

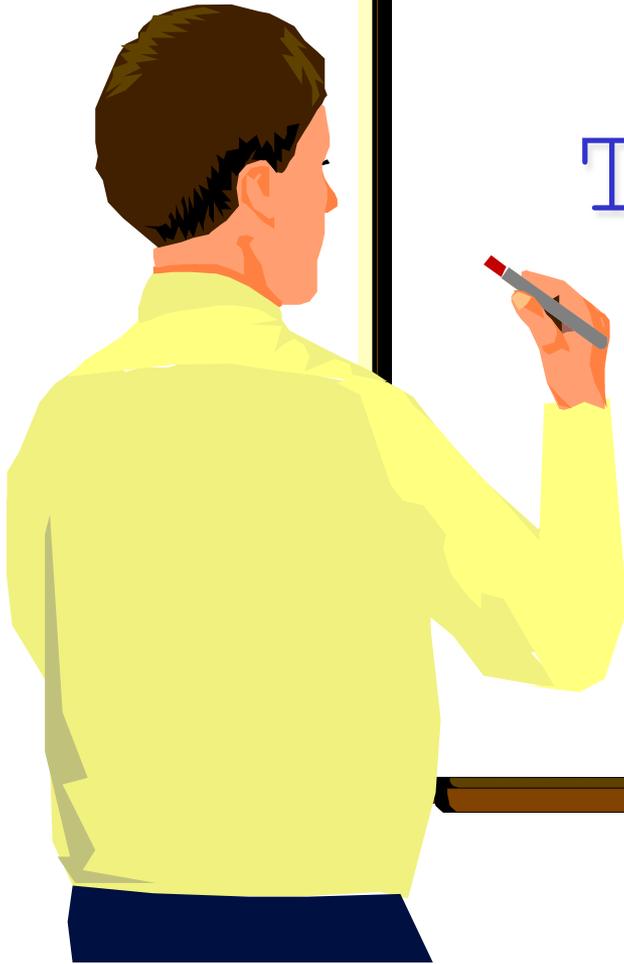
FISICA

Termodinamica

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Autore: prof. Pappalardo Vincenzo

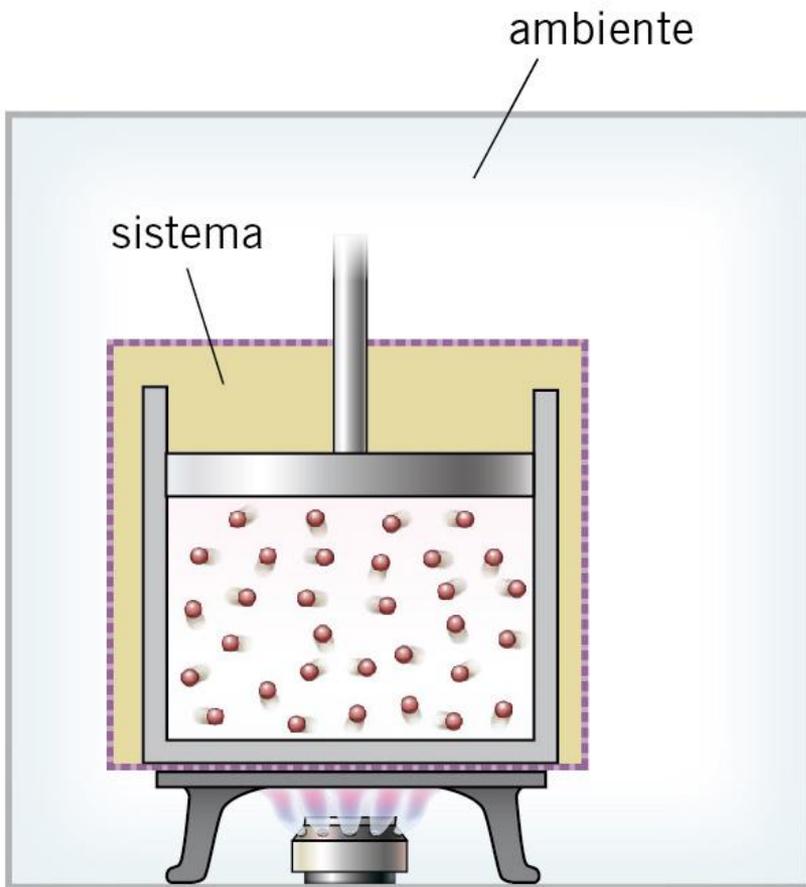
*docente di **Matematica e Fisica***



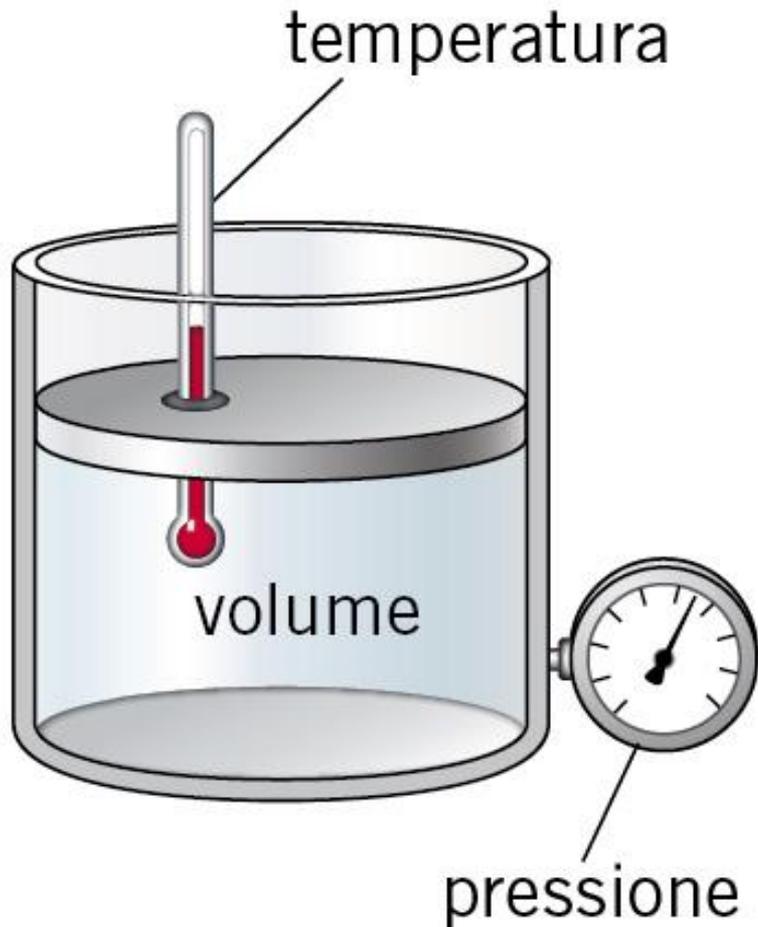


La **termodinamica** si occupa principalmente degli scambi energetici fra un sistema e l'ambiente esterno con cui esso può interagire, con particolare riguardo alle *trasformazioni di lavoro in calore e di calore in lavoro.*

Quando un sistema riceve energia dall'esterno, la sua energia interna (cinetica+potenziale) aumenta; quando la cede all'esterno, la sua energia interna diminuisce.



Per studiare gli scambi di energia, considereremo un sistema fisico molto semplice: il gas perfetto contenuto in un cilindro chiuso da un pistone a tenuta stagna. L'ambiente è tutto ciò che è al di fuori di questo sistema.



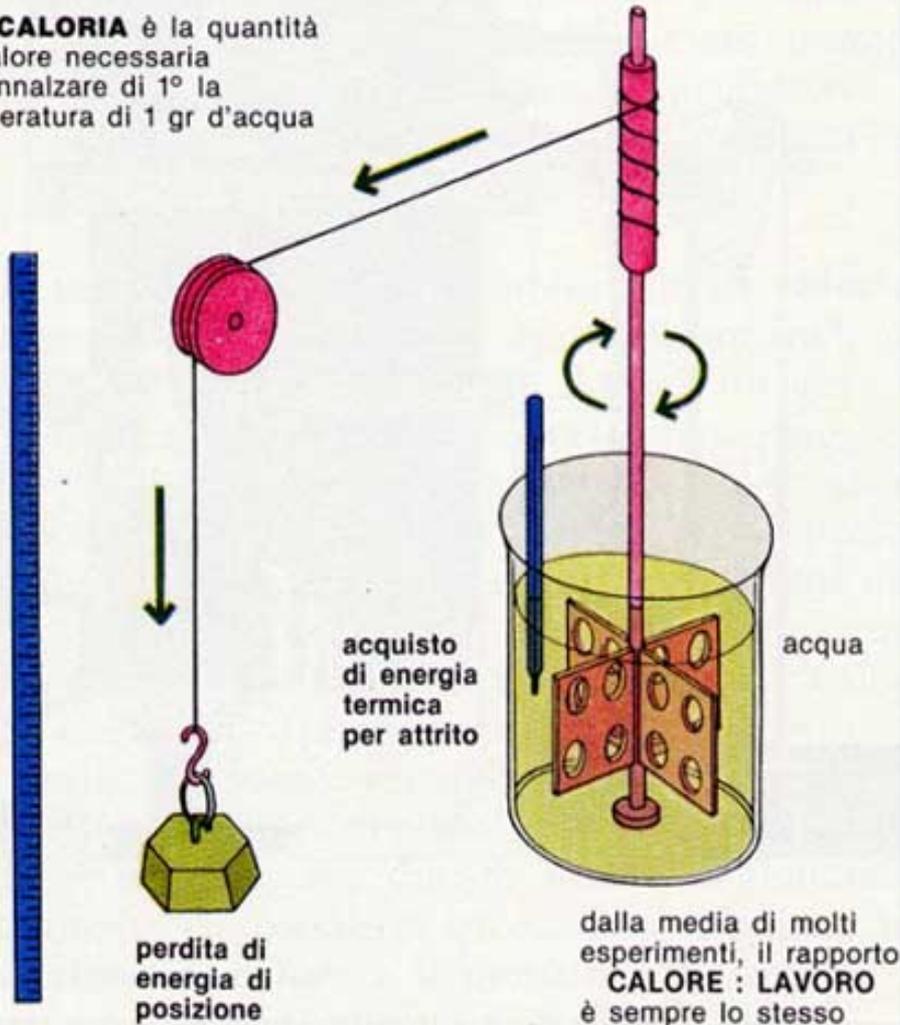
Lo stato termodinamico di un gas è descritto dalle variabili (p, V, T) , legate dalla legge dei gas perfetti.

Ogni volta che il sistema gassoso riceve o cede energia, passa da uno stato all'altro (**trasformazioni termodinamiche**).

PRINCIPIO DI EQUIVALENZA

Esperimento di Joule

una **CALORIA** è la quantità di calore necessaria per innalzare di 1° la temperatura di 1 gr d'acqua



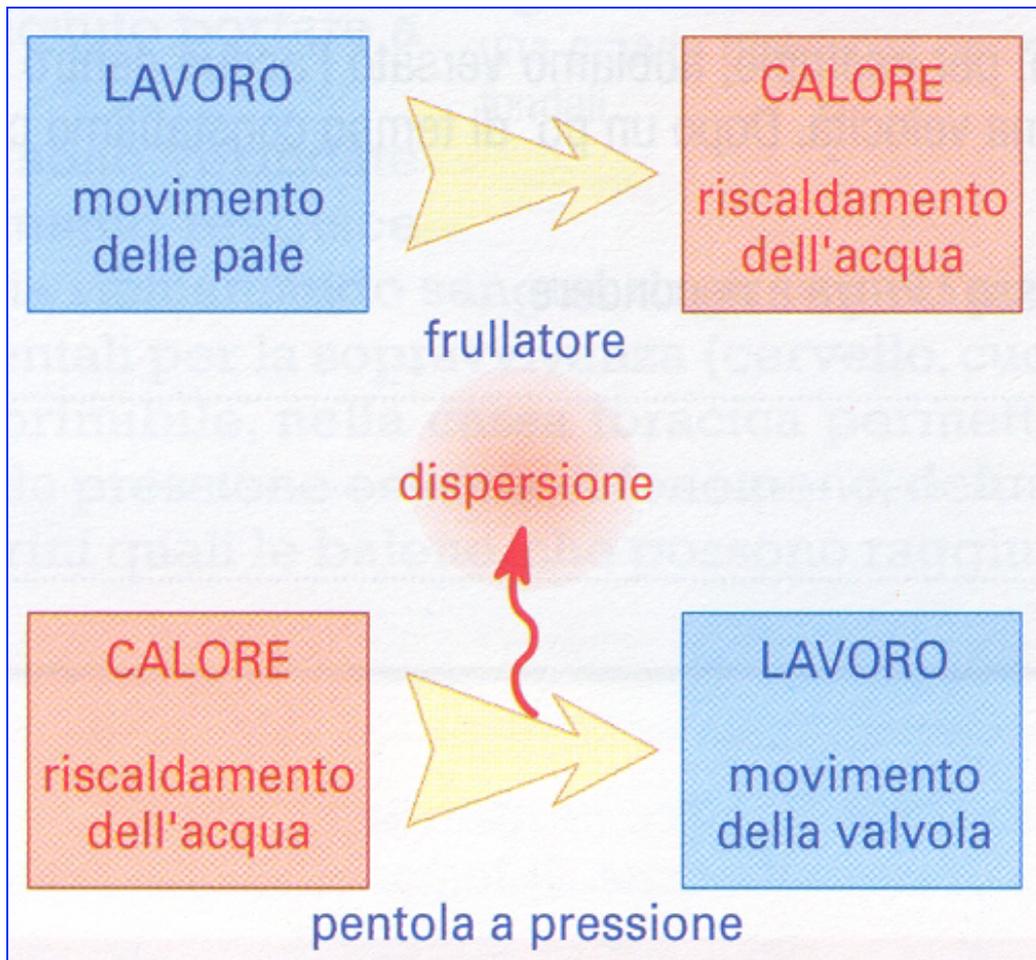
PRINCIPIO DI EQUIVALENZA

Il lavoro L (in joule) necessario per ottenere un dato incremento di temperatura è direttamente proporzionale alla quantità di calore Q (in calorie) che bisogna fornire per ottenere lo stesso incremento:

$$\frac{L}{Q} = J$$

$J = 4,186 \text{ J/cal} = \text{equivalente meccanico del calore}$

Calore e lavoro sono due aspetti diversi dell'energia che è possibile trasformare l'uno nell'altro e viceversa.

