

Prof. Roberto Capone

Termodinamica

Precorso di Fisica 2011/2012
Facoltà di Agraria



Termodinamica

1. L'equilibrio dei gas
2. L'effetto della temperatura sui gas
3. La teoria cinetica dei gas
4. Lavoro e calore
5. Il rendimento delle macchine termiche
6. Il secondo principio della termodinamica

L'equilibrio dei gas

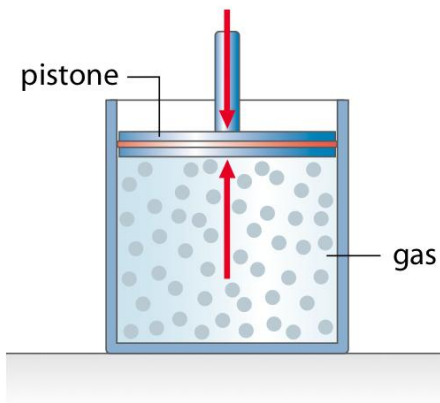
Lo stato di equilibrio di una data massa di gas è caratterizzato da un volume, una pressione e una temperatura

L'equilibrio dei gas

◦ Un gas esercita una pressione sul recipiente che lo contiene

◦ Le molecole di gas si muovono disordinatamente, urtano le pareti del recipiente, esercitando così su di esse, nel complesso, una forza F_p

Il pistone è fermo: il sistema è in equilibrio.



La pressione del gas è: $p = \frac{F_p}{A}$

Gas in un recipiente chiuso da un pistone mobile. Il pistone esercita una pressione a causa del suo peso. In condizione di equilibrio :

pressione del gas = pressione pistone + pressione atmosferica

L'equilibrio dei gas

◦ **Lo stato di un gas** in equilibrio è caratterizzato dai valori di **quattro grandezze: pressione, volume, temperatura e quantità di gas**

◦ Una **trasformazione** fa passare il gas **da uno stato a un altro**: modifica alcune o tutte le grandezze caratteristiche

◦ **Trasformazione isotermica**: a **temperatura costante**

◦ **Trasformazione isobarica**: a **pressione costante**

◦ **Trasformazione isovolumica**: a **volume costante**



L'equilibrio dei gas

- o La **quantità di gas** viene espressa in termini di **numero di moli**
- o Una **mole di gas** è una quantità di gas che contiene un **numero di molecole pari al numero** di Avogadro $N_A = 6,02 \times 10^{23}$

Legge di Avogadro

Una **mole di gas**, nelle stesse condizioni di **pressione e temperatura**, **occupa sempre lo stesso volume**, qualunque sia il tipo di gas

Alla pressione di 1 atm, e alla temperatura di 0 ° C una mole di qualunque gas occupa un volume di 22,4 litri.

La massa di una mole di gas è una caratteristica di ogni gas

L'equilibrio dei gas

Legge di Boyle

A **temperatura costante**, il **volume** che una certa massa di gas occupa è **inversamente proporzionale** alla **pressione** del gas

The diagram shows the equation $p \cdot V = \text{costante}$ inside a yellow oval. Red lines connect the terms to their units: 'pressione' to $\left(\frac{\text{N}}{\text{m}^2}\right)$, 'volume' to m^3 , and 'costante' to $\text{(N}\cdot\text{m)}$.

pressione $\left(\frac{\text{N}}{\text{m}^2}\right)$

volume $\text{(m}^3\text{)}$

$p \cdot V = \text{costante}$

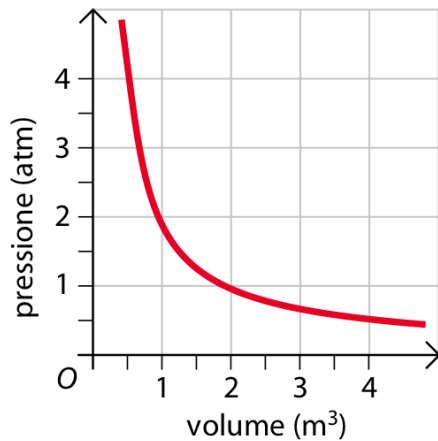
$\text{(N}\cdot\text{m)}$

Il valore della costante dipende dalle condizioni iniziali del gas.

Indicando con 1 e 2 due stati di equilibrio del gas: $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$

L'equilibrio dei gas

ESEMPIO 2 Se un gas in equilibrio occupa un volume di 2 m^3 alla pressione di 1 atm , la costante vale $2 \text{ atm} \cdot \text{m}^3$. In una nuova situazione di equilibrio il volume e la pressione saranno diversi però il loro prodotto sarà sempre uguale a $2 \text{ atm} \cdot \text{m}^3$.



Rappresentazione grafica della legge di Boyle.

