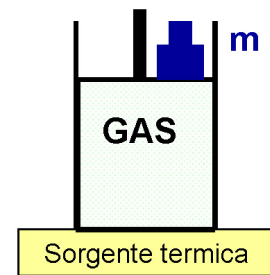
$$\Delta U = Q - L$$



$$nC_v \Delta T = nC_p \Delta T - nR \Delta T$$



$$C_v = C_p - R$$



Il calore specifico a pressione costante è più grande del calore specifico a volume costante perché parte del calore fornito al gas viene utilizzato come lavoro di espansione del gas.

# Trasf adiabatica rev

Non viene scambiato calore con l'ambiente esterno  $Q = 0$  e quindi  $L + \Delta U = 0$ .  
Il sistema scambia energia solo tramite lavoro meccanico.

$$PV^\gamma = \text{costante}$$

- Ovvero per una trasformazione adiabatica **reversibile** di un gas perfetto da uno stato **A** ad uno stato **B**, si ha:

$$P_A V_A^\gamma = P_B V_B^\gamma$$

$$\left[ \gamma = \frac{C_P}{C_V} \right]$$

- In una espansione adiabatica reversibile di un gas perfetto la temperatura **diminuisce**.

- Giustificazione “matematica”:

isoterma:  $P = \frac{\text{costante}}{V}$  ; adiabatica:  $P = \frac{\text{costante}}{V^\gamma}$

➡ l'adiabatica è una curva più “ripida”.

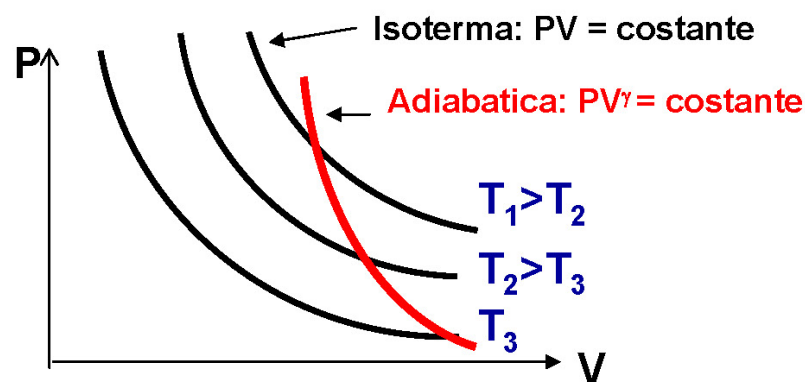
- Giustificazione “fisica”:

$$\Delta U + L = 0 \quad \Longleftarrow \quad (\text{adiabatica})$$

$$\Longrightarrow \quad L = -\Delta U$$

- In un'espansione il lavoro è positivo, quindi la variazione di energia interna deve essere negativa.
- Per un gas perfetto si ha:  $\Delta U = nC_V\Delta T$

➡  $\Delta T$  deve essere negativo, ovvero il gas nell'espansione adiabatica reversibile deve raffreddarsi.



UNA BOLLA DI 5.0 MOLLI DI ELIO (MONOATOMICO) E' IMMERSA A UNA CERTA PROFONDITA' IN ACQUA; L'ACQUA (E QUINDI L'ELIO) SUBISCE UN AUMENTO DI TEMPERATURA  $\Delta T$  DI 20 °C A PRESSIONE COSTANTE, COME CONSEGUENZA LA BOLLA SI ESPANDE.

- a) QUANTO CALORE  $Q$  VIENE AGGIUNTO ALL'ELIO DURANTE L'ESPANSIONE E L'AUMENTO DI TEMPERATURA?
- b) QUALE E' LA VARIAZIONE  $\Delta U$  DELL'ENERGIA INTERNA DELL'ELIO DURANTE L'AUMENTO DI TEMPERATURA?
- c) TROVARE IL LAVORO  $L$  FATTO DALL'ELIO.

## Problema

$$a) \quad C_p = C_v + R = \frac{3}{2}R + R = \frac{5}{2}R$$

$$Q = n C_p \Delta T = n \frac{5}{2} R \Delta T = 5 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8.314 \cdot 20 = 2080 \text{ J}$$

$$b) \quad \Delta U = n C_v \Delta T =$$

$$= 5 \cdot \frac{3}{2} R \cdot \Delta T = 5 \cdot \frac{3}{2} \cdot 8.314 \cdot 20 = 1250 \text{ J}$$

$$c) \quad \text{PRIMA LEGGE DELLA TERMODINAMICA: } Q - L = \Delta U$$

$$L = Q - \Delta U = 2080 - 1250 = 830 \text{ J}$$

Di quanto si e' espansa la bolla?

$$L = p \Delta V \rightarrow \Delta V = L/p.$$

Dato che e' immersa  $p = p_0 + \rho gh \rightarrow$

$$\Delta V = L/(p_0 + \rho gh)$$

con  $\rho$  = densita' dell'acqua



# Il Secondo Principio della Termodinamica

- Abbiamo visto che il primo principio regola la relazione, in una trasformazione termodinamica, fra variazione di energia interna, calore e lavoro scambiati.
- Ma il 1° principio non ci dice nulla a riguardo del fatto se una trasformazione può avvenire davvero.
- Per esempio, nell'esp. di Joule-Thomson (espansione libera di un gas) è palese che lo spontaneo ritorno del gas dalla 2<sup>a</sup> ampolla alla 1<sup>a</sup> non avviene, ma non sarebbe in contrasto col 1° principio
- Così anche che il calore ceduto all'acqua nell'esp. di Joule non possa tirare su i pesi collegati al mulinello o che del calore possa spontaneamente trasferirsi da un corpo freddo ad uno caldo
- E' il 2° principio a dirci quali processi, non in contrasto col 1° principio, possono realmente accadere

1. Dalla prima legge della termodinamica abbiamo:

$$\Delta U = Q - L$$

Sappiamo che possiamo trasformare interamente del lavoro in calore, ad esempio con l'attrito.