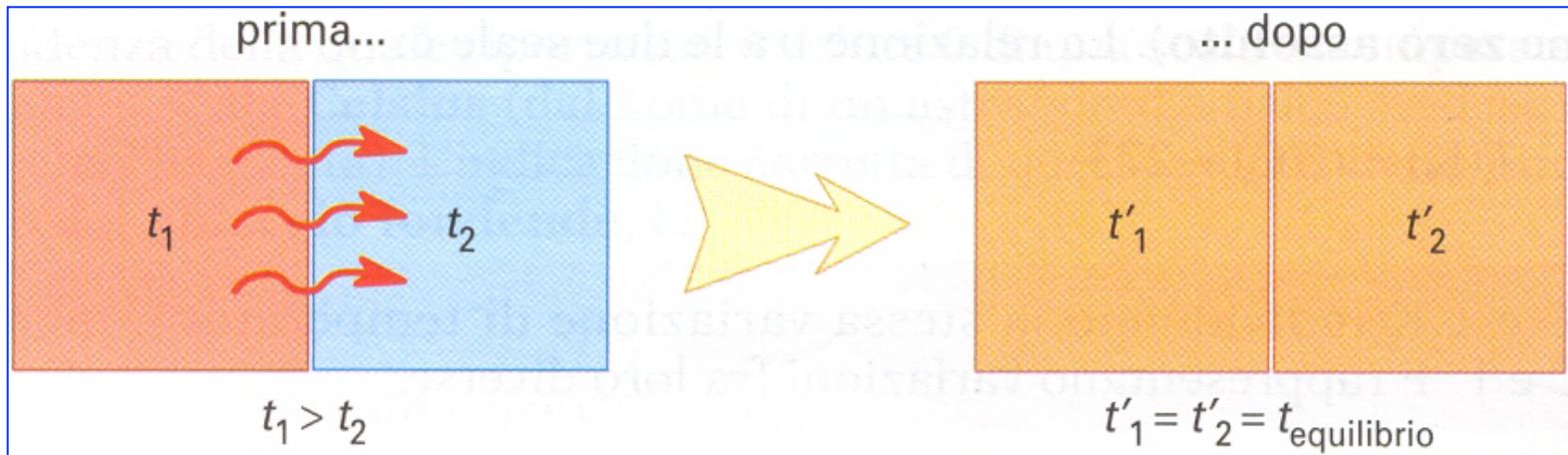


E' sempre possibile trasformare integralmente il lavoro in calore.

La trasformazione inversa di calore in lavoro è possibile ma non integralmente, perché soggetta ad alcune condizioni restrittive.

PRINCIPIO ZERO DELLA TERMODINAMICA

Due corpi si dicono in *equilibrio termico* quando si trovano nello stato termico, cioè quando hanno la stessa temperatura.



Per definire operativamente **la temperatura**, come quella grandezza che stabilisce se due sistemi qualsiasi sono all'equilibrio termico fra loro, abbiamo bisogno del seguente principio.

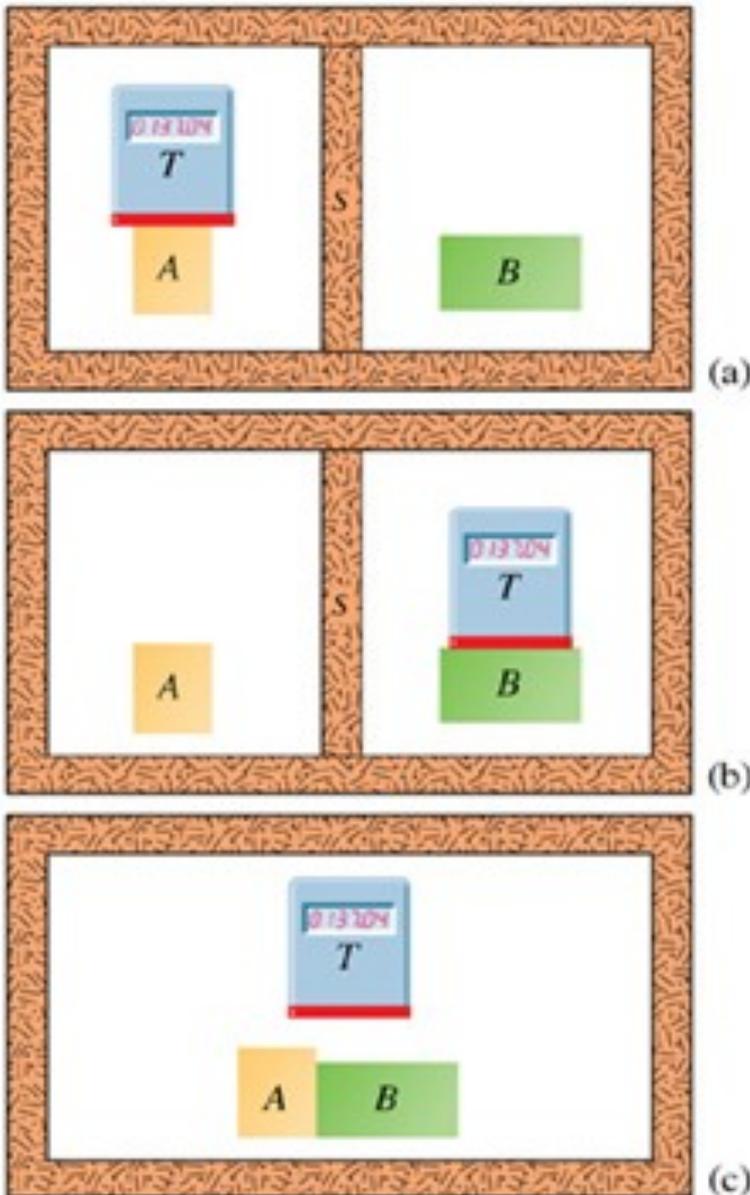
Principio zero della termodinamica

Se due sistemi A e B sono separatamente in equilibrio termico con un terzo sistema T, essi sono in equilibrio termico fra loro:

$$T(A) = T(T); T(B) = T(T)$$



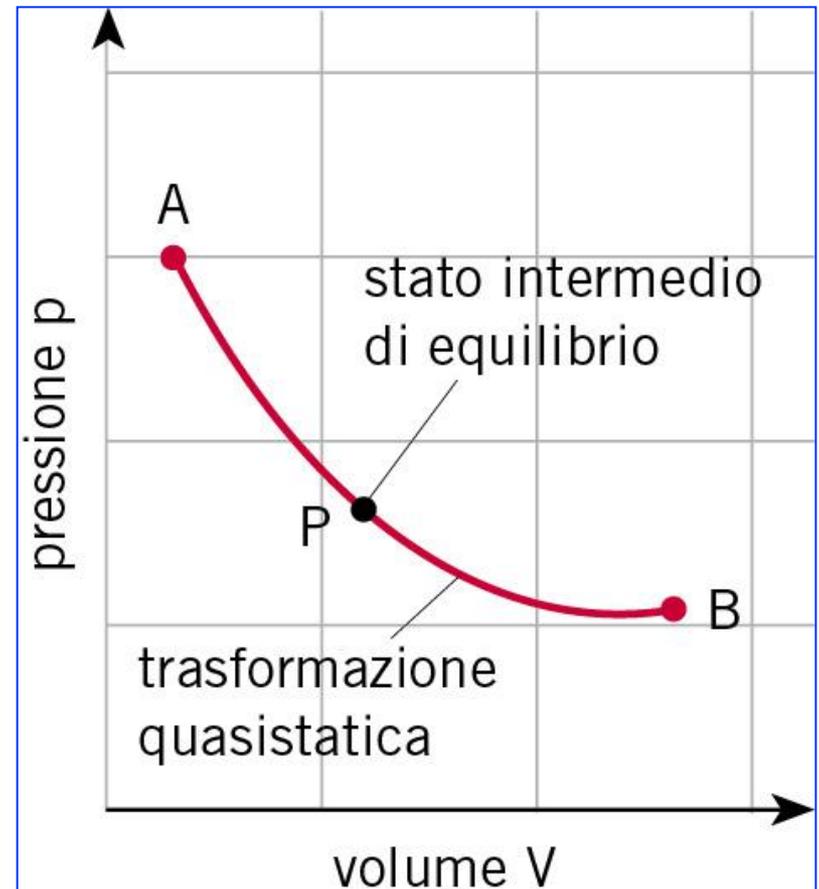
$$T(A) = T(B)$$

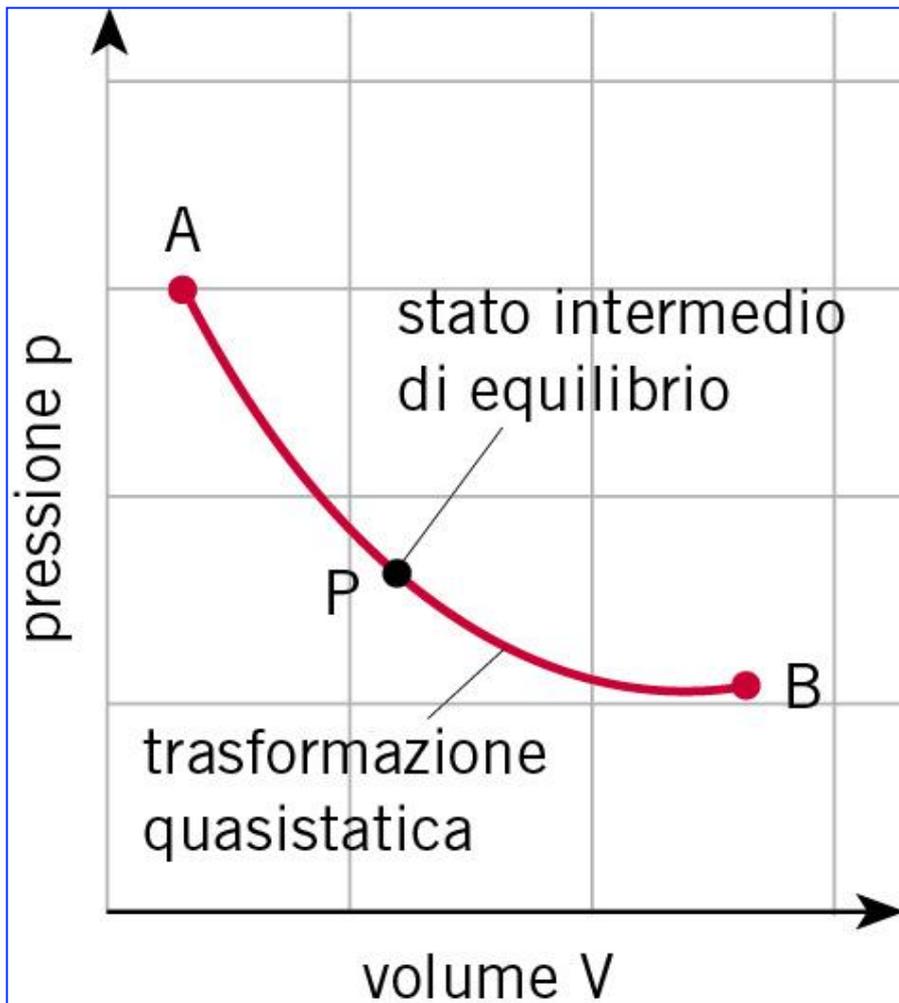


TRASFORMAZIONI REVERSIBILI E IRREVERSIBILI

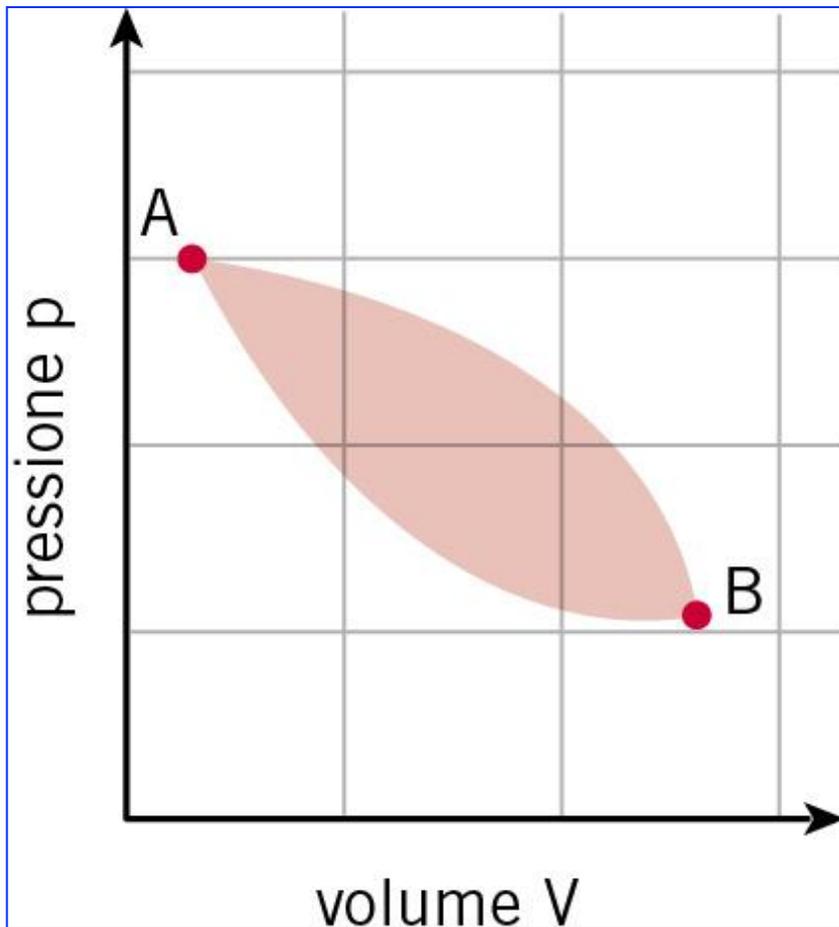
Si parla *trasformazione termodinamica* ogni volta che lo stato di un sistema viene modificato a causa di un'interazione con l'ambiente.

Una trasformazione reversibile (o quasistatica) è composta da una successione di stati di equilibrio, in cui ogni stato si distingue dal precedente e dal successivo per differenze infinitesime dei valori dei parametri termodinamici (p, V, T).