Rappresentazione grafica della legge di Boyle, nel piano cartesiano *pressione-volume* (piano di Clapeyron)

L'effetto della temperatura sui gas

A pressione costante, una variazione di temperatura fa aumentare o diminuire il volume di un gas; a volume costante, invece, fa aumentare o diminuire la pressione

L'effetto della temperatura sui gas

o Legge di Gay-Lussac

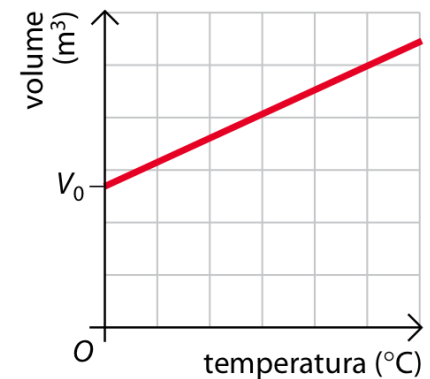
A pressione costante, il volume di una quantità di gas varia secondo la legge

$$V = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot T) \qquad V = V_0 \cdot \alpha \cdot T + V_0$$

V_0 è il volume a 0°C . T è espressa in $^\circ \text{C}$.

Il **coefficiente di espansione** α è identico per tutti i gas e vale circa $1/273^\circ \text{C}^{-1}$

A pressione costante, volume e temperatura sono in correlazione lineare.



ESEMPIO 1 Se un gas alla temperatura di 0°C occupa un volume di $1,0 \text{ m}^3$, a 20°C e alla stessa pressione occupa il volume:

$$V = (1,0 \text{ m}^3) \times [1 + (0,00366 \text{ C}^{-1}) \times (20^\circ \text{C})] = 1,0732 \text{ m}^3$$

L'effetto della temperatura sui gas

o Legge di Charles

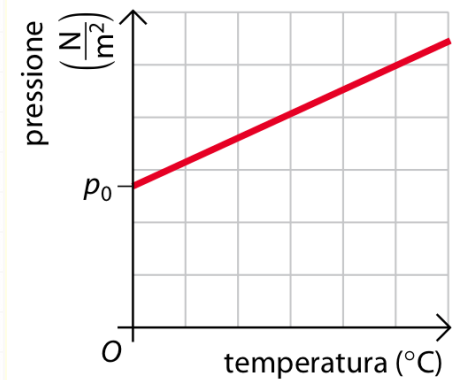
A volume costante, la pressione p di una quantità di gas varia secondo la legge

$$p = p_0 \cdot (1 + \beta \cdot T)$$

p_0 è la pressione a 0°C . T è espressa in $^\circ \text{C}$.

Il **coefficiente di compressione** β è identico per tutti i gas e vale circa $1/273^\circ \text{C}^{-1}$

Rappresentazione grafica della legge di Charles.



ESEMPIO 2 Una bomboletta spray contiene del gas in un recipiente chiuso (volume costante). Se viene buttata sul fuoco, esplose perché aumenta la temperatura del gas e quindi aumenta la pressione interna.

L'effetto della temperatura sui gas

◦ Le leggi di Boyle, di Gay-Lussac e di Charles sono **leggi sperimentali**.

- I gas reali seguono con buona approssimazione queste leggi, soprattutto quando sono lontani dalle condizioni di liquefazione

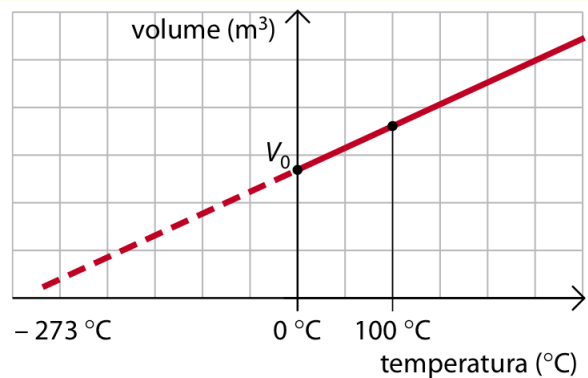
◦ **Un gas perfetto è un gas ideale** che segue esattamente le tre leggi dei gas. In un **gas perfetto** le **molecole** hanno **volume nullo** e le **forze di coesione** molecolari sono **nulle**

◦ Per i **gas perfetti** le leggi di Gay-Lussac e Charles possono essere **estese** fino alle condizioni, rispettivamente, di **volume nullo** e **pressione nulla**

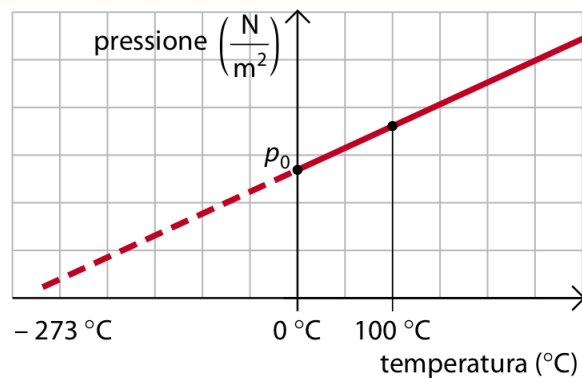
L'effetto della temperatura sui gas

◦Estrapolazione delle le leggi di Gay-Lussac e di Charles

◦Gli stati di **volume nullo** e **pressione nulla** si raggiungono a una temperatura $T = -1/\alpha = -273,15 \text{ °C}$. Questa **temperatura limite** viene definita **zero assoluto** e scelta come zero della scala Kelvin



a Estrapolazione della legge di Gay-Lussac.



b Estrapolazione della legge di Charles.