È vero il viceversa?

- Cioè, possiamo trasformare interamente del calore in lavoro?  
Se fosse possibile potremmo, ad esempio, ottenere del lavoro raffreddando il mare (moto perpetuo di seconda specie).

2. Come mai alcuni processi avvengono spontaneamente soltanto in una direzione temporale? Ad esempio il gas che esce spontaneamente da un contenitore.

In altre parole, che cosa definisce il verso di scorrimento del tempo?

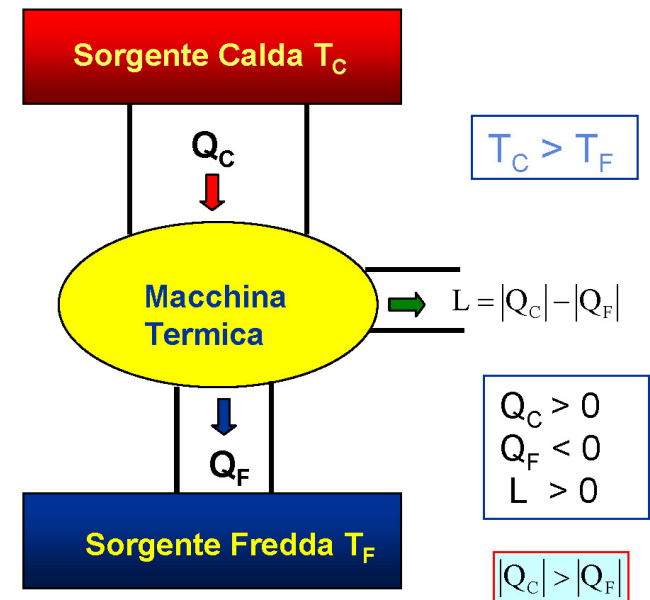
- Per formalizzare l'aspetto di irreversibilità di una trasformazione si introduce il concetto di Entropia.

# Macchina termica

- Una macchina termica è un dispositivo che scambia calore con l'ambiente (l'ambiente è tutto ciò che non costituisce la macchina termica stessa) e produce lavoro meccanico ripetendo continuamente la stessa sequenza di trasformazioni, detta ciclo.
- Dal primo principio:  $\Delta U = Q - L$
- Dato che l'energia interna è una funzione di stato, in un ciclo (cioè lo stato finale della trasformazione è uguale allo stato iniziale) si ha:  $\Delta U = 0$ 

$$\Delta U = 0 \Rightarrow Q = L$$
- Il lavoro prodotto dalla macchina è uguale al calore scambiato con l'ambiente.

Es: ciclo diesel, ciclo benzina (di Otto)



# Sorgenti di calore

- Per trasferire calore è necessario avere a disposizione una sorgente di calore, a temperatura  $T_2$  maggiore della temperatura  $T_1$  del corpo a cui tale calore si deve trasferire
- Si dice **TERMOSTATO** una sorgente che può trasferire calore ad un corpo senza diminuire sensibilmente la propria temperatura

# Il concetto di termostato

- **Termostato o riserva di calore**

Dalla calorimetria è noto che più grande è la capacità termica di un sistema e minore è la sua variazione di temperatura per un dato flusso di calore.

Si chiama riserva di calore (o sorgente ideale di calore o termostato) un sistema a capacità termica infinitamente alta: si può ritenere che la temperatura di una riserva di calore non cambi per quanto grande possa essere il flusso di calore in uscita o in entrata. Il concetto di riserva di calore è un'astrazione utilissima dal punto di vista teorico. Esempi di sistemi che possono ritenersi con buona approssimazione delle riserve di calore: l'atmosfera, un lago, l'oceano...

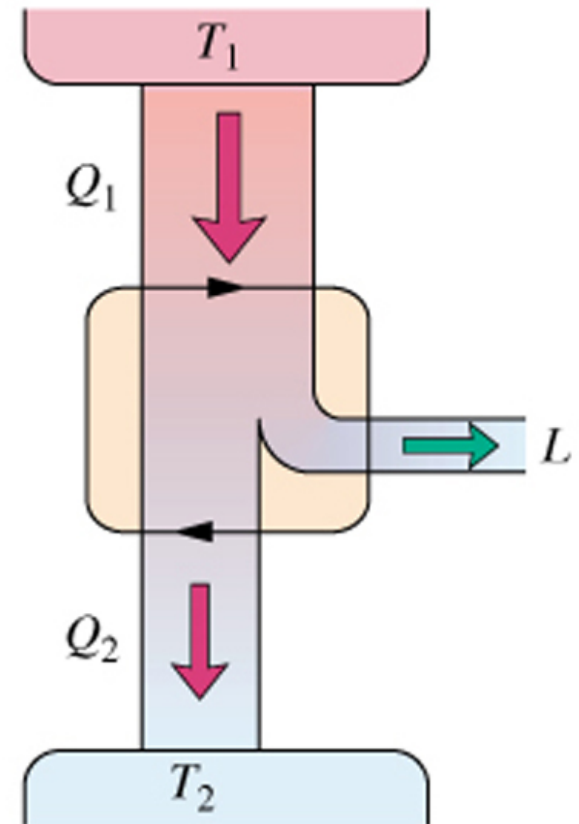
# Macchine Termiche

- Del 2° principio esistono diverse formulazioni equivalenti. Le prime che troviamo sono quelle relative alle macchine termiche dovute a Kelvin-Planck e a Clausius
- Una macchina termica (schematizzata in figura) costituita da un fluido operante, sottrae ad ogni ciclo una quantità di calore  $Q_1$  ad un termostato a temperatura  $T_1$ , ne converte una parte in lavoro  $L$  e cede una quantità di calore  $Q_2$  non utilizzata ad un termostato a temperatura  $T_2 < T_1$ .
- Siccome la macchina opera ciclicamente risulta  $\Delta U = 0$  e quindi:

$$L = Q_{tot} = Q_1 + Q_2$$

$$Q_1 > 0 ; Q_2 < 0$$

$$L = |Q_1| - |Q_2|$$

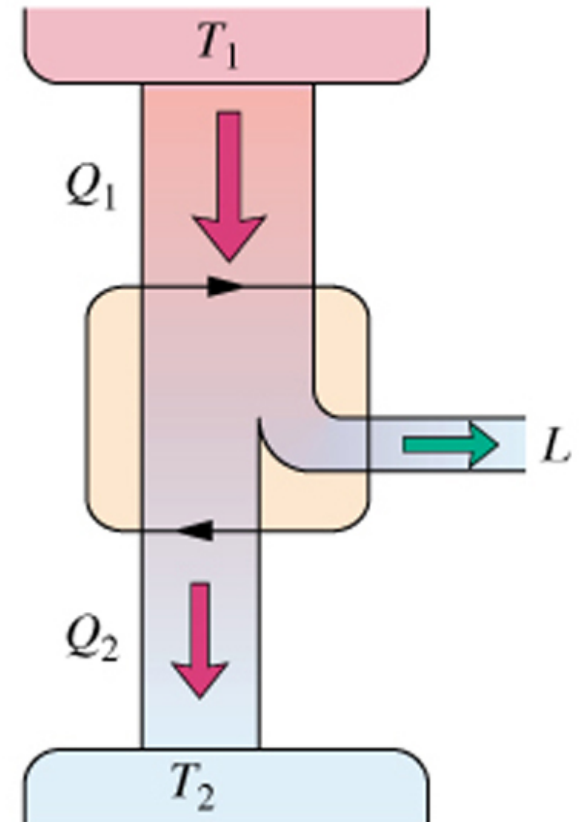


# ... macchine termiche 2

- Un parametro di fondamentale importanza è il **rendimento  $\eta$** :

$$\eta = \frac{L}{|Q_1|} = \frac{|Q_1| - |Q_2|}{|Q_1|} = 1 - \frac{|Q_2|}{|Q_1|}$$

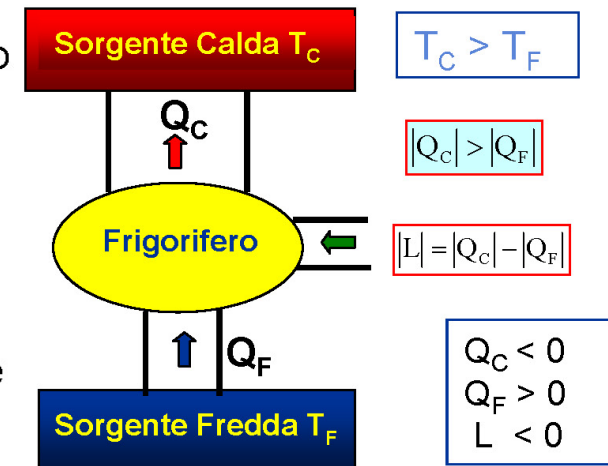
- Matematicamente è:  $0 \leq \eta \leq 1$ ; è ovvio che la condizione ottimale per il progettista sarebbe  $\eta \rightarrow 1$ , perché si minimizza l'energia  $|Q_2|$  *sprecata* sotto forma di calore ceduto a  $T_2$  e pressochè tutto il calore  $|Q_1|$  prelevato da  $T_1$  è convertito in lavoro. Il caso limite (perfetto) si avrebbe quando  $|Q_2| = 0$  (nessun calore scambiato con  $T_2$ )  $\rightarrow \eta = 1$



# Macchine frigorifere (pompe di calore)

Prendiamo una macchina termica che funziona al contrario

- Viene assorbito un calore  $Q_F$  dalla sorgente fredda e viene ceduto un calore  $Q_C$  alla sorgente calda tramite un lavoro fatto sulla macchina termica.
- Nel caso in cui la funzione della macchina sia quella di raffreddare la sorgente fredda, a questa viene dato il nome di macchina frigorifera o frigorifero.
- Invece, nel caso in cui lo scopo della macchina termica sia quello di riscaldare la sorgente calda, a questa viene dato il nome di pompa di calore. Come vedremo, queste sono delle “stufe” molto più efficienti delle normali sorgenti di calore, quali ad esempio le stufe elettriche. Sono però anche molto più costose.
- Una macchina termica reversibile può funzionare indifferentemente come motore termico o come frigorifero (o pompa di calore) semplicemente invertendo il segno del calore e del lavoro scambiati. Cosa che non può essere fatta ovviamente da una macchina termica reale.