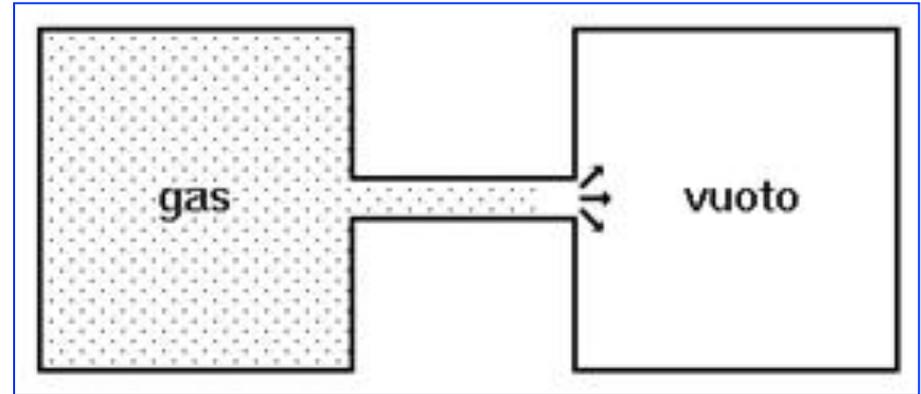


Se trasformiamo un sistema reversibilmente (*processo termodinamico lento in modo tale che gli stati intermedi si avvicinano a stati di equilibrio*) da uno stato iniziale A a uno stato finale B, possiamo poi riportare il sistema da B ad A attraverso la stessa successione di stati percorsi in ordine inverso.



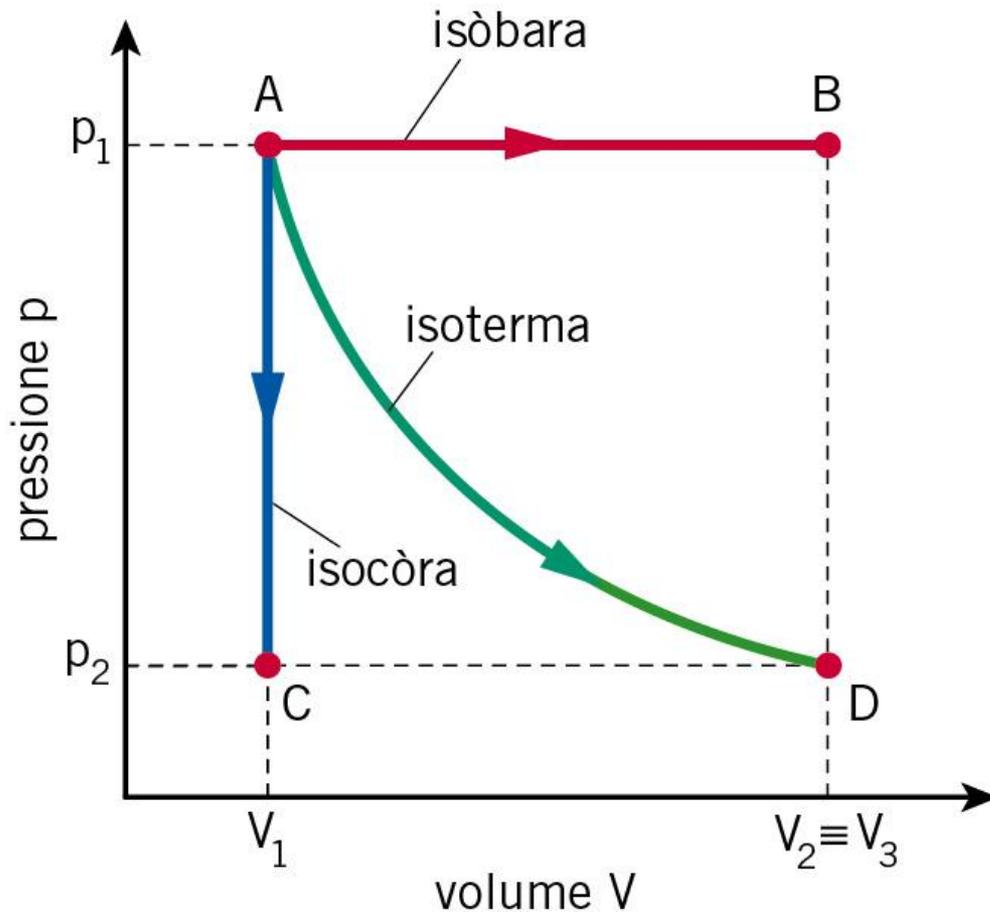
In una trasformazione irreversibile (reale) gli stati iniziale e finale, di equilibrio, sono indicati ciascuno da un punto ben definito; quelli intermedi da un insieme di punti sparpagliati che individuano un'area più o meno estesa del piano, che rappresentano tutti i valori delle variabili termodinamiche che sono stati presenti all'interno del sistema nel corso della sua evoluzione.

Le trasformazioni che avvengono spontaneamente in natura (processi termodinamici rapidi) sono irreversibili, nel senso che non sono una successione continua di stati di equilibrio.



In conclusione: una trasformazione è *reversibile* se il sistema e l'ambiente possono essere riportati entrambi nello stato iniziale. In caso contrario si ha invece una trasformazione *irreversibile*.

trasformazioni reversibili particolari



LEGGES DI BOYLE

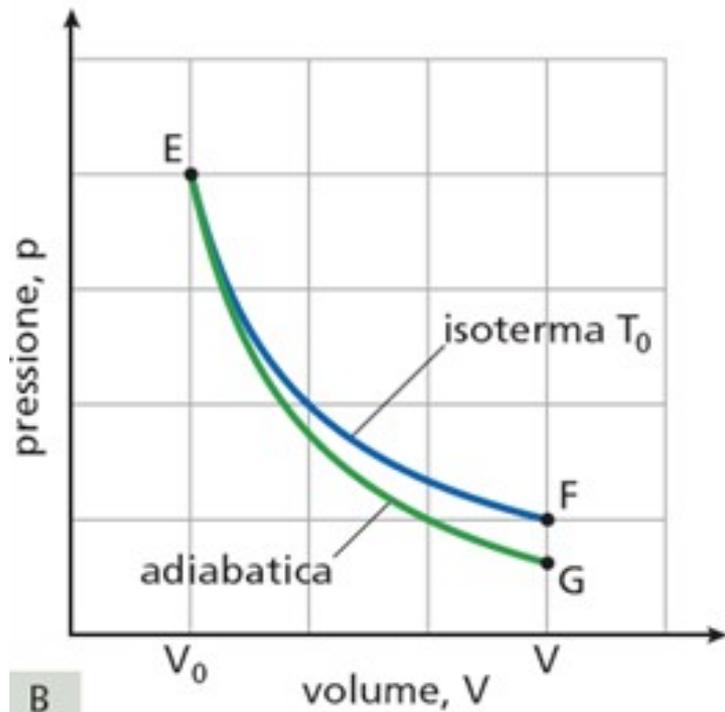
$$p_1 V_1 = p_3 V_3$$

1^a LEGGE DI GUY-LUSSAC

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

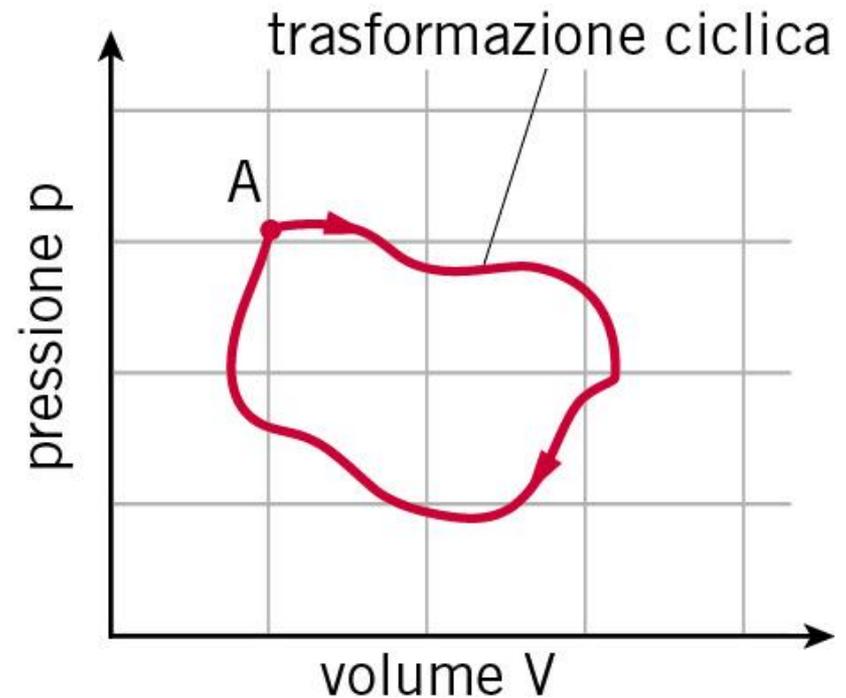
2^a LEGGE DI GUY-LUSSAC

$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1}$$



Avvengono senza scambi di calore tra il sistema fisico e l'ambiente esterno.

La legge che descrive questa trasformazione sarà esaminata in seguito.



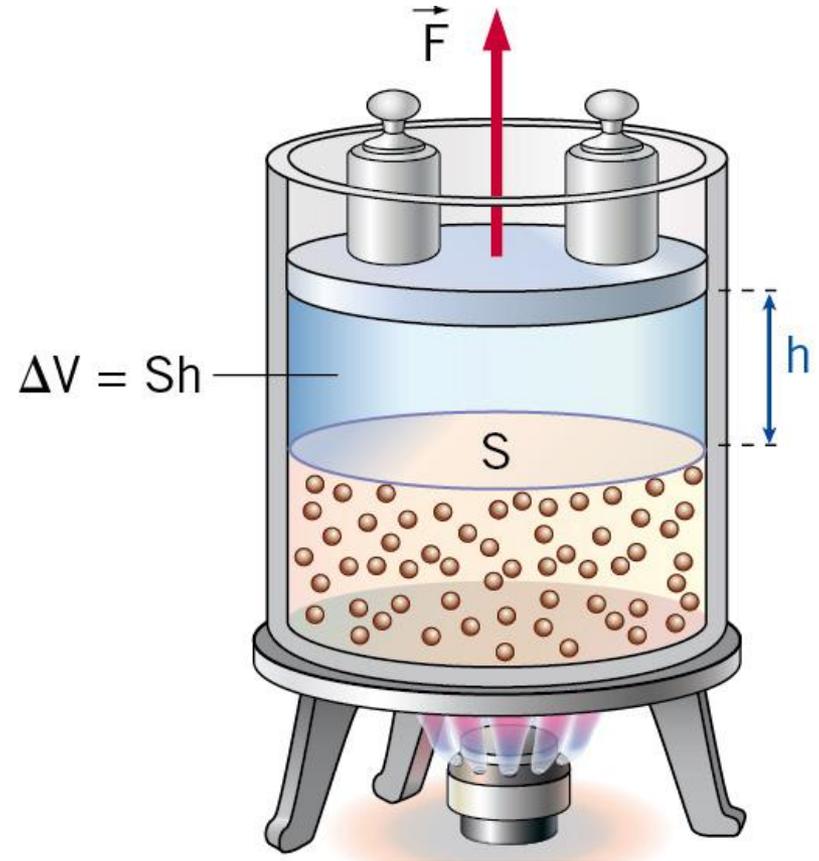
Hanno lo stato iniziale e finale coincidenti.

La caratteristiche di questa trasformazione sarà esaminata in seguito.

LAVORO TERMODINAMICO

trasformazione isobara

Il gas, esercitando sul pistone una forza \mathbf{F} produce uno spostamento h dello stesso pistone nella direzione della forza: compie un lavoro meccanico sull'ambiente. Il lavoro eseguito dal gas risulta pari a:



$$W = F \cdot h = pSh = p\Delta V = nR\Delta T$$

lavoro trasformazione isobara

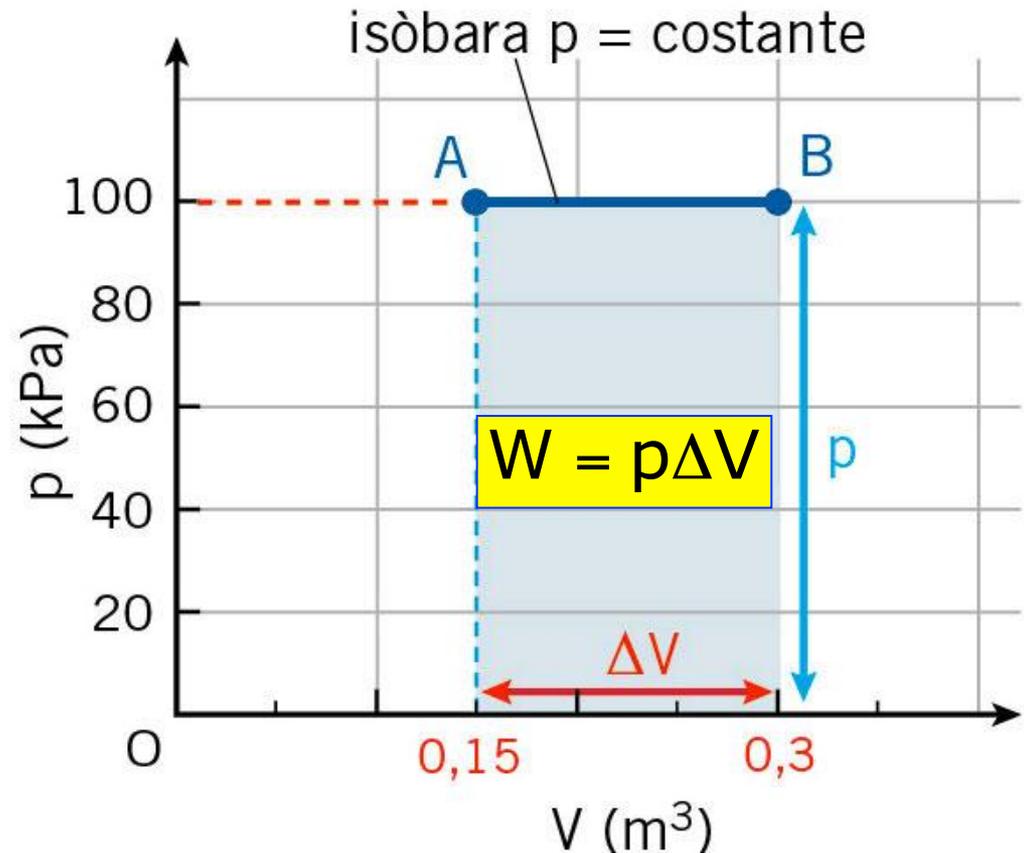
lavoro compiuto dal gas (J)

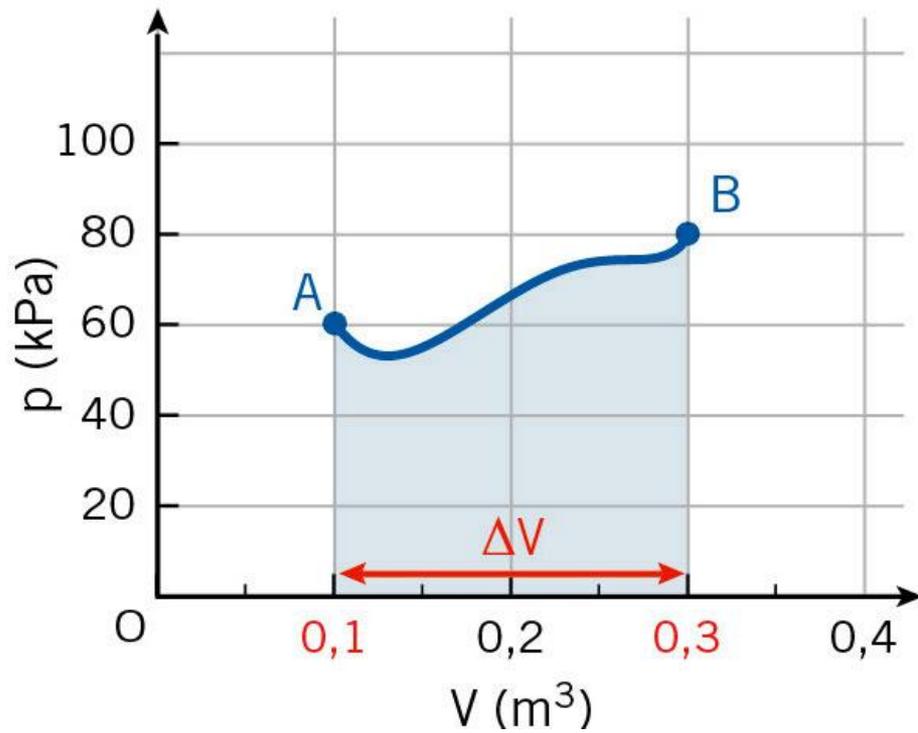
$$W = p\Delta V$$

pressione del gas (Pa)

variazione
di volume (m³)

In generale: il lavoro termodinamico è dato dall'area sottesa dalla trasformazione termodinamica.