Estrapolando le due leggi, i grafici toccano l'asse delle ascisse in corrispondenza del valore -273 °C .

L'effetto della temperatura sui gas

Temperatura assoluta: temperatura espressa in **kelvin**

Legge di Gay-Lussac

Il volume di un gas mantenuto a pressione costante è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta

Legge di Charles

La pressione di un gas mantenuto a volume costante è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta

L'effetto della temperatura sui gas

Equazione di stato dei gas perfetti

Riassume tutte le leggi dei gas e stabilisce una relazione tra le quattro grandezze caratteristiche per i gas

The diagram shows the ideal gas equation $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ centered within two overlapping orange circles. Red lines connect the variables to their respective labels: 'pressione ($\frac{N}{m^2}$)' for p , 'volume (m^3)' for V , 'costante' for R , 'temperatura (K)' for T , and 'numero di moli' for n .

R è la **costante universale dei gas** e, in unità SI, vale $8,31 \text{ J}/(\text{moli} \cdot \text{K})$

$R = N_A \cdot k$, con $k = 1,38 \times 10^{23} \text{ J/K}$ (costante di Boltzmann)

La teoria cinetica dei gas

La temperatura di una sostanza, solida, liquida o aeriforme, è legata all'energia cinetica delle particelle che la costituiscono; l'energia interna della sostanza dipende dalla temperatura

La teoria cinetica dei gas

◦ **Teoria cinetica molecolare.**

- Un gas è costituito da un elevato numero di molecole.
- Le molecole si muovono in modo disordinato in tutte le direzioni.
- Le molecole si urtano fra di loro e urtano sulle pareti del recipiente senza perdere energia cinetica.
- Il moto delle molecole segue le leggi della dinamica newtoniana.
- Il diametro delle molecole è molto piccolo rispetto alla distanza media tra le molecole (molecole puntiformi)

◦ La teoria cinetica fornisce un' **interpretazione microscopica** del comportamento **macroscopico** dei gas.

La teoria cinetica dei gas

Teoria cinetica e pressione

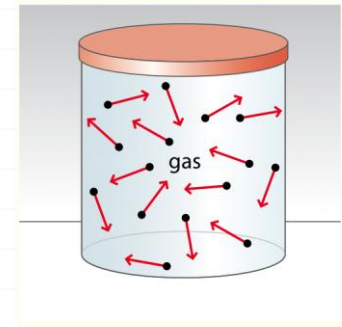
Le molecole di un gas sono in continuo movimento:

Ogni molecola ha una certa **energia cinetica**.

Quando una molecola urta contro la parete del contenitore, si ha uno scambio di quantità di moto. L'insieme di questi scambi produce la **pressione** sulle pareti. Per un gas **monoatomico**:

$$p = \frac{2}{3} \cdot \frac{E_{c\ media} \cdot N}{V}$$

$E_{c\ media}$ è l'energia cinetica media delle molecole, V il volume e N il numero di molecole.



La teoria cinetica dei gas

Teoria cinetica e temperatura

Combinando l'equazione $p = \frac{2}{3} \cdot \frac{E_{c\ media} \cdot N}{V}$ e l'equazione di stato dei gas perfetti, si ottiene l'espressione dell'energia cinetica media:

$$E_{c\ media} = \frac{3}{2} k \cdot T$$

$k = 1,38 \times 10^{23}$ J/K è la **costante di Boltzmann**.

L'energia cinetica media di una molecola è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del gas.

La teoria cinetica dei gas

◦Energia Interna

◦L'energia interna U di un sistema è la somma delle energie, cinetiche e potenziali, di tutte le particelle che lo compongono.