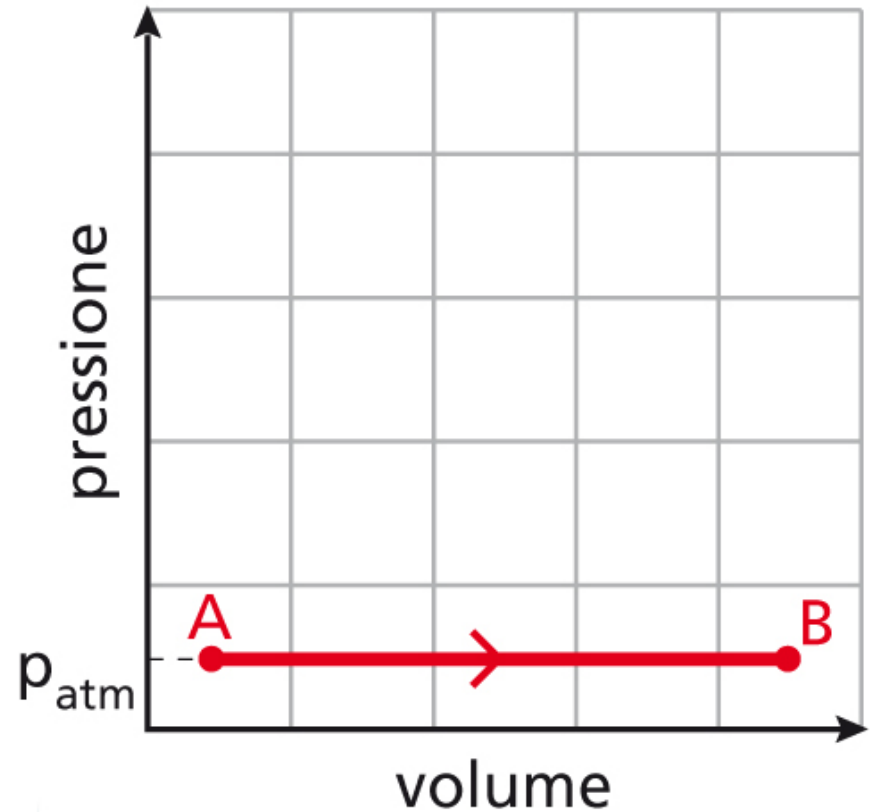
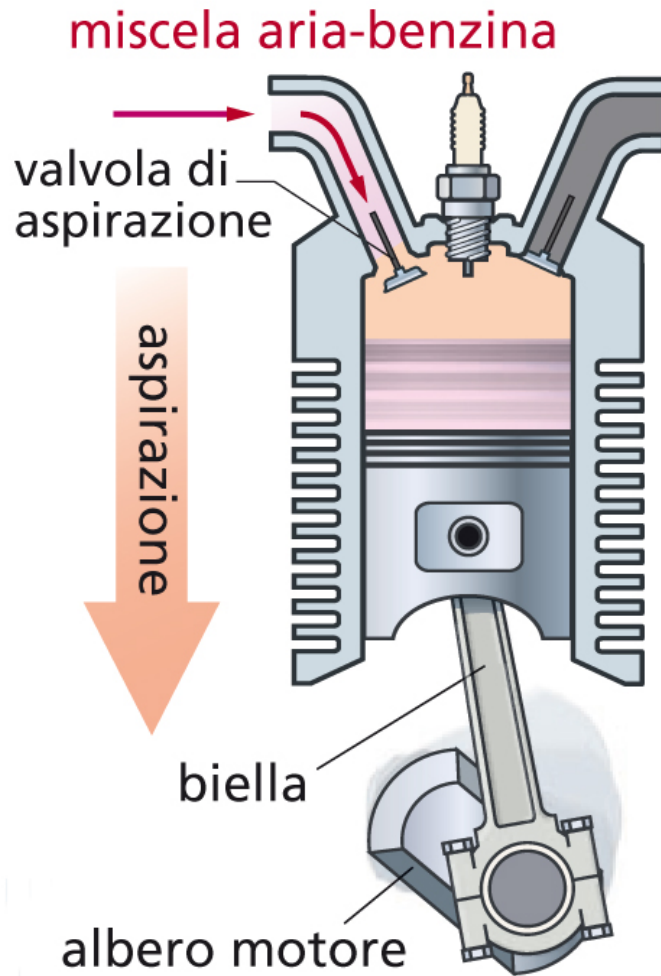