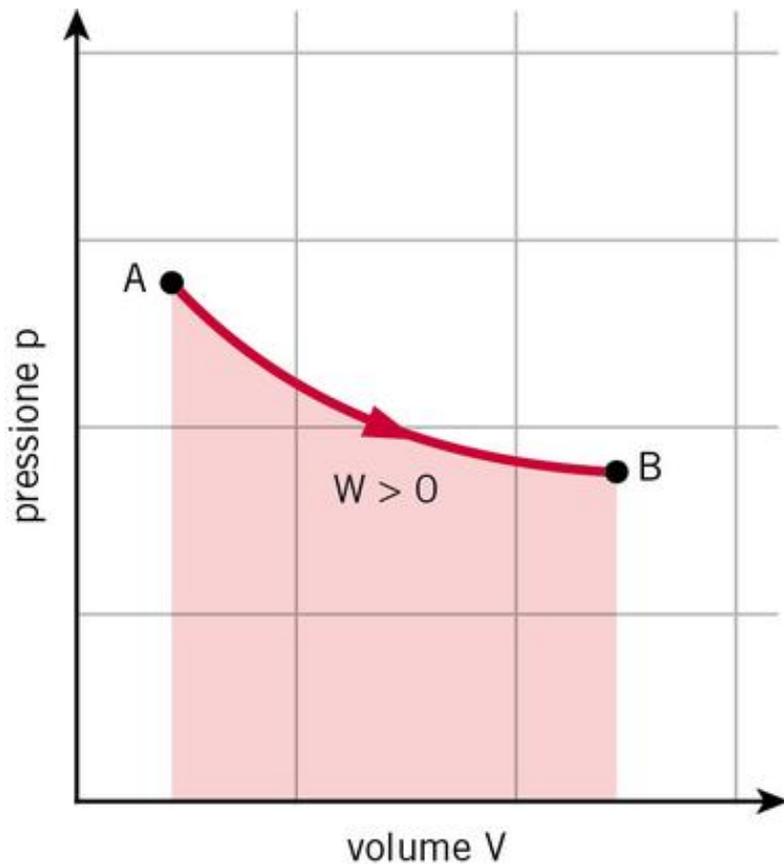




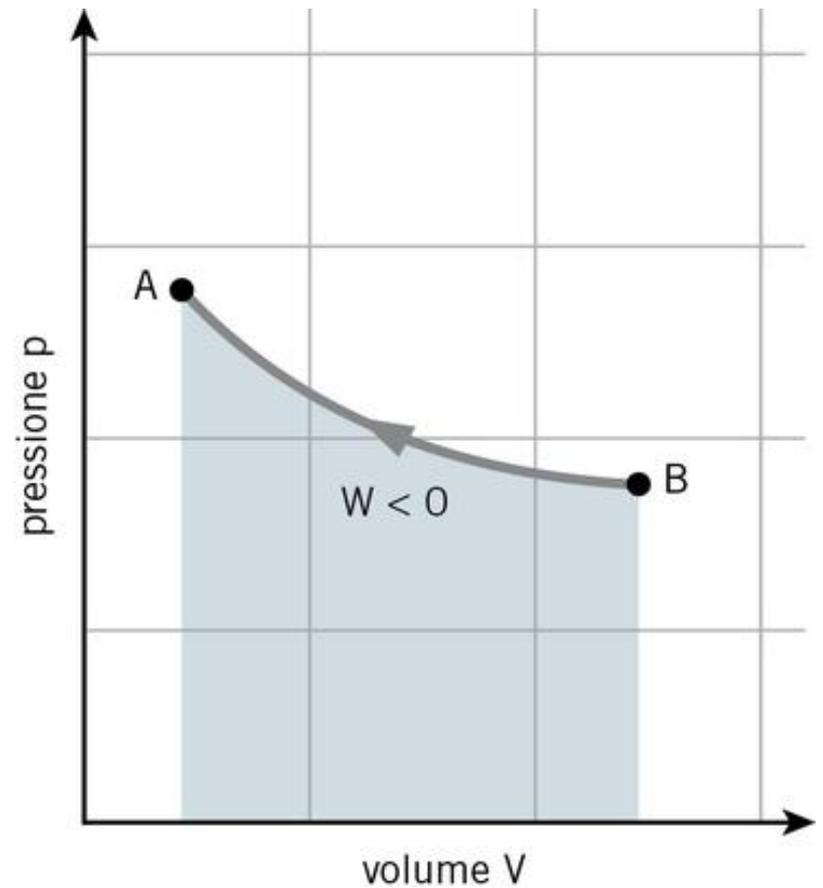
trasformazione
reversibile qualsiasi

$$W = \int_a^b p dV$$

L'operazione di integrale definito (si studia in analisi matematica al 5° anno) consente di calcolare aree con contorni non regolari, come quella sottesa dalla curva AB, che matematicamente è il grafico di una funzione.



Espansione del gas
($V_B > V_A$): $W > 0$

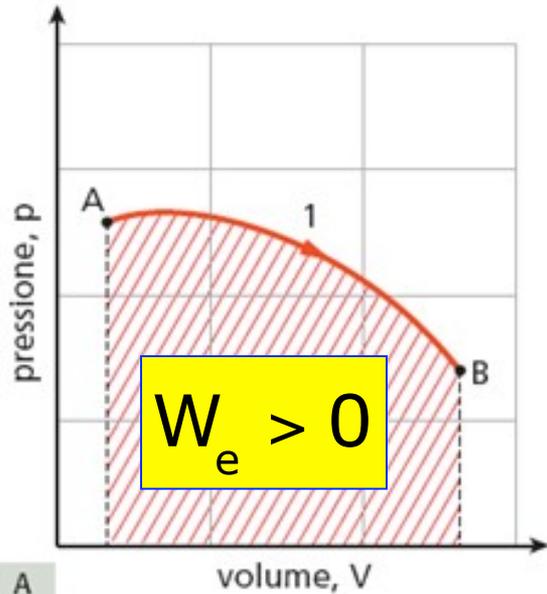


Compressione del gas
($V_B < V_A$): $W < 0$

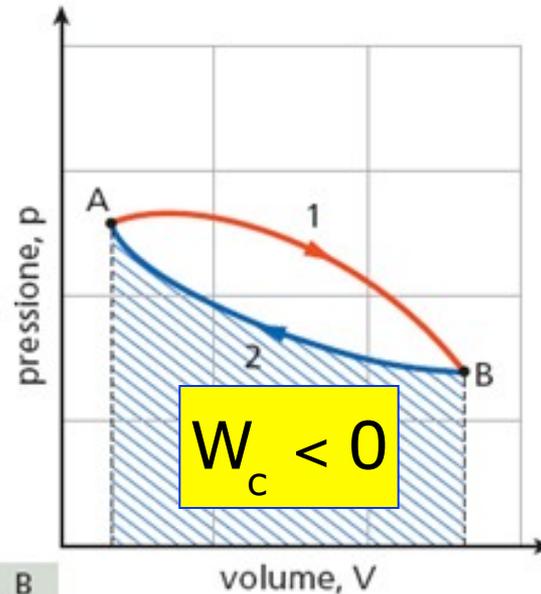
trasformazione ciclica

Durante una trasformazione ciclica c'è una fase di espansione e una di compressione.

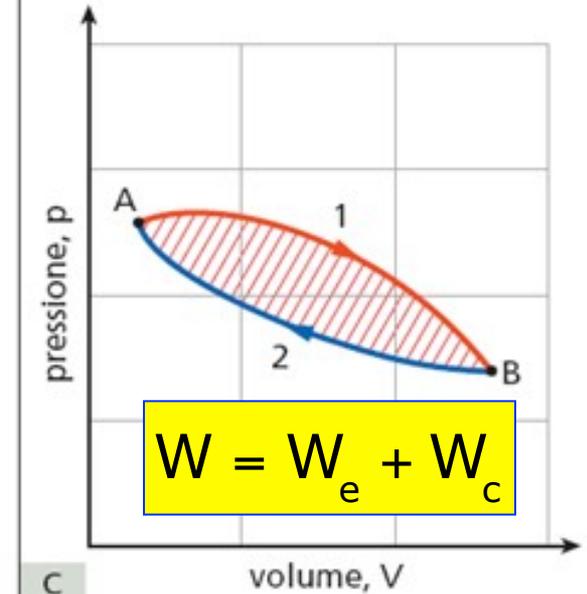
► Durante la fase di espansione il sistema compie un lavoro positivo pari all'area della parte di piano tratteggiata in rosso.



► Durante la fase di compressione il sistema compie un lavoro negativo, il cui valore assoluto è dato dall'area tratteggiata in blu.

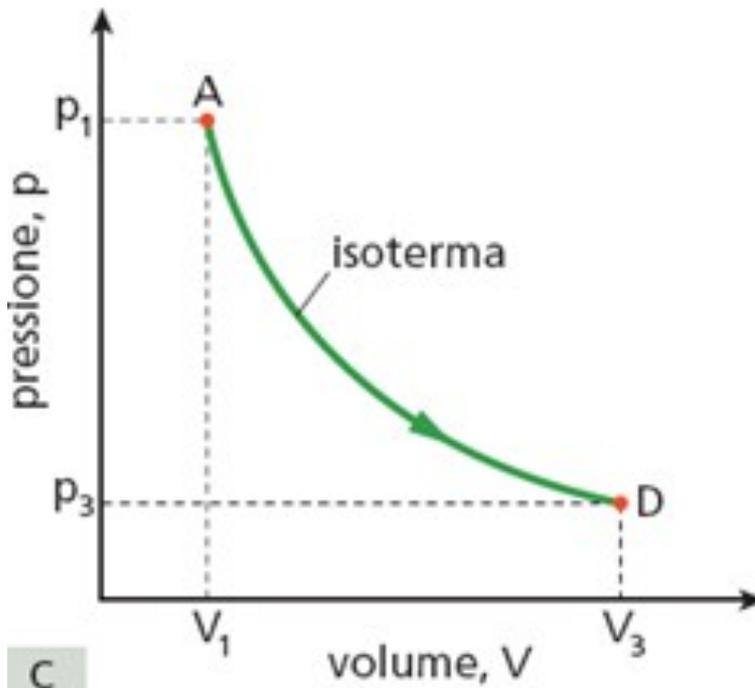


► Il lavoro totale compiuto dal sistema nel ciclo è uguale alla somma algebrica dei due lavori (positivo + negativo).



Il lavoro compiuto nel corso di una trasformazione ciclica è uguale all'area racchiusa dalla trasformazione.

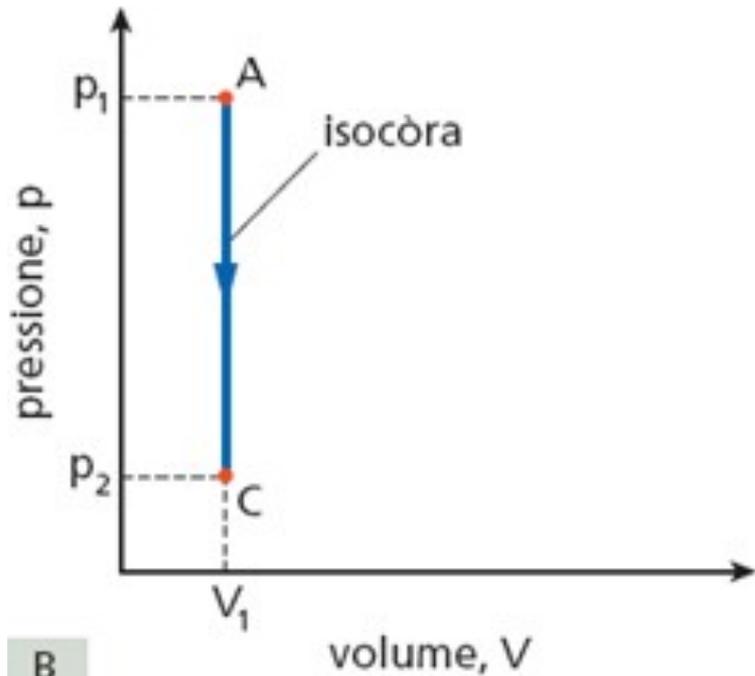
Trasformazione
isoterma



C

Il lavoro eseguito dal gas (area sottesa dalla curva) è dato da:

$$W = nRT \ln \frac{V_{\text{finale}}}{V_{\text{iniziale}}} = nRT \ln \frac{p_{\text{iniziale}}}{p_{\text{finale}}}$$