◦Gas perfetto: le molecole non interagiscono, energia potenziale nulla

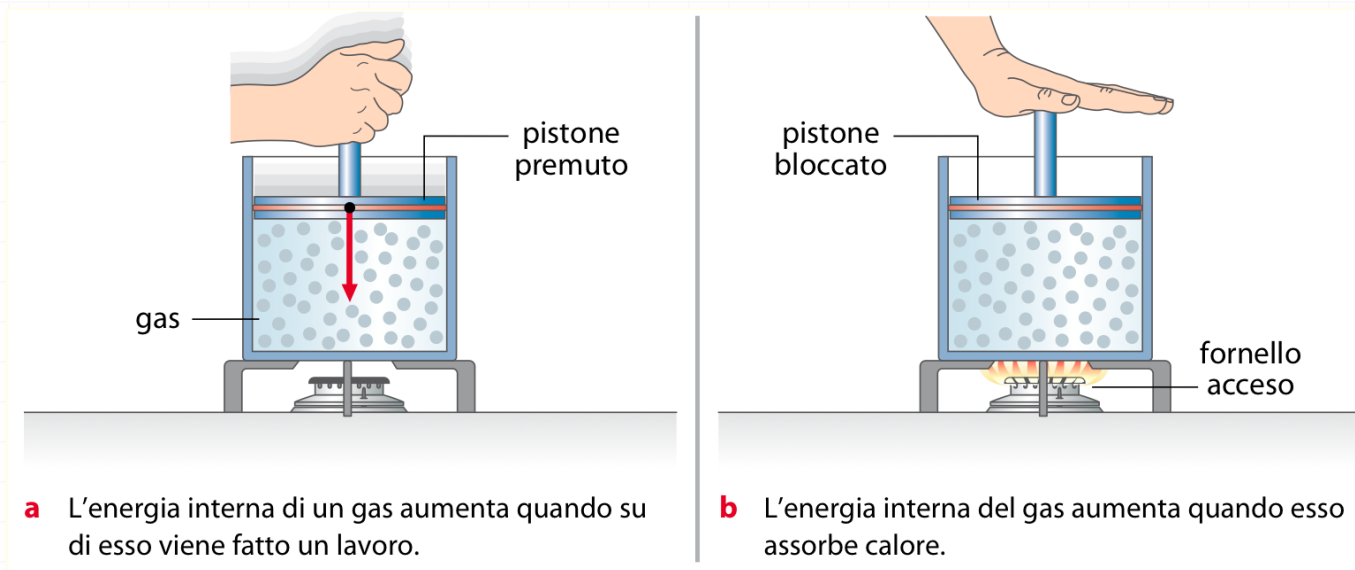
$$U = N \cdot E_{c \text{ media}} = \frac{3}{2} \cdot N \cdot k \cdot T$$

L'energia cinetica media di un gas perfetto dipende solo dalla temperatura assoluta ed è direttamente proporzionale ad essa.

A ogni variazione di energia interna corrisponde una variazione di temperatura: $\Delta U = \frac{3}{2} N \cdot k \cdot \Delta T$

La teoria cinetica dei gas

◦ L'energia interna U di un sistema di particelle **cambia** quando il sistema **acquista o perde calore**, quando il sistema **compie o subisce un lavoro**.



La teoria cinetica dei gas

o L'energia interna U è una **funzione di stato**: dipende solamente dalle **grandezze che caratterizzano lo stato** del sistema.

o Se il sistema compie una trasformazione dallo stato A allo stato B , la **variazione di energia interna ΔU** dipende soltanto dallo **stato iniziale A** e dallo **stato finale B** , ma non dalla particolare trasformazione

- Se la **trasformazione è ciclica**, cioè lo stato iniziale e quello finale coincidono, l'**energia interna** non varia.

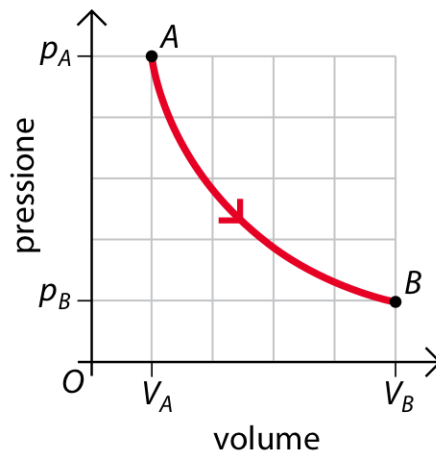
Lavoro e calore

Un sistema può acquistare o cedere calore, può fare o subire lavoro; lavoro e calore scambiati fanno aumentare o diminuire l'energia interna del sistema

Lezione 4 - Lavoro e calore

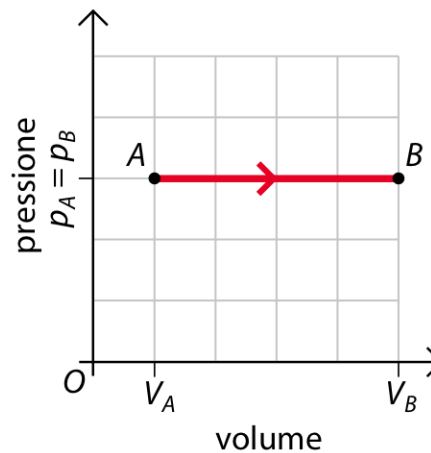
o Rappresentazione grafica delle **leggi dei gas** nel **piano di Clapeyron** (piano cartesiano pressione-volume)

Legge di Boyle



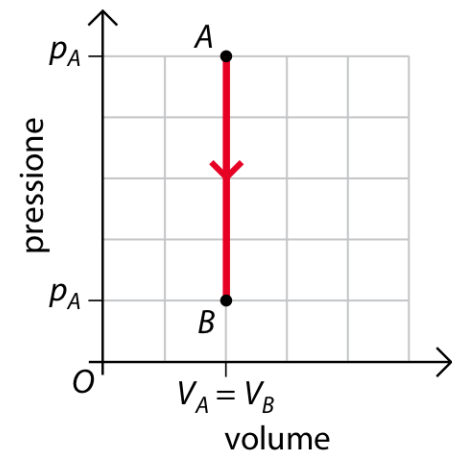
a Trasformazione isotermica, la temperatura è costante.