# Macchine termiche: Il **motore** a quattro tempi (**a scoppio**)

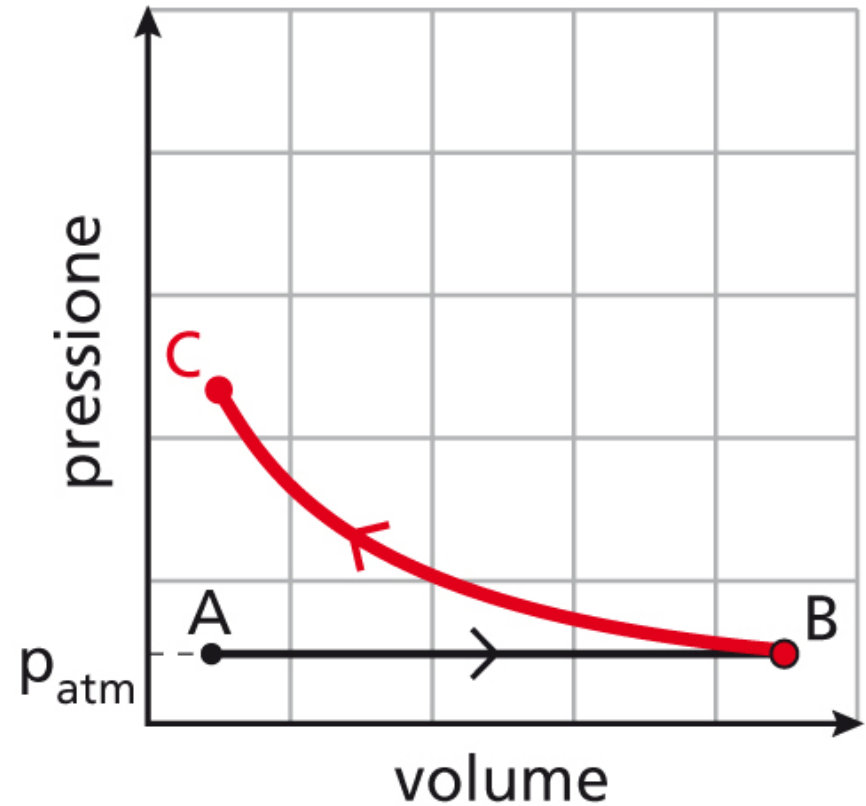
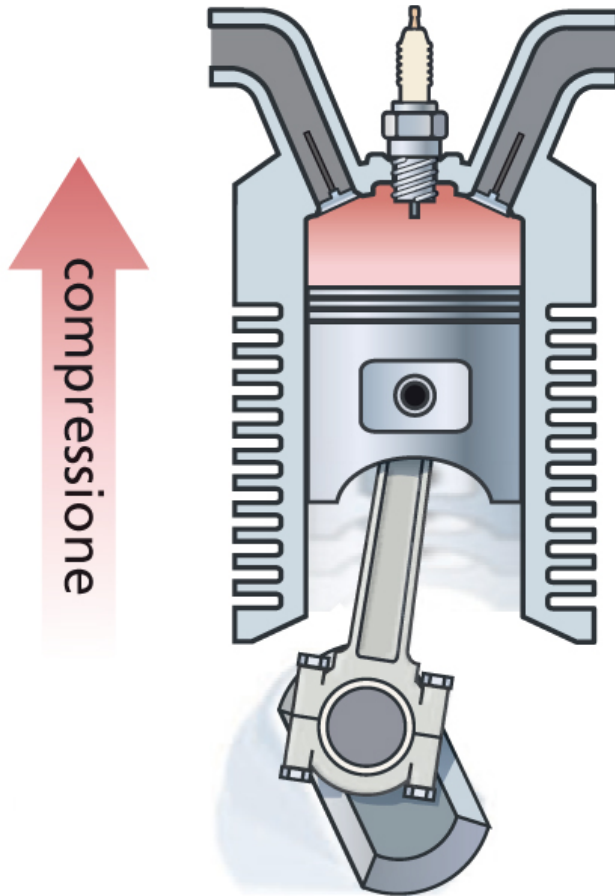


Il movimento dei pistoni all'interno dei cilindri del motore di un'automobile è causato dall'**espansione** e dalla **compressione** di una piccolissima quantità di **sostanza gassosa**: una miscela di aria e benzina.

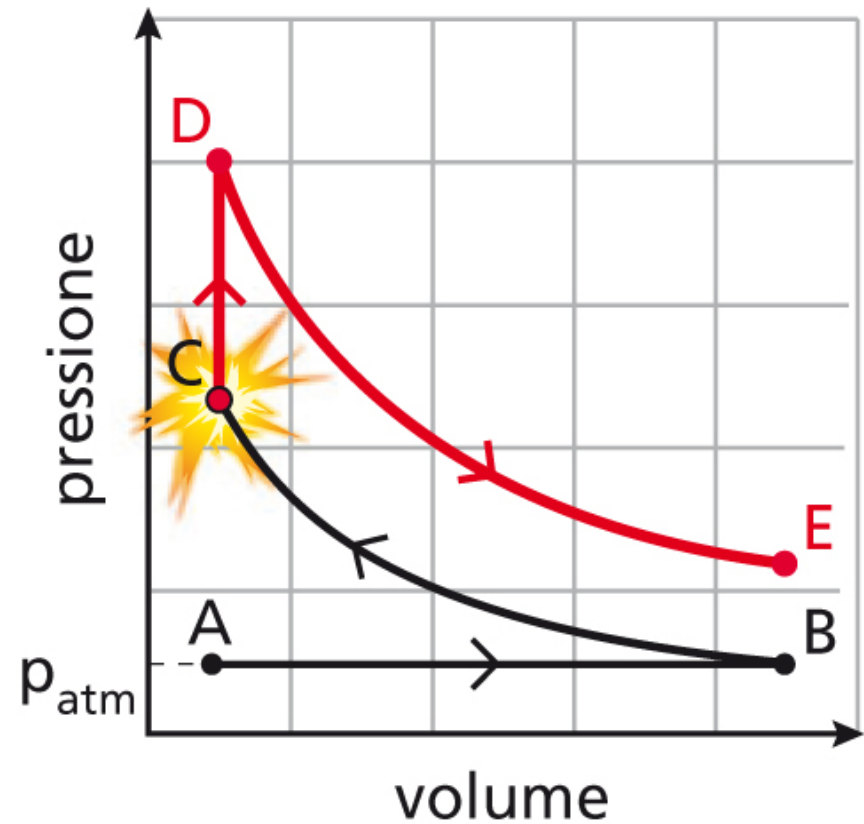
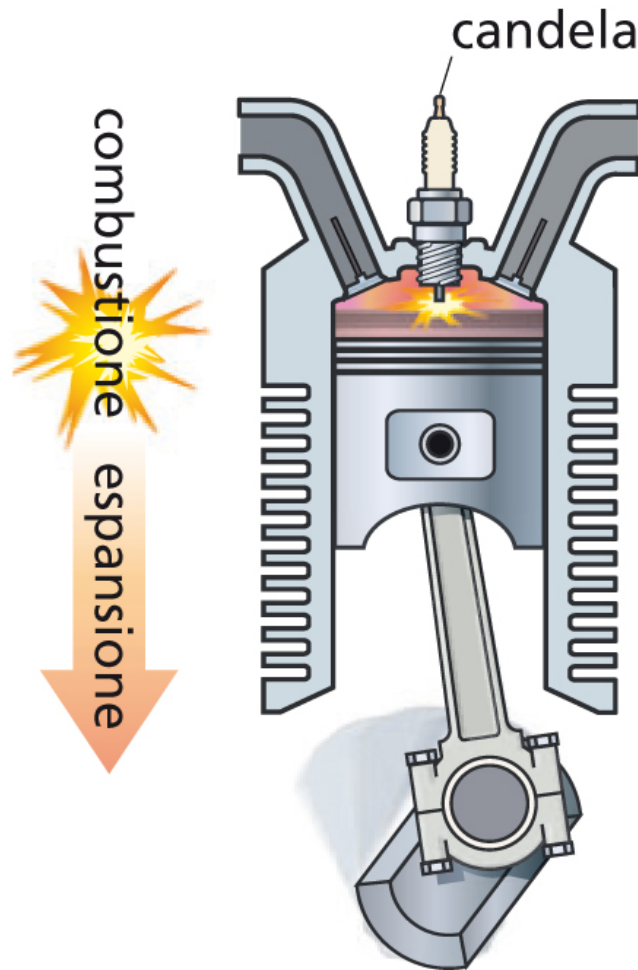
# Primo tempo: **aspirazione**