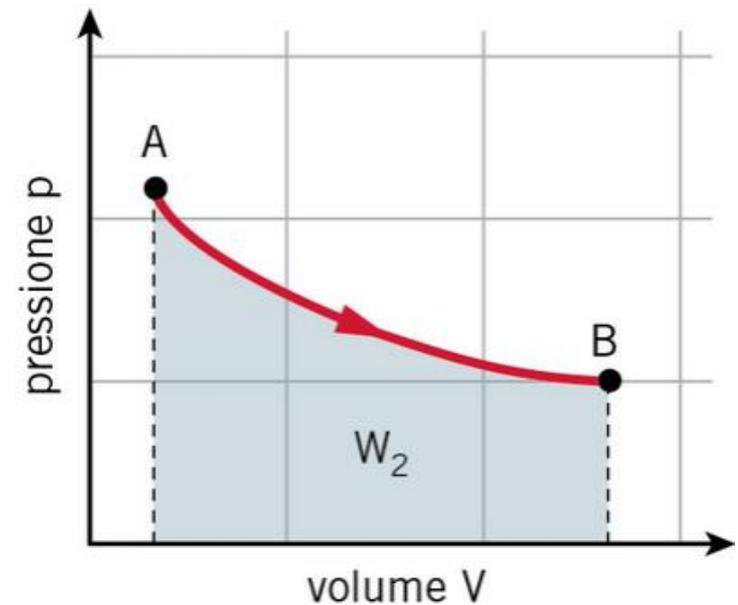
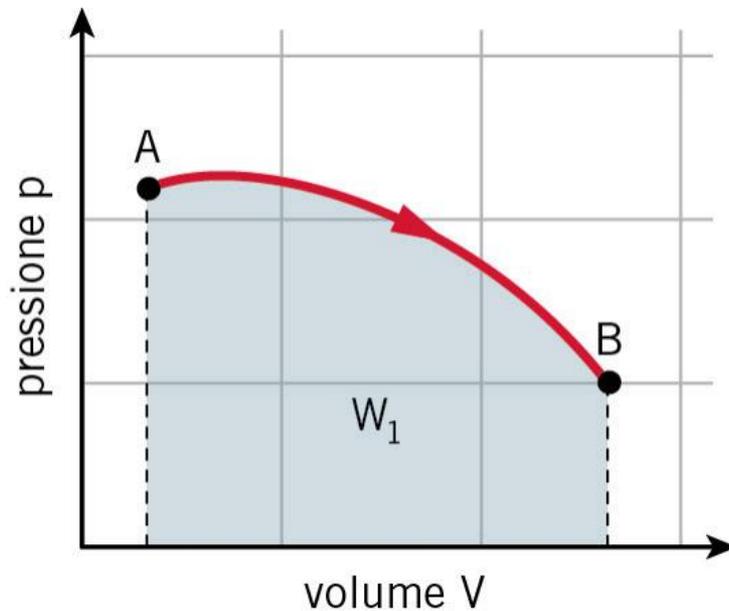
B

Essendo nulla la variazione di volume, il lavoro è nullo:

$$W = 0$$

Trasformazione
isocora

La grandezza termodinamica "lavoro" non è una funzione di stato: dipende non solo dallo stato iniziale e finale ma anche dalla particolare trasformazione seguita nel passare da uno stato all'altro.

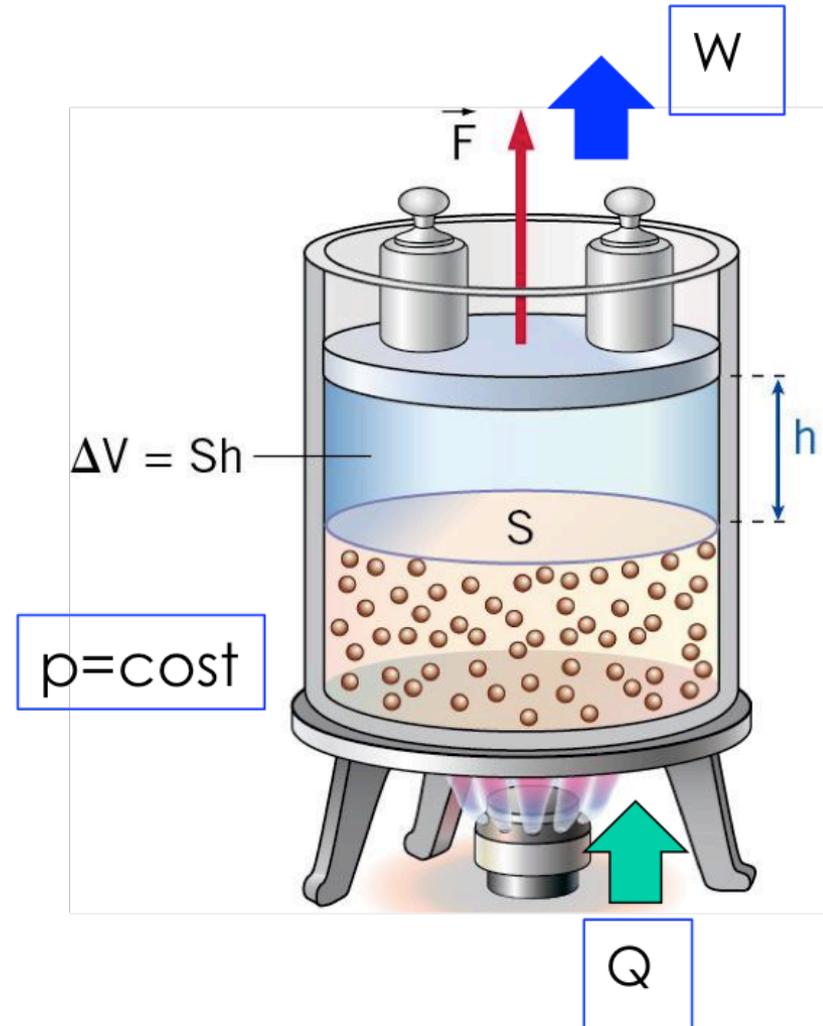


A trasformazioni diverse tra gli stessi stati A e B corrispondono lavori W_1 e W_2 diversi.

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Consideriamo un processo non ciclico (per esempio una trasformazione isobara, ma il ragionamento vale per qualsiasi altra trasformazione), al termine del quale il sistema termodinamico si trovi in uno stato diverso da quello iniziale.

Facciamo compiere la trasformazione fornendo calore Q .



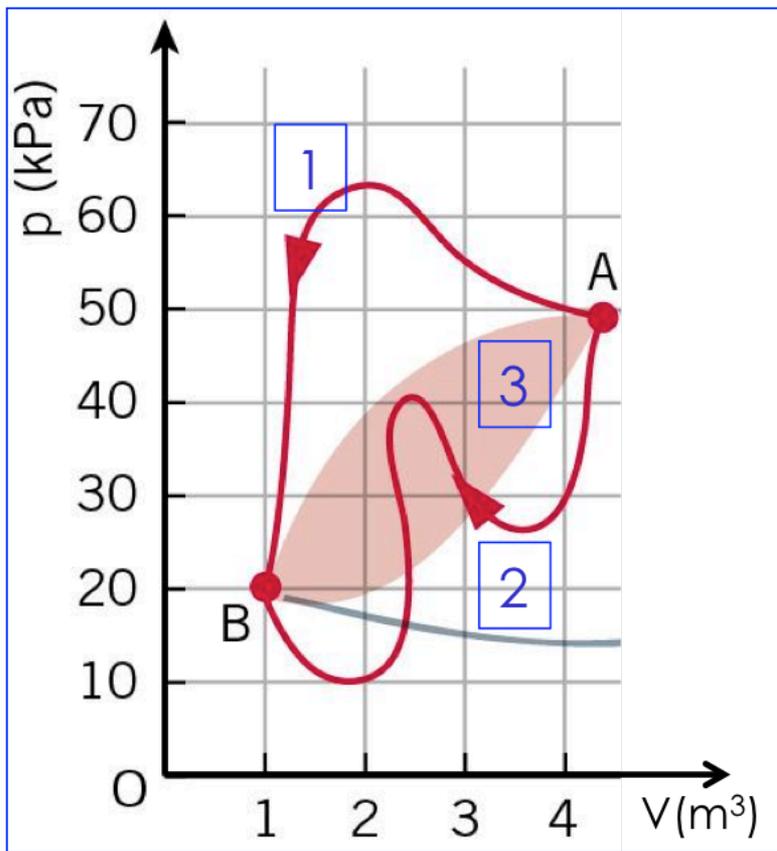
Sperimentalmente si nota che:

La differenza tra il calore Q assorbito dal gas (ripetuto in vari modi) e il conseguente lavoro W compiuto dal gas in seguito all'espansione, è costante:

$$Q_1 - W_1 = Q_2 - W_2 = \dots = Q_n - W_n = \text{costante}$$

Il calore Q e il lavoro W non sono funzioni di stato, ossia, separatamente, dipendono dalla particolare trasformazione seguita.

Invece la differenza $Q-W$ non dipende dalla particolare trasformazione seguita. Cosa significa?



$Q-W$ è funzione solo dello stato iniziale A e dello stato finale B del sistema.

In sostanza: la quantità $Q-W$ assume lo stesso valore lungo le trasformazioni reversibili 1 e 2, o lungo quella irreversibile 3, purchè gli stati A e B rimangano invariati.

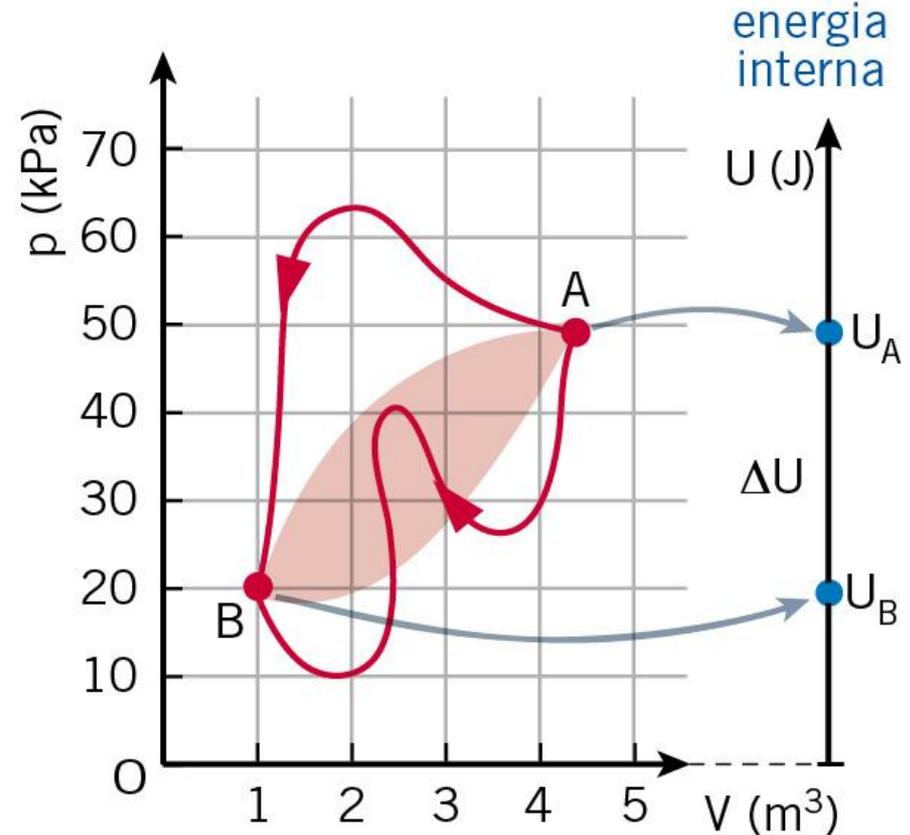
Possiamo perciò introdurre il seguente concetto:

Una **FUNZIONE DI STATO** è una grandezza fisica dipendente soltanto dalle variabili termodinamiche che servono per descrivere lo stato del sistema.

Ma cosa rappresenta Q-W?

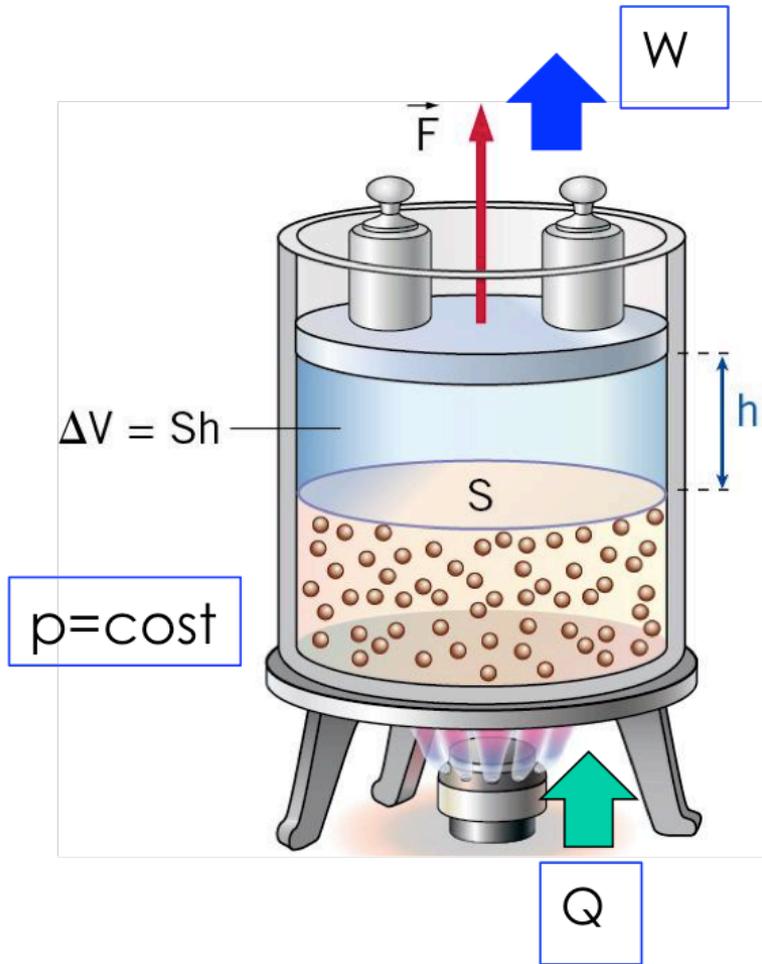
La funzione Q-W rappresenta la variazione di energia interna del sistema:

$$\Delta U = Q - W$$



$\Delta U = U_B - U_A$ dipende solo dallo stato iniziale A e finale B del sistema ed è indipendente dagli stati intermedi, ossia non dipende dalla particolare trasformazione AB seguita dal sistema termodinamico.

Ritorniamo alla nostra trasformazione isobara.