Legge di Gay-Lussac



b Trasformazione isobarica, la pressione è costante.

Legge di Charles

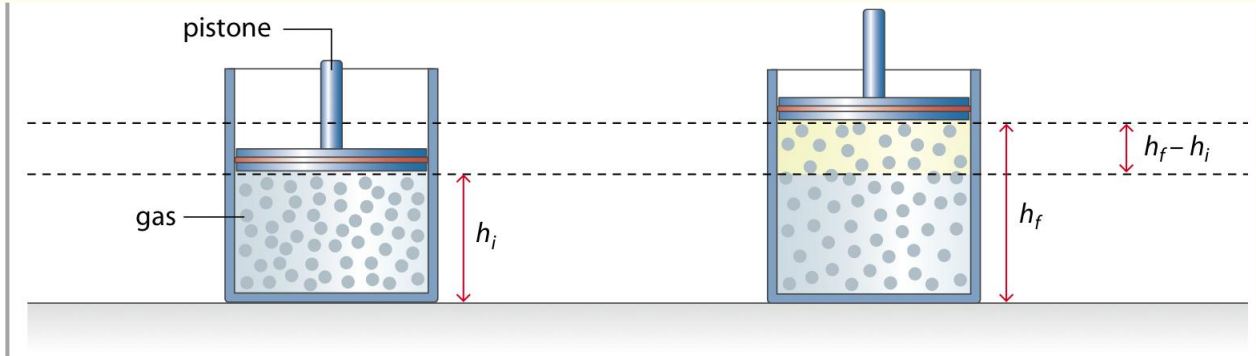


c Trasformazione isovolumica, il volume è costante.

Lezione 4 - Lavoro e calore

◦ In una **trasformazione a pressione costante** (isobarica) il lavoro compiuto dal sistema è uguale al prodotto fra **pressione** e **variazione di volume**

Mentre il gas si espande, spinge il pistone di un tratto $h_f - h_i$ compiendo un lavoro positivo.

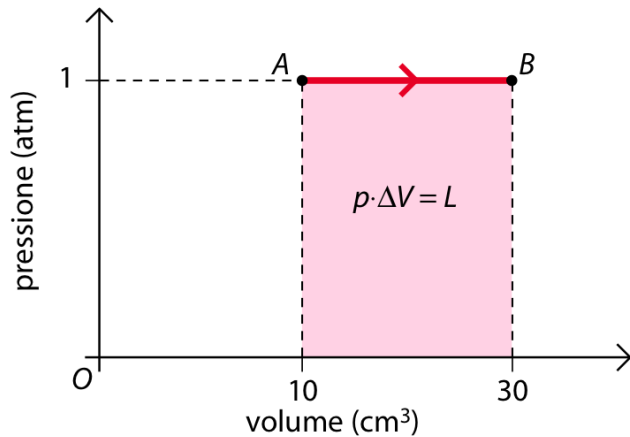


Se A è la superficie del pistone, $F = p \cdot A$

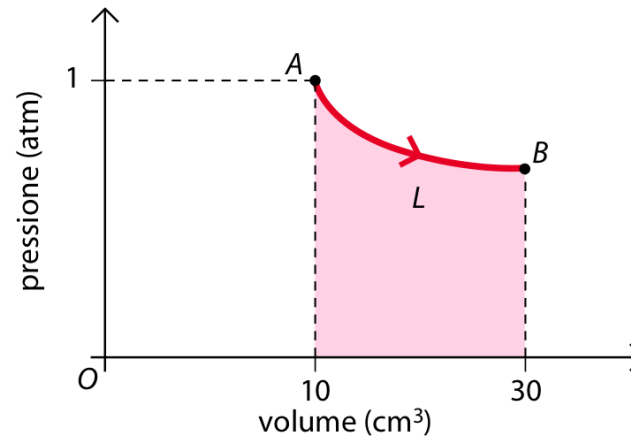
$$L = F \cdot s = p \cdot A \cdot (h_f - h_i) = p \cdot (A \cdot h_f - A \cdot h_i) \longrightarrow L = p \cdot (V_f - V_i)$$

Lavoro e calore

○ Nel **grafico di una trasformazione nel piano pressione-volume**, l'**area al di sotto del grafico** rappresenta il lavoro compiuto



a L'area del rettangolo colorato è uguale al lavoro compiuto dal gas.



b La pressione non rimane costante; il lavoro è uguale all'area compresa tra la curva e l'asse del volume.

Il lavoro compiuto dal sistema nella trasformazione tra gli stati *A* e *B* è uguale all'area colorata.

Lavoro e calore

◦ In una **trasformazione ciclica** il sistema compie delle trasformazioni e ritorna nello stato iniziale.