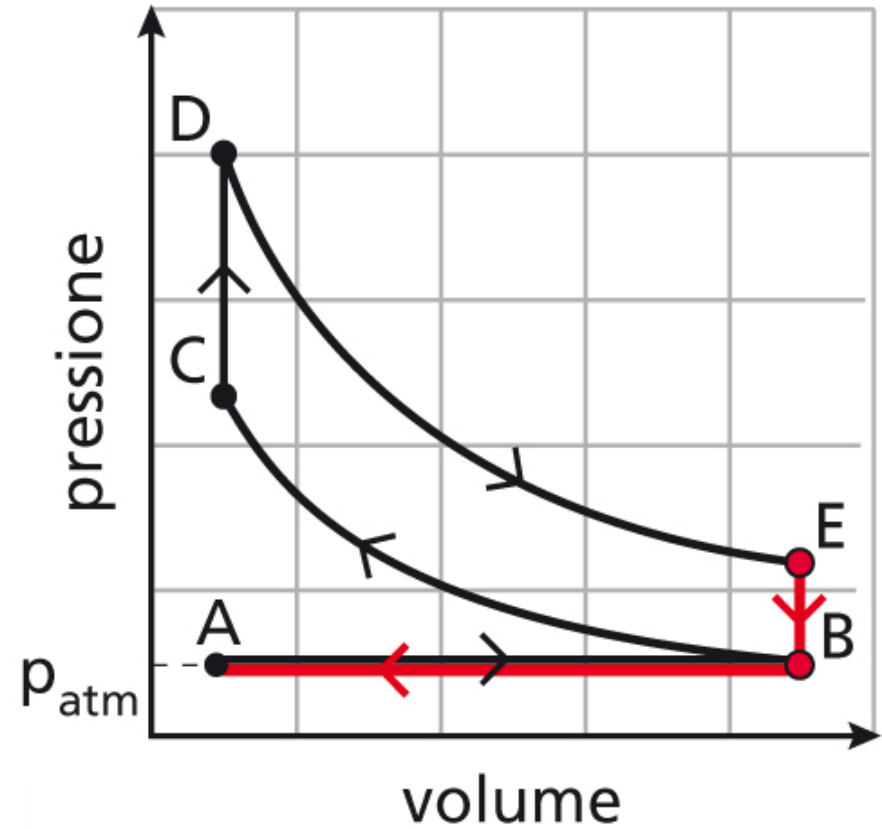
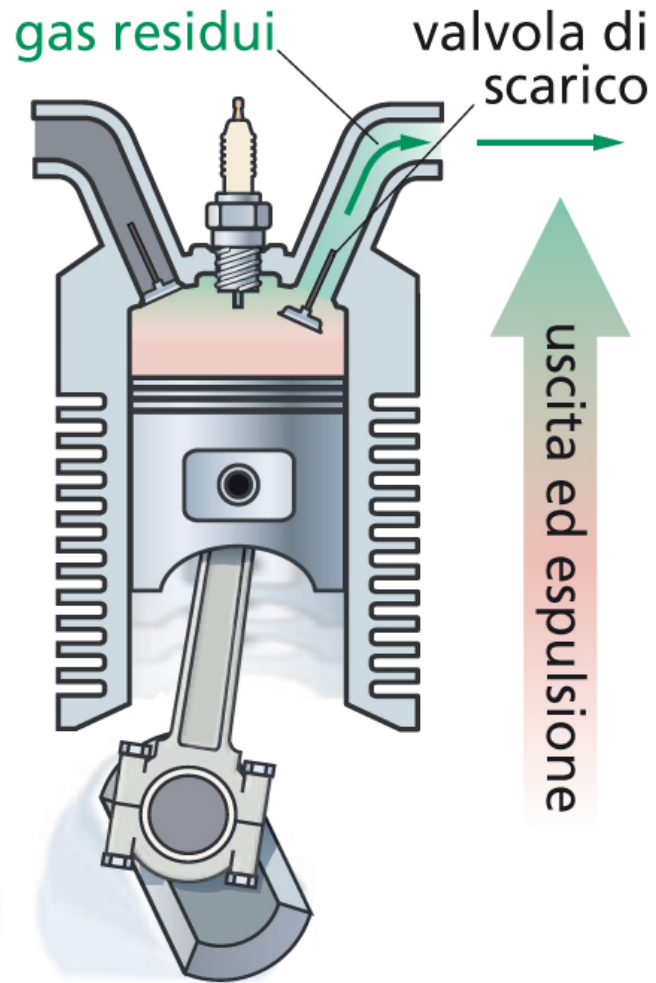
## Secondo tempo: **compressione**