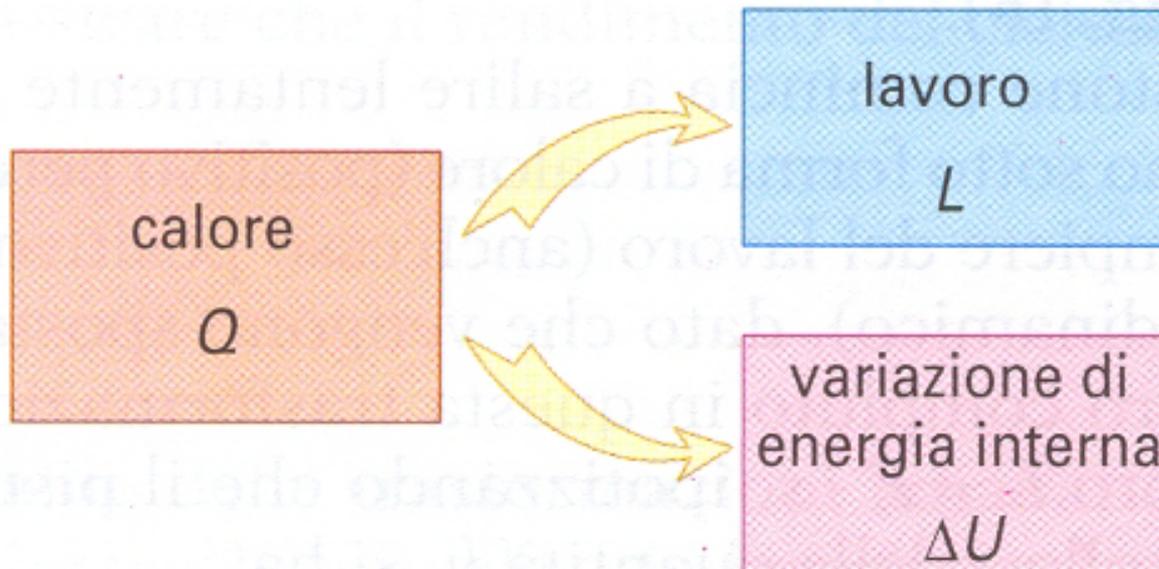
- Il sistema ha guadagnato energia perché ha assorbito una quantità $Q > 0$ di calore dall'ambiente;
- Il sistema ha perso energia perché ha compiuto sull'ambiente un lavoro $W > 0$.

Ma il lavoro ottenuto W è minore del calore assorbito Q .
Cosa significa?

Nella trasformazione **calore**→**lavoro** non tutto il calore si trasforma in lavoro.

Se deve continuare a valere il principio di conservazione dell'energia, una parte del calore la dobbiamo ritrovare sotto qualche altra forma di energia.

Qual è questa forma di energia? E' proprio la **variazione di energia interna**.



Una parte del calore provoca una variazione dell'energia interna del gas.

Enunciamo, allora, il seguente principio.

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Per ogni sistema termodinamico, qualunque sia la trasformazione che esso subisce, la variazione ΔU dell'energia interna è uguale alla differenza fra la quantità di calore Q che il sistema assorbe dall'esterno e il lavoro W che il sistema compie verso l'esterno:

variazione dell'energia
interna (J)

$$\Delta U = Q - W$$

calore assorbito (J)

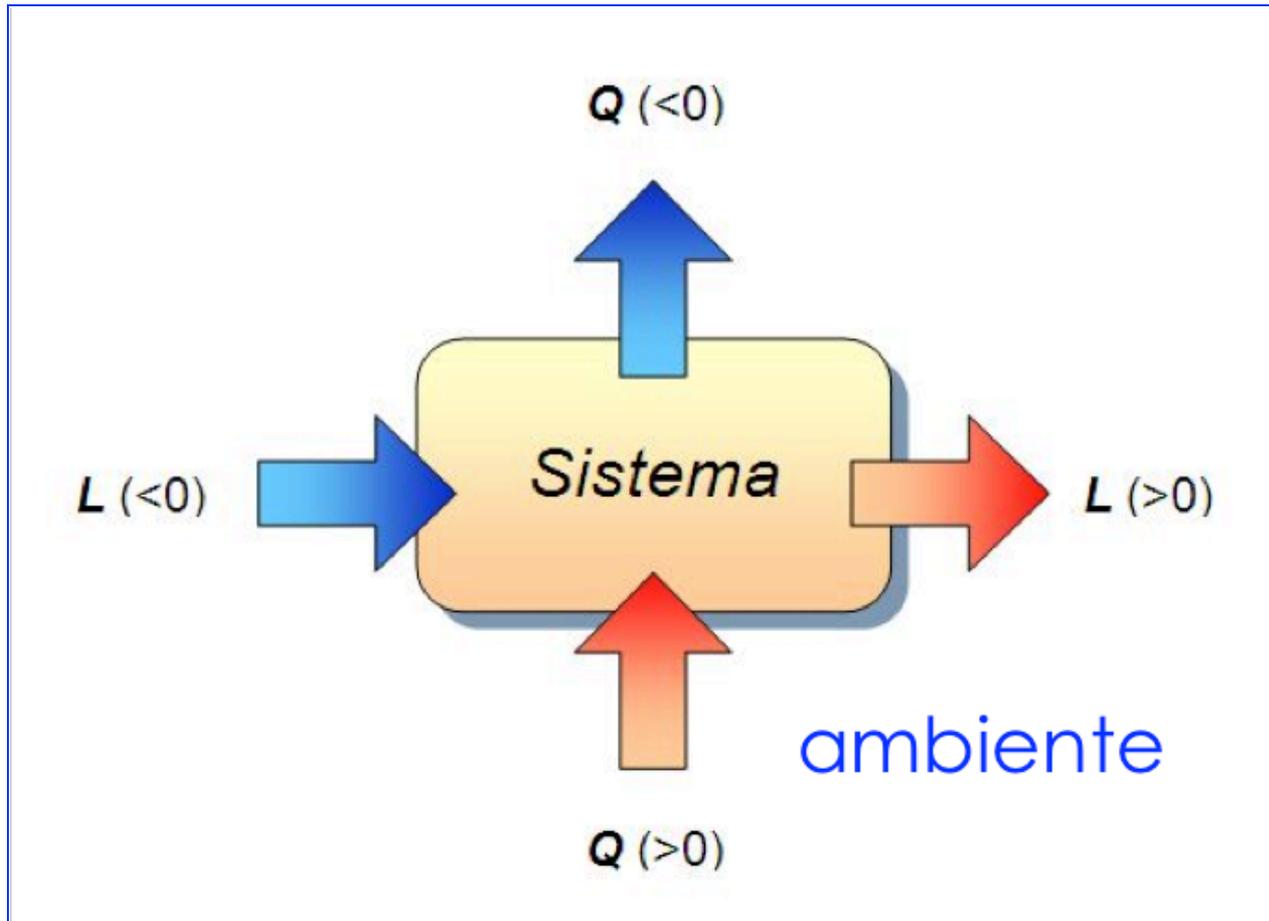
lavoro compiuto (J)

Il primo principio della termodinamica rappresenta una formulazione generalizzata del principio di conservazione dell'energia.

Le varie forme di energia si possono trasformare le une nelle altre in modo che l'energia totale rimanga sempre costante.

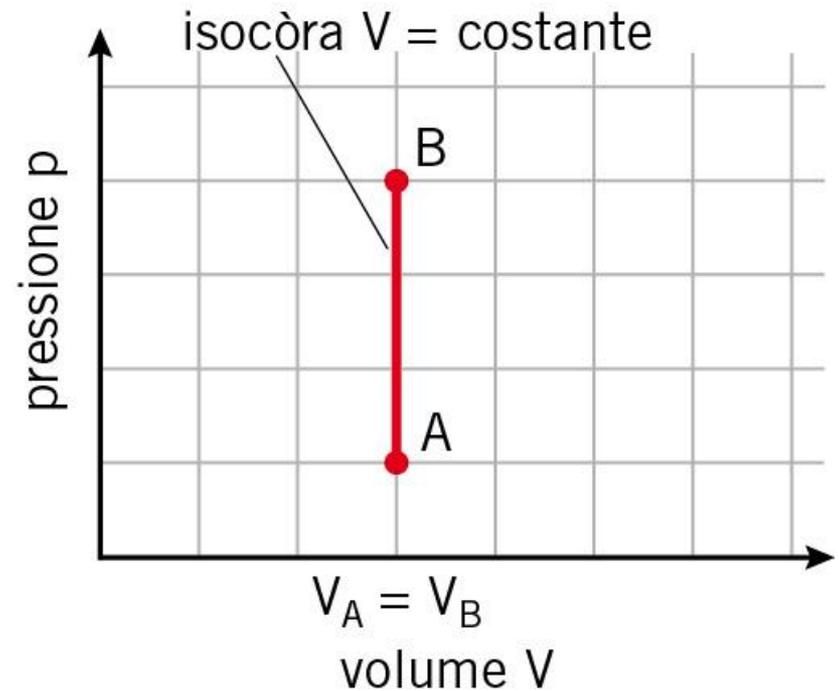
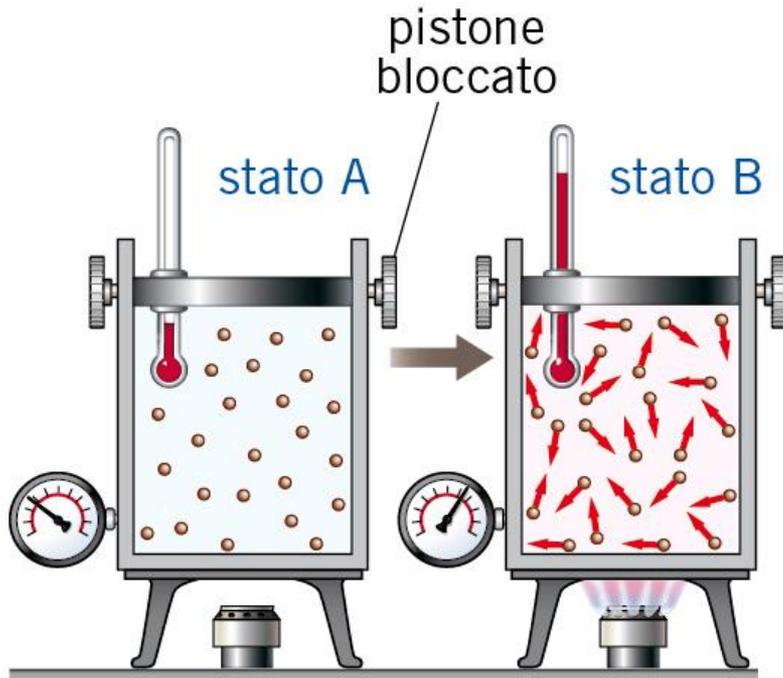
Il primo principio, però, non stabilisce alcuna condizione nei riguardi della convertibilità; tutte le energie sono infatti equivalenti ai fini delle possibili trasformazioni da una forma a un'altra.

Convenzione da utilizzare nell'applicazione del 1° principio della termodinamica.



APPLICAZIONI PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

trasformazione isocòra



Poiché il pistone non si sposta, non c'è variazione di volume ($\Delta V=0$). Quindi il gas, la cui temperatura varia di ΔT , non compie lavoro ($W=0$). Il primo principio diventa:

$$\Delta V = 0 \rightarrow W = 0$$



$$\Delta U = Q$$

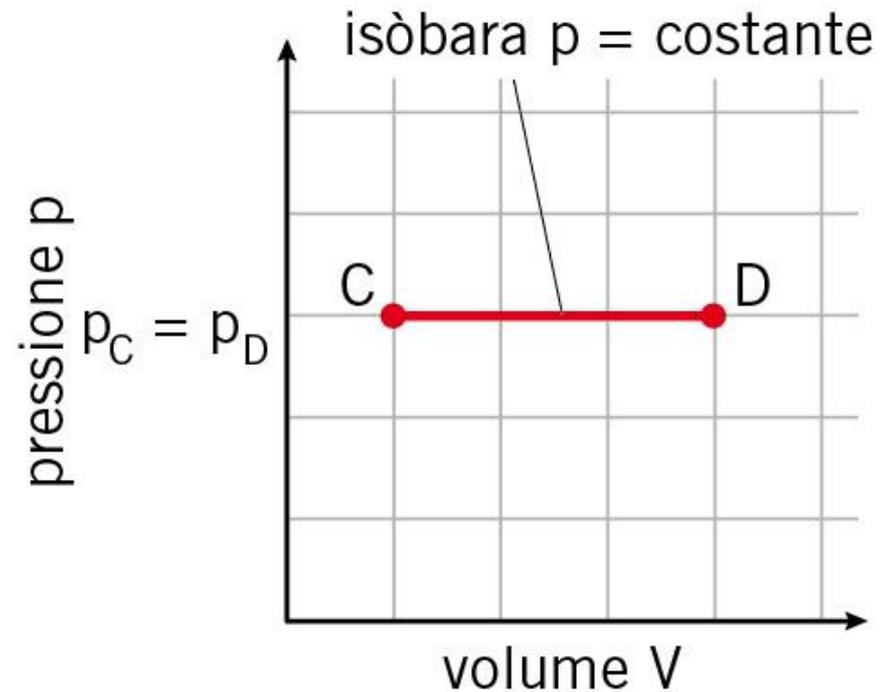
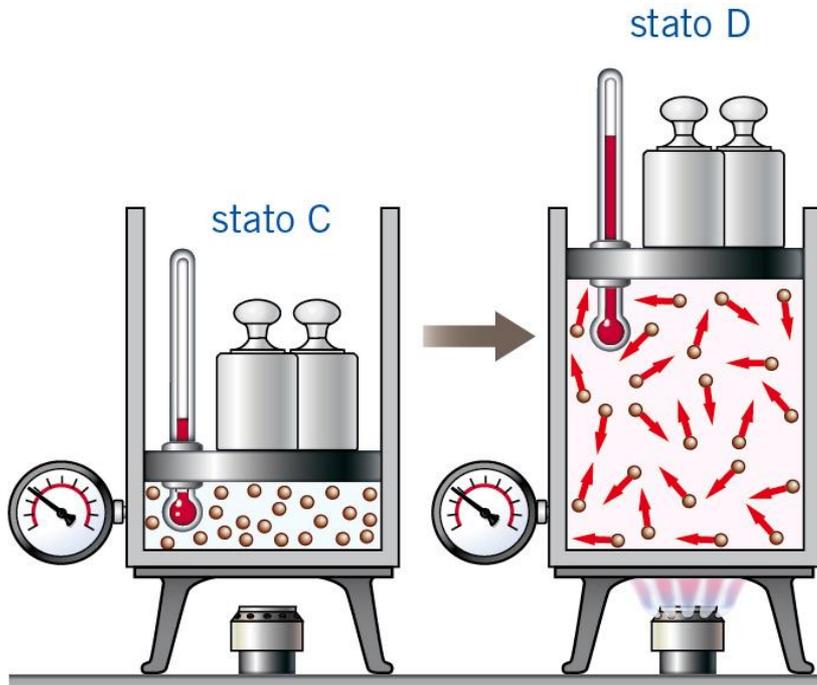
In una trasformazione isocòra la variazione di energia interna del sistema è uguale alla quantità di calore scambiato. Tutto il calore assorbito serve ad aumentare la temperatura del gas.