Lavoro nella trasformazione in figura:

$$L_{ciclo} = L_{AB} + L_{BC} + L_{CD} + L_{DA}$$

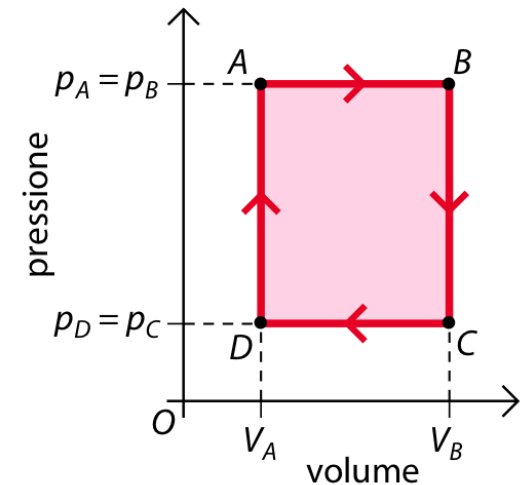
Si ha $L_{AB} > 0$, $L_{BC} = 0$, $L_{CD} < 0$, $L_{DA} = 0$

$$L_{ciclo} = L_{AB} + L_{CD} \quad L_{ciclo} = L_{AB} - L_{DC}$$

Il lavoro è uguale all'area del rettangolo $ABCD$

Nel grafico pressione-volume di una trasformazione ciclica, il lavoro è uguale all'area racchiusa dalla curva

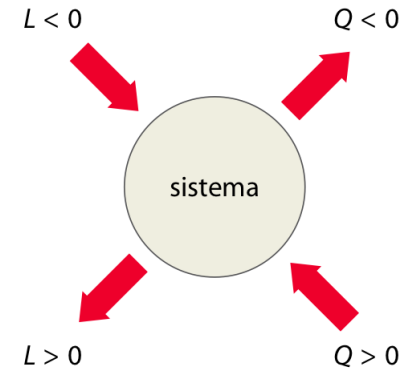
Il lavoro nella trasformazione $ABCD$ è uguale all'area del rettangolo colorato.



Lavoro e calore

◦ Scambi di calore e lavoro

- L è positivo se il lavoro è fatto dal sistema sull'esterno;
- L è negativo se il lavoro è fatto dall'esterno sul sistema;
- Q è positivo se il calore è assorbito dal sistema;
- Q è negativo se il calore è ceduto dal sistema.



Primo principio della termodinamica

variazione
di energia interna (J)

$$\Delta U = Q - L$$

lavoro scambiato (J)

calore scambiato (J)

Lavoro e calore

◦ **Trasformazione a volume costante (isovolumica)**

◦ Il sistema non compie lavoro perché $\Delta V = 0 \rightarrow \Delta U = Q$

◦ **Trasformazione a temperatura costante (isotermica)**

◦ La temperatura del sistema, e quindi l'energia interna U rimangono costanti, quindi $\Delta U = 0 \rightarrow Q = L$

◦ **Trasformazione senza scambio di calore (adiabatica)**

◦ Se il sistema non scambia calore, allora $Q = 0 \rightarrow \Delta U = -L$

◦ **Trasformazione ciclica**

◦ Il sistema attraversa diversi stati di equilibrio, ma le condizioni iniziali sono uguali a quelle finali, quindi $\Delta U = 0 \rightarrow Q = L$

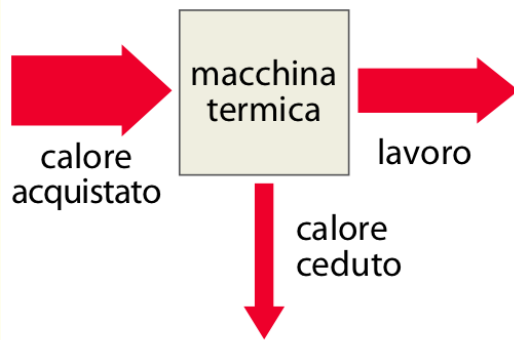
Il rendimento delle macchine termiche

Una macchina termica preleva calore da una sorgente calda e ne trasforma una parte in lavoro; la quantità di calore trasformata dipende dal rendimento della macchina

Il rendimento delle macchine termiche

o Una **macchina termica trasforma calore** (energia termica) **in lavoro** (energia meccanica)

Schema concettuale di una macchina termica.