# Terzo tempo: **combustione-espansione**

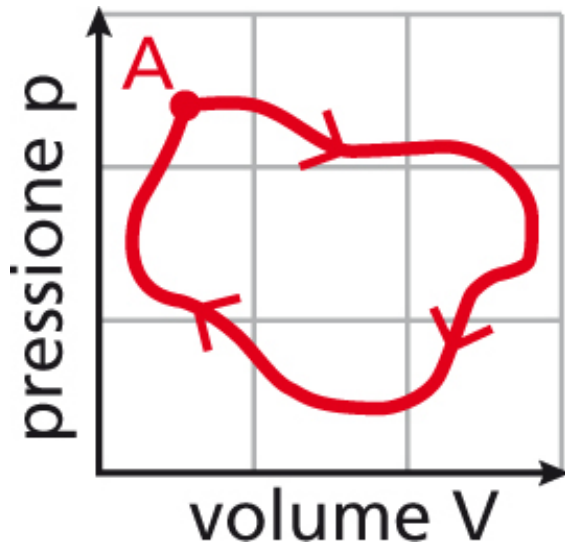


# Quarto tempo: **scarico**



# Trasformazioni **cicliche**

Una **trasformazione ciclica** è rappresentata nel diagramma pressione-volume da una curva chiusa.