Utilizzando l'espressione dell'energia interna (teoria cinetica dei gas), otteniamo che:

$$Q = \Delta U \xrightarrow{U = \frac{l}{2} nRT} Q = \frac{l}{2} nR\Delta T$$

l = numeri gradi di libertà

trasformazione isobara



Il lavoro compiuto in una trasformazione isobara è:

$$W = p\Delta V$$

Il primo principio diventa:

$$Q = \Delta U + p\Delta V$$

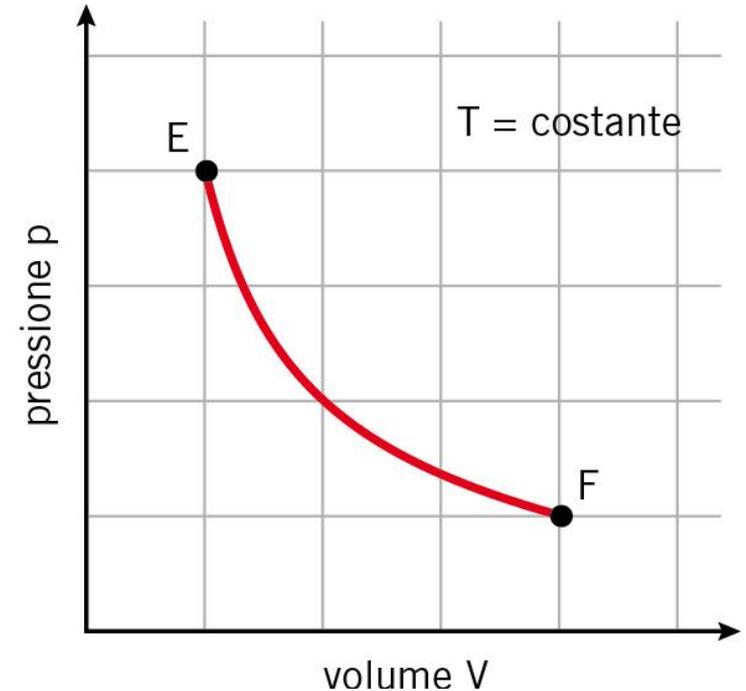
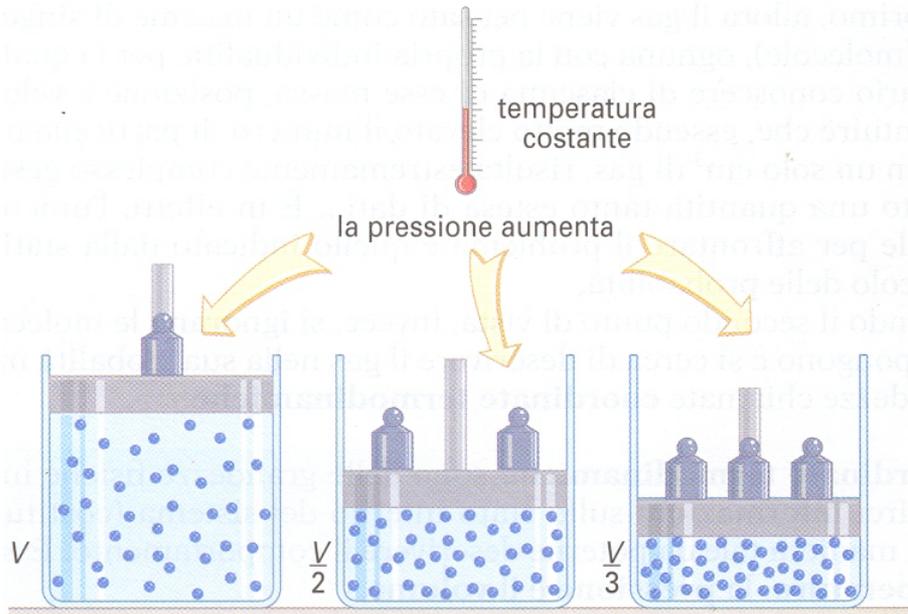
In una trasformazione isobara il calore assorbito serve in parte per aumentare la temperatura del sistema (aumentare l'energia interna U) e in parte per compiere lavoro.

Utilizzando l'espressione dell'energia interna e l'equazione di stato dei gas, il calore scambiato Q assume la forma:

$$Q = \Delta U + p\Delta V \xrightarrow[U = \frac{l}{2}nRT \quad pV = nRT]{} Q = \frac{l+2}{2}nR\Delta T$$

l =numeri gradi di libertà

trasformazione isoterma



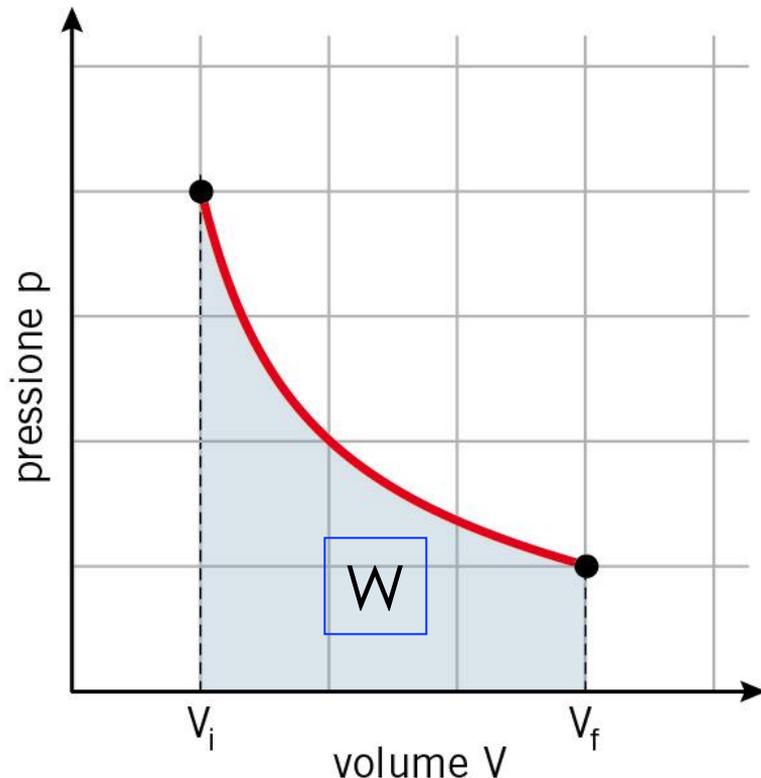
In una trasformazione isoterma, poiché la temperatura è costante, la variazione di energia interna è nulla:

$$\Delta U = \frac{1}{2} n R \Delta T = 0$$

Il primo principio diventa:

$$\Delta U = Q - W = 0 \Rightarrow Q = W$$

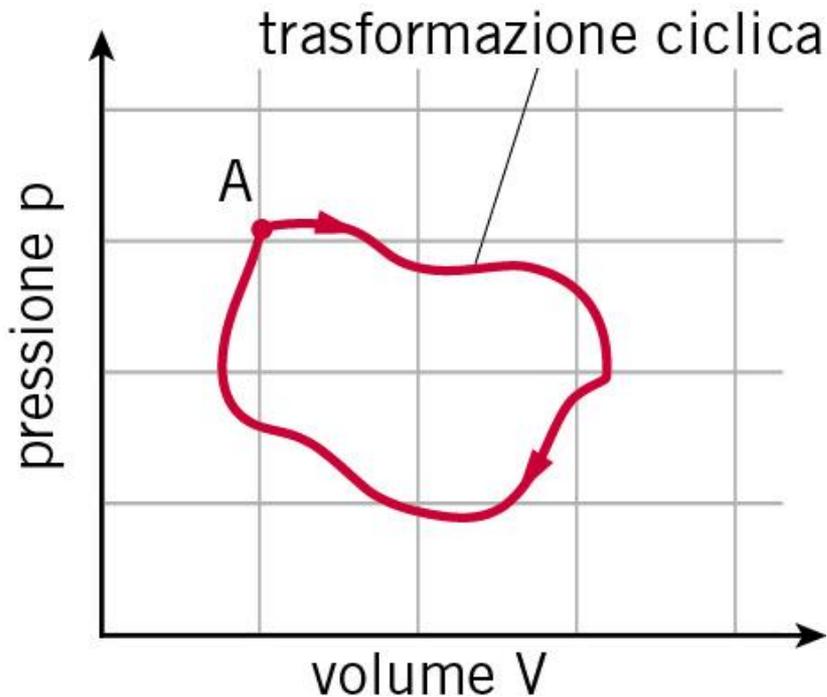
In una trasformazione isoterma il calore assorbito è uguale al lavoro compiuto.



Ricordando che il lavoro è uguale all'area sottesa dall'iperbole equilatera (isoterma), dal calcolo integrale si ottiene:

$$Q = W = nRT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$

Trasformazione ciclica



Poiché lo stato iniziale A e finale B coincidono $A=B$, allora non c'è variazione di energia interna (è una funzione di stato):

$$\Delta U = 0$$

Il primo principio diventa:

$$\Delta U = Q - W = 0 \Rightarrow Q = W$$

In una trasformazione ciclica il calore totale assorbito è uguale al lavoro compiuto.

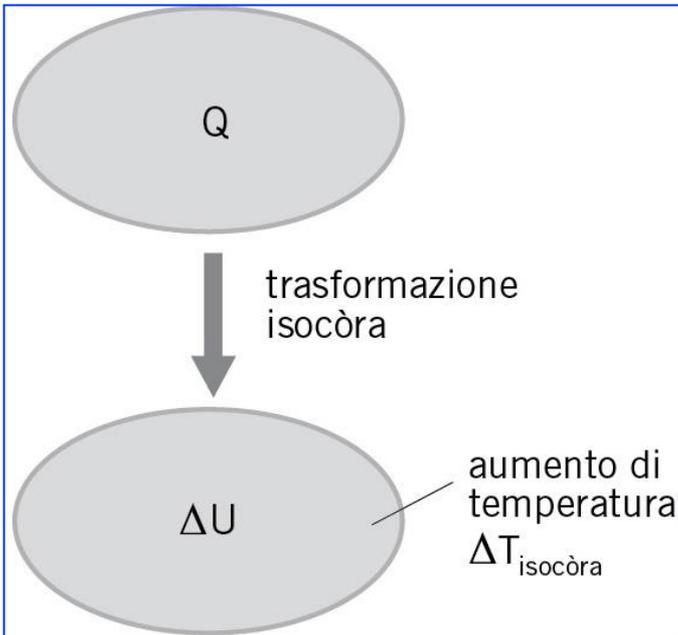
CALORI SPECIFICI DEL GAS PERFETTO

Il calore specifico di una sostanza allo stato gassoso, dipende dalle specifiche condizioni nelle quali essa assorbe o cede calore. Per questo distinguiamo il calore specifico a volume costante da quello a pressione costante. In particolare:

Il calore specifico a pressione costante c_p è sempre maggiore del calore specifico a volume costante c_v

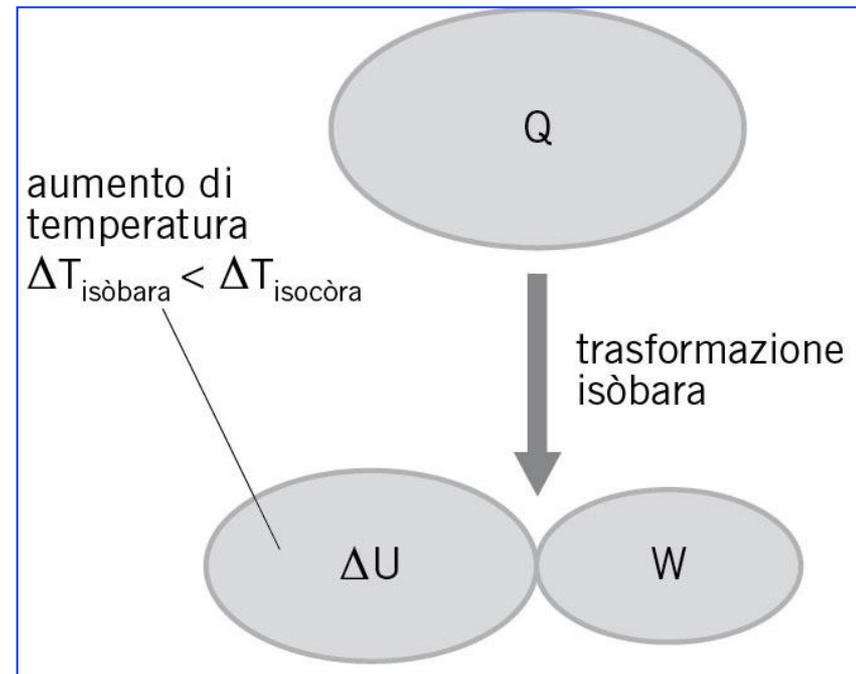
$$c_p = \left(\frac{Q}{m\Delta T} \right)_{\text{isobara}} > c_v = \left(\frac{Q}{m\Delta T} \right)_{\text{isocora}}$$

Infatti:



In una trasformazione isocora
 $W=0 \rightarrow \Delta U=Q$: tutto il calore
 assorbito serve ad aumentare la
 temperatura del gas.

In una trasformazione isobara
 ($Q=\Delta U+p\Delta V$) solo parte del
 calore serve a compiere
 lavoro: con lo stesso Q si ha
 un aumento di temperatura
 minore di quello dell'isocora.



Si dimostra che:

numero di gradi di libertà

costante del gas
perfetto (J/(mol·K))

calore specifico a volume
costante (J/(kg·K))

$$c_v = \frac{\ell}{2} \frac{R}{M}$$

massa molare (kg/mol)

numero di gradi di libertà

costante del gas
perfetto (J/(mol·K))

calore specifico a pressione
costante (J/(kg·K))

$$c_p = \frac{\ell + 2}{2} \frac{R}{M}$$

massa molare (kg/mol)

Massa molare M: è la massa di una mole di sostanza espressa in kg/mol. E' la stessa cosa del peso atomico o molecolare, solo che che queste ultime sono espresse in g/mol.