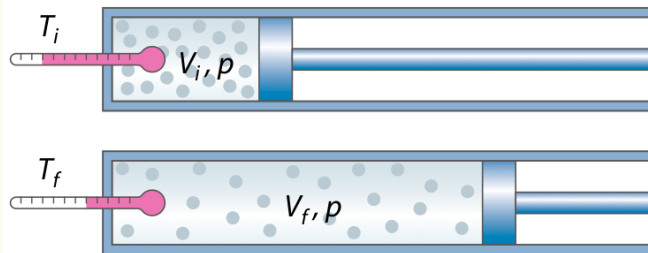
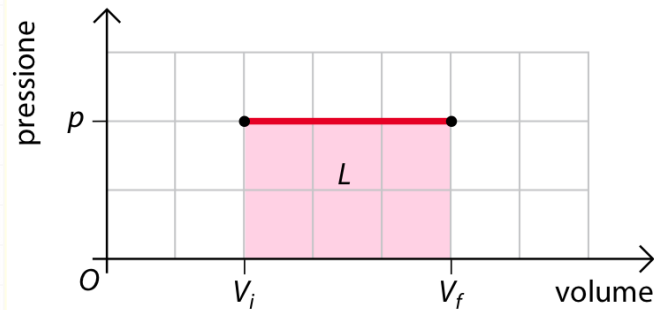


Una **macchina termica**:

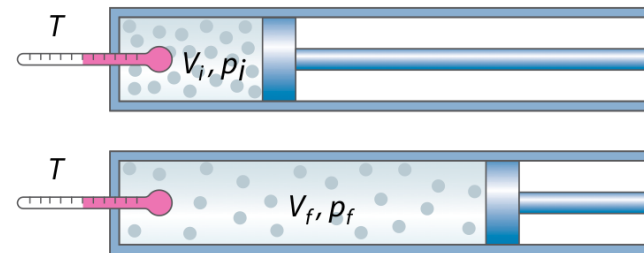
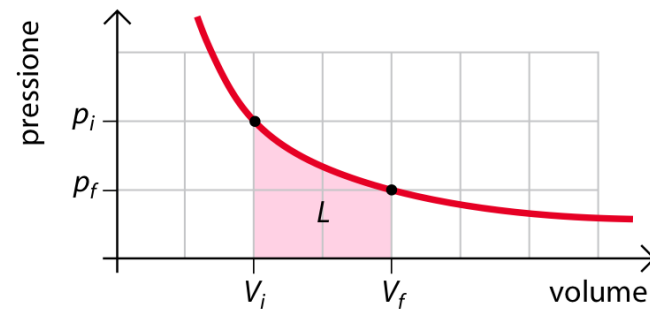
- assorbe calore da una caldaia
- utilizza una parte del calore assorbito per compiere un lavoro meccanico;
- durante il funzionamento cede una parte del calore assorbito a un corpo più freddo della caldaia.

Il rendimento delle macchine termiche

○ Lavoro in una macchina termica: espansione di un gas



a Il gas si espande a pressione costante e compie lavoro.



b Il gas compie lavoro anche quando si espande a temperatura costante.

Il rendimento delle macchine termiche

- Per compiere lavoro **con continuità**, le macchine termiche devono lavorare in **modo ciclico**.
- Il rendimento di una macchina termica è il rapporto fra il lavoro eseguito e il calore assorbito durante il ciclo.

rendimento

$$r = \frac{L}{Q_a}$$

lavoro (J)

calore assorbito (J)

Il rendimento delle macchine termiche

ESEMPIO 2 Se una macchina assorbe 100 J di calore e compie un lavoro di 45 J, il suo rendimento è:

$$r = \frac{45 \text{ J}}{100 \text{ J}} = 0,45$$

cioè un rendimento del 45%.

◦ In una **trasformazione ciclica**: $L = Q_{scambiato} = Q_{assorbito} - Q_{ceduto}$

Quindi il **rendimento** r è: $r = \frac{Q_{assorbito} - Q_{ceduto}}{Q_{assorbito}} = 1 - \frac{Q_{ceduto}}{Q_{assorbito}} < 1$

Il rendimento di una macchina termica è sempre minore di 1

Il rendimento delle macchine termiche

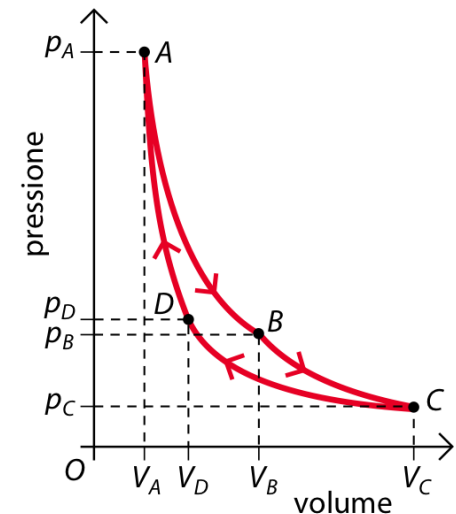
o **Ciclo di Carnot**

o **Ciclo termodinamico ideale** teorizzato da Sadi Carnot (1796-1832). Una **macchina termica di Carnot** funziona secondo il **ciclo di Carnot**

o Il ciclo di Carnot è un ciclo reversibile (percorribile nei due sensi) costituito da:

- **Espansione isotermica (AB)**
- **Espansione adiabatica (BC)**
- **Compressione isotermica (CD)**
- **Compressione adiabatica (DA)**

Il ciclo di Carnot è formato da due espansioni (isotermica AB e adiabatica BC) e due compressioni (isotermica CD e adiabatica DA).