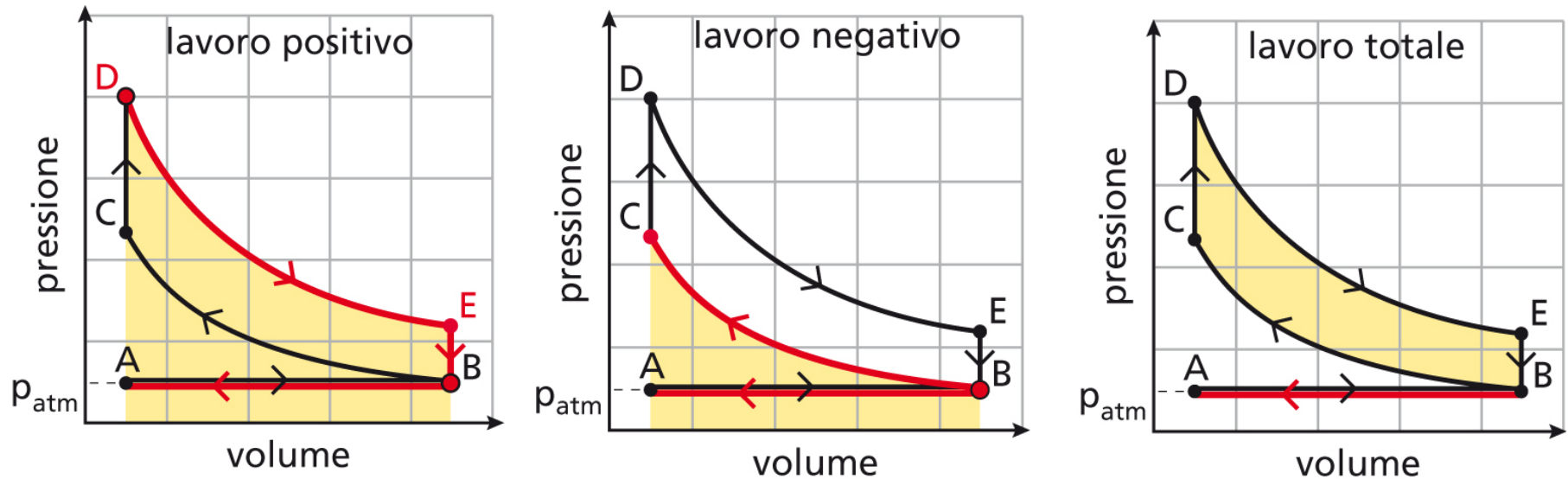


$$Q_{\text{totale}} - W_{\text{totale}} = 0$$



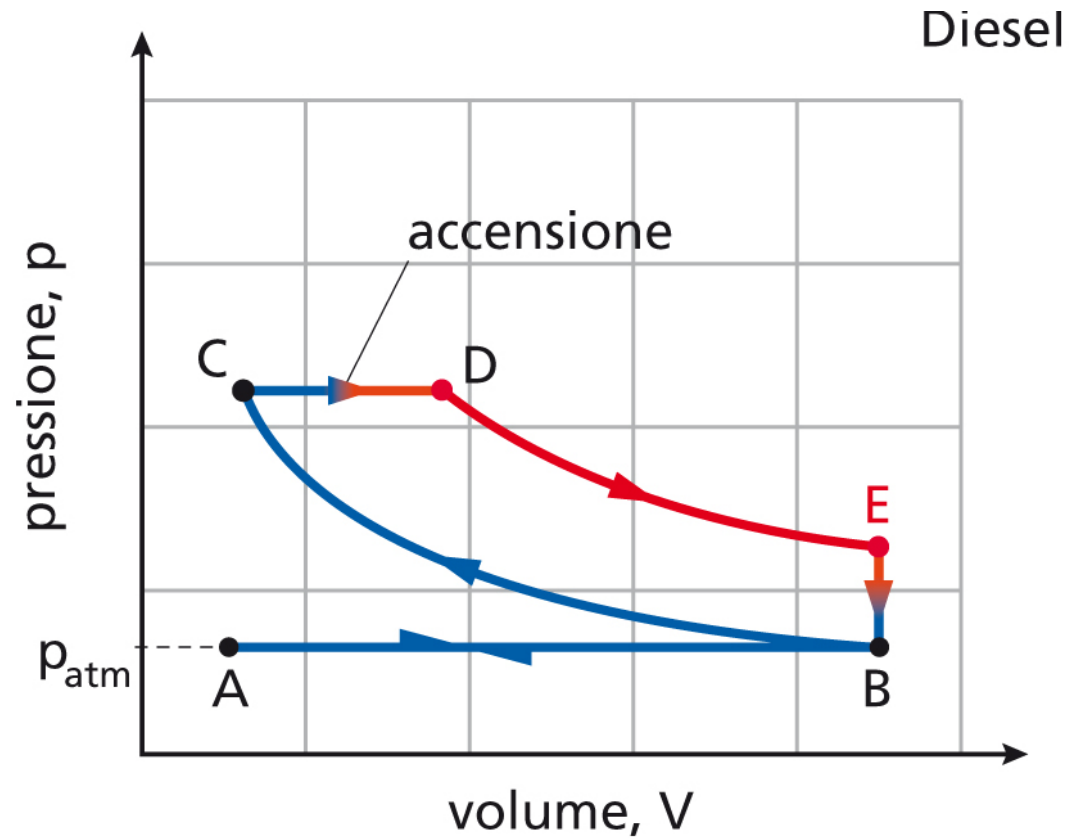
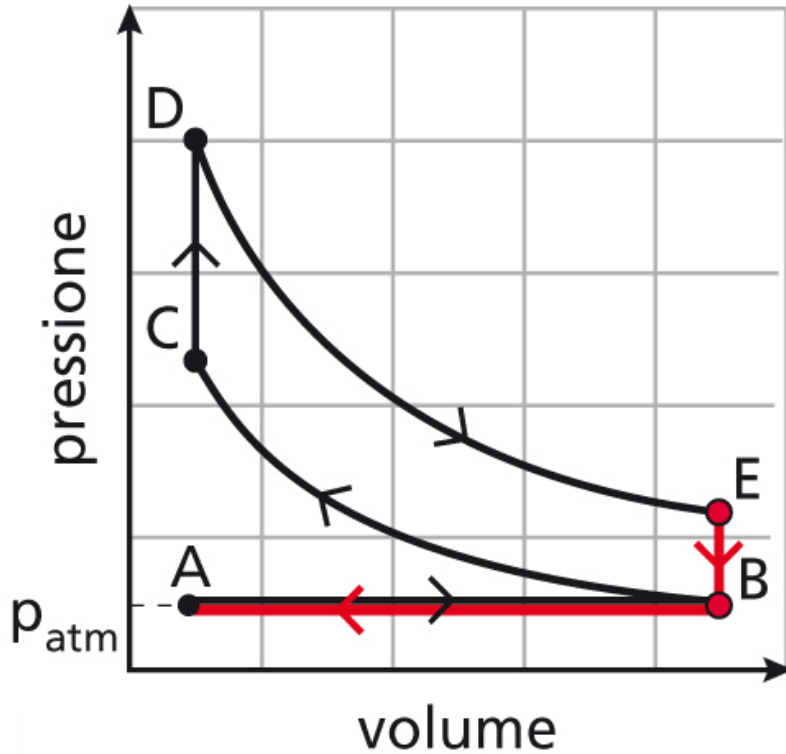
$$W_{\text{totale}} = Q_{\text{totale}}$$

# Il **lavoro** in una trasformazione **ciclica**



Il **lavoro compiuto** dal sistema in un ciclo di funzionamento del motore è uguale all' **area** del grafico pressione-volume contenuta nella **linea chiusa**.

# Benzina o diesel?





# Rendimento di una macchina

Il rendimento è sempre definito come:

$$\text{rendimento} = \frac{\text{energia utile}}{\text{energia immessa}}$$

## Macchina termica (motore termico):

l'energia utile è il lavoro che fa la macchina e l'energia immessa è il calore fornito alla macchina dalla sorgente "calda":

$$\eta = \frac{L}{|Q_C|} = \frac{|Q_C| - |Q_F|}{|Q_C|} = 1 - \frac{|Q_F|}{|Q_C|} < 1$$

## Macchina frigorifera (frigorifera):

nel caso del frigorifero o della pompa di calore, non si parla di rendimento  $\eta$  ma si introduce il coefficiente di prestazione **COP**.

Per il frigorifero l'energia utile è il calore che si riesce a togliere alla sorgente "fredda" e l'energia immessa è il lavoro che occorre fare sulla macchina, tipicamente tramite l'utilizzo di energia elettrica:

$$\text{COP} = \frac{|Q_F|}{|L|} = \frac{|Q_C| - |L|}{|L|} = \frac{|Q_C|}{|L|} - 1 = \frac{1}{\eta} - 1$$

## Pompa di calore:

in questo caso l'energia utile è quella ceduta alla sorgente calda, mentre per il lavoro vale quanto detto per il frigorifero:

$$\text{COP} = \frac{|Q_C|}{|L|} = \frac{|Q_C|}{|Q_C| - |Q_F|} = \frac{1}{\eta} > 1$$

come si vede si ha sempre  $\text{COP} > 1$ , quindi per riscaldare una stanza, a parità di energia elettrica utilizzata, conviene utilizzare una pompa di calore rispetto ad una stufetta elettrica tradizionale basata sull'effetto Joule.

# Macchine **termiche** a confronto

Macchine termiche (soggette al II principio)	Rendimento
Macchina a vapore di Watt	1%
Locomotiva a vapore	8%
Motore a benzina	20%-30%
Centrale nucleare	30%-35%
Centrale termoelettrica convenzionale	30%-40%

Corpo umano 50-55%