Il rendimento delle macchine termiche

Il **rendimento** $r_{teorico}$ della **macchina di Carnot** (e di ogni macchina termica ideale reversibile) dipende solo dalle **temperature assolute** delle due sorgenti di calore T_c (sorgente calda) e T_f (sorgente fredda)

$$r_{teorico} = 1 - \frac{T_f}{T_c}$$

Qualunque **macchina termica reale** funzionante tra le temperature T_c e T_f ha un **rendimento inferiore** a quello della macchina di Carnot

$$r_{reale} < r_{teorico}$$

Il secondo principio della termodinamica

Tutto il lavoro fatto su un sistema si può trasformare in calore; viceversa, non tutto il calore acquistato da un sistema può essere trasformato in lavoro

Il secondo principio della termodinamica

lavoro \rightarrow calore

La trasformazione è **sempre possibile senza limitazioni**

Per attrito si può trasformare completamente lavoro in calore

calore \rightarrow lavoro

La trasformazione è **possibile**, ma **con limitazioni**

In una macchina termica si ha $L = Q_{\text{acquistato}} - Q_{\text{ceduto}}$.

Per trasformare tutto il calore acquistato in lavoro, $Q_{\text{ceduto}} = 0$.

In base al secondo principio della termodinamica questo è impossibile

Il secondo principio della termodinamica

Secondo principio della termodinamica

Enunciato di Lord Kelvin

È impossibile realizzare una trasformazione il cui unico risultato sia solo quello di convertire in lavoro il calore prelevato da una sola sorgente

Una **macchina termica** ha un **rendimento teorico** inferiore a 1, perché deve necessariamente cedere calore a una sorgente fredda.

Il rendimento è limitato da ragioni termodinamiche e non tecnologiche: nessun affinamento delle macchine può portare a 1 il rendimento

Il secondo principio della termodinamica

Secondo principio della termodinamica

Enunciato di Clausius

È impossibile realizzare una trasformazione il cui unico risultato sia il passaggio di calore da un corpo a una data temperatura a un altro a temperatura maggiore del primo

- Nel frigorifero questo passaggio avviene, ma non è l'**unico risultato** della trasformazione, che non è spontanea ma richiede lavoro dall' esterno (dal compressore del frigorifero)

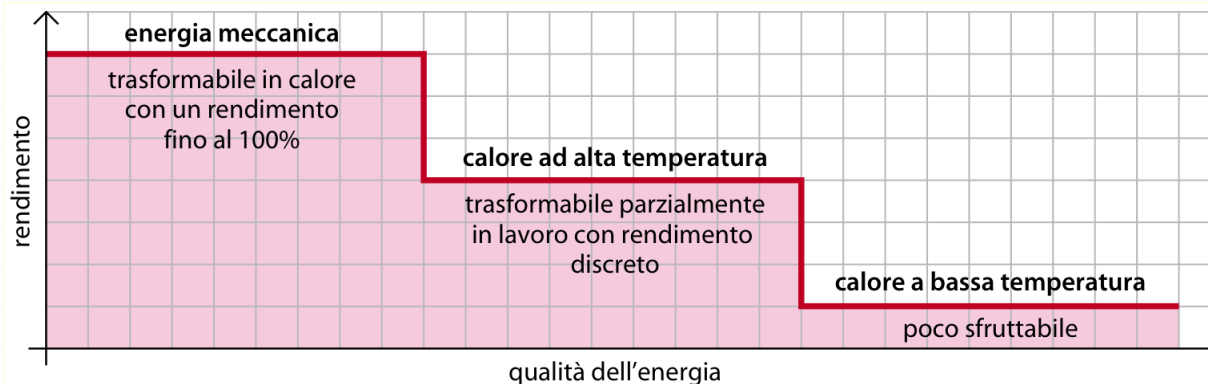
Si dimostra che gli **enunciati** di **Kelvin** e di **Clausius** sono **equivalenti**

Il secondo principio della termodinamica

Rendimento teorico di una macchina termica: $r_{teorico} = 1 - \frac{T_f}{T_c}$

A parità di T_f , più è alta T_c , maggiore è il rendimento.

Il calore si può trasformare in energia meccanica con maggiore efficienza se è prelevato da una sorgente ad alta temperatura



Scala qualitativa dell'energia. Sul gradino più alto si trova l'energia meccanica, sul gradino intermedio c'è il calore ad alta temperatura e sul gradino inferiore c'è il calore a bassa temperatura.

Il secondo principio della termodinamica

Entropia: funzione di stato legata allo stato di disordine microscopico del sistema; maggiore è il disordine del sistema, maggiore è l'entropia

Quando un sistema compie una trasformazione irreversibile (per esempio una combustione) l'energia totale si conserva, ma l'**entropia cresce**, e diminuisce la capacità del sistema di trasformare calore in lavoro (l'energia diventa meno sfruttabile)

Secondo principio della termodinamica in termini di entropia

In un sistema isolato l'entropia (e quindi il disordine microscopico) non può mai diminuire

Termodinamica