Calori specifici per il gas perfetto

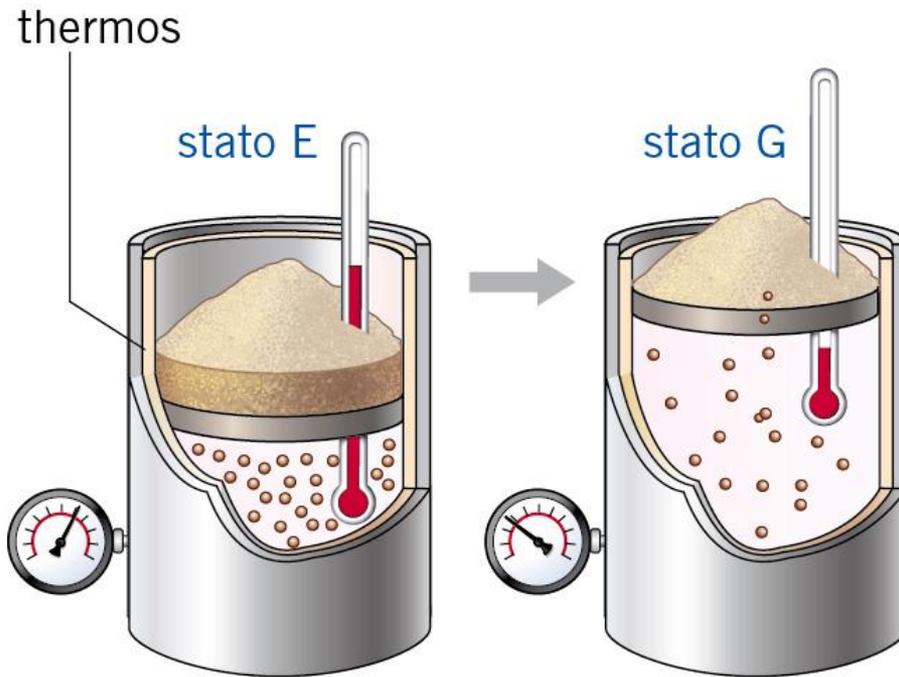
Gas perfetto	ℓ	c_v	c_p	$\gamma = c_p/c_v$
monoatomico	3	$\frac{3 R}{2 M}$	$\frac{5 R}{2 M}$	$\frac{5}{3} = 1,6666$
biatomico	5	$\frac{5 R}{2 M}$	$\frac{7 R}{2 M}$	$\frac{7}{3} = 1,4000$

Calori specifici di alcuni gas alla temperatura $T = 273 \text{ K}$

Sostanza	$c_p(\text{J}/(\text{kg}\cdot\text{K}))$	$c_v(\text{J}/(\text{kg}\cdot\text{K}))$	$\gamma = c_p/c_v$	Formula
Anidride carbonica	$0,82 \times 10^3$	$0,63 \times 10^3$	$1,30 \approx 9/7$	CO_2
Argo	$0,52 \times 10^3$	$0,31 \times 10^3$	$1,67 \approx 5/3$	Ar
Aria	$1,00 \times 10^3$	$0,714 \times 10^3$	$1,40 \approx 7/5$	$\text{N}_2(78\%) + \text{O}_2(21\%)$
Elio	$5,10 \times 10^3$	$3,1 \times 10^3$	$1,65 \approx 5/3$	He
Idrogeno	$14,30 \times 10^3$	$10,1 \times 10^3$	$1,42 \approx 7/5$	H_2
Metano	$2,21 \times 10^3$	$1,69 \times 10^3$	$1,31 \approx 9/7$	CH_4
Ossido di carbonio	$1,05 \times 10^3$	$0,750 \times 10^3$	$1,40 \approx 7/5$	CO
Ossigeno	$0,92 \times 10^3$	$0,66 \times 10^3$	$1,39 \approx 7/5$	O_2
Ozono	$0,79 \times 10^3$	$0,56 \times 10^3$	$1,41 \approx 7/5$	O_3

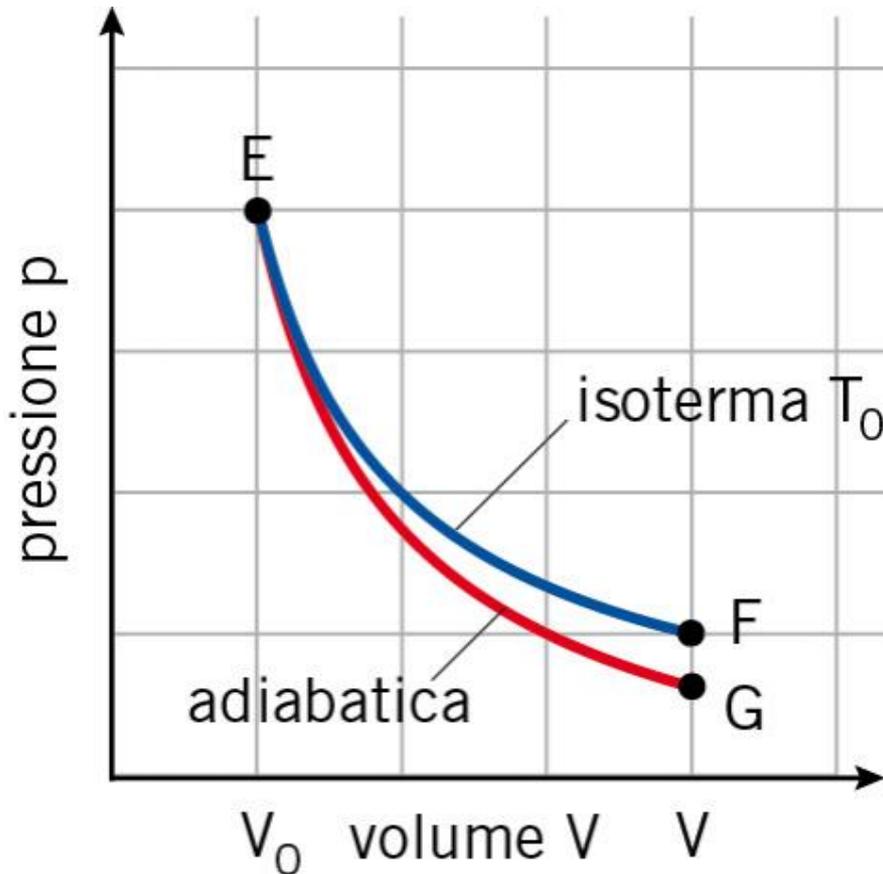
TRASFORMAZIONI ADIABATICHE

Si chiamano trasformazioni adiabatiche quelle trasformazioni nelle quali il sistema non scambia calore con l'ambiente esterno $Q=0$.



E' un processo durante il quale il sistema è isolato, da un punto di vista termico, dall'ambiente che lo circonda. Se diminuiamo lentamente la pressione esterna (togliendo un poco alla volta la sabbia), il gas si espande.

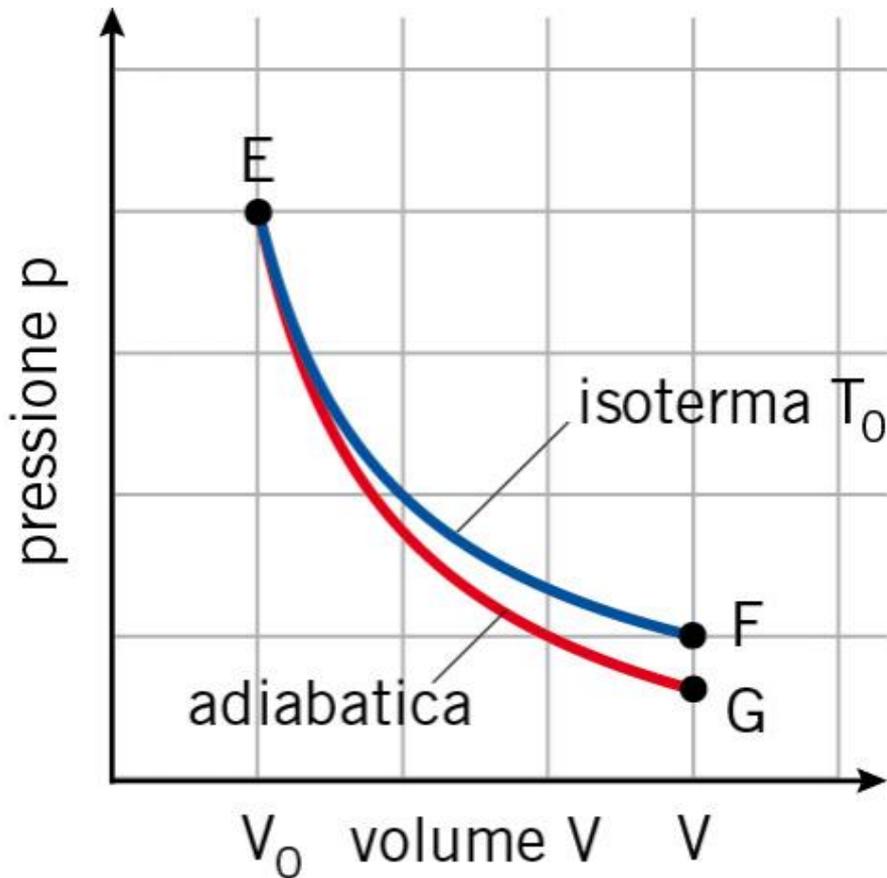
Ecco la curva che descrive la trasformazione
adiabatica.



La curva adiabatica
scende verso il basso più
rapidamente dell'isoterma.
Perché?

Il primo principio della
termodinamica, applicato
alla adiabatica, diventa:

$$Q = 0 \Rightarrow \Delta U = -W$$



Trattandosi di un'espansione, W è positivo e quindi ΔU è negativa; ma l'energia interna è proporzionale alla temperatura assoluta T e quindi questa diminuisce durante la trasformazione.

Il gas si raffredda

$$\Delta U = -W \xrightarrow[\text{W} > 0]{\text{espansione adiabatica}} \Delta U < 0$$



Il gas si riscalda

$$\Delta U = -W \xrightarrow[\text{W} < 0]{\text{compressione adiabatica}} \Delta U > 0$$

Le equazioni che descrivono il comportamento di una trasformazione adiabatica reversibile, ossia che mettono in relazione fra loro i parametri di stato (p, V, T), sono le seguenti:

Equazione di Poisson

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

Equazione di Poisson

$$TV^{\gamma-1} = \text{costante}$$

$$Tp^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \text{costante}$$

Il lavoro eseguito dal gas in una trasformazione adiabatica reversibile è dato da:

$$L = \frac{p_B V_B - p_A V_A}{1 - \gamma}$$

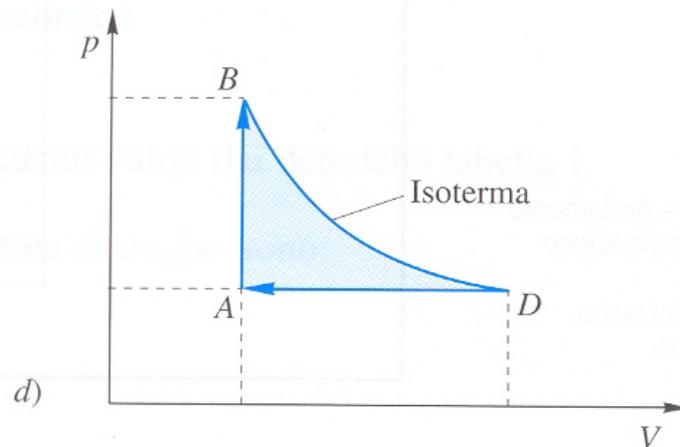
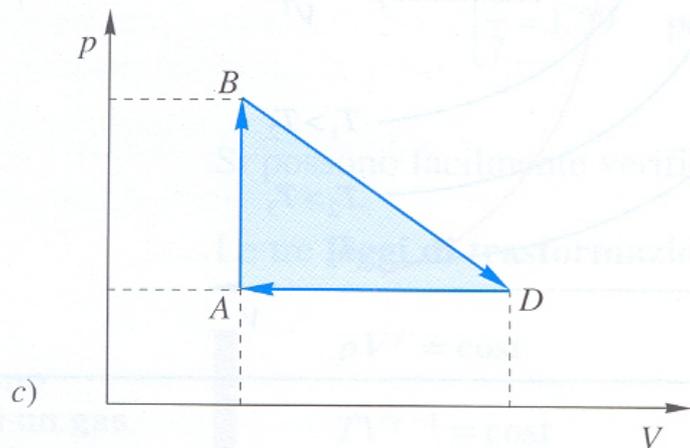
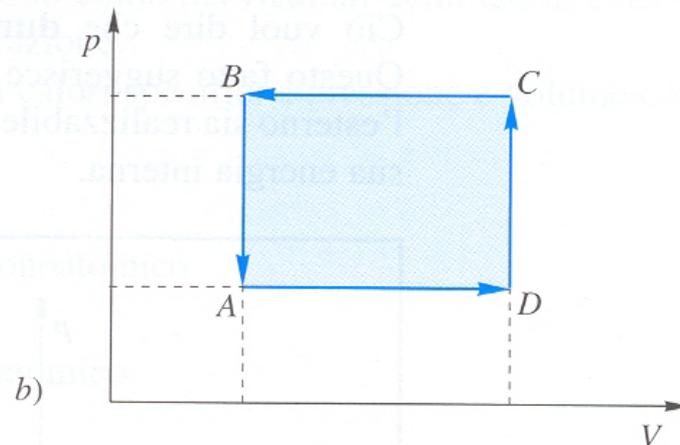
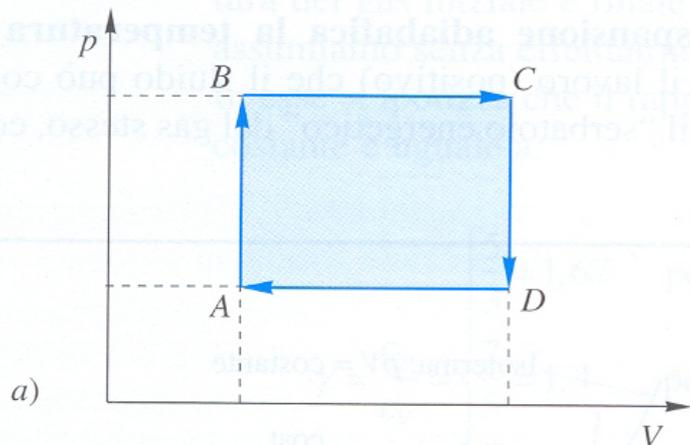
Esercizi

esercizio

Calcola il lavoro svolto nelle seguenti trasformazioni reversibili di una mole di gas monoatomico, delle quali si fornisce una rappresentazione grafica sul piano di Clapeyron, sapendo che:

$$p_A = 10^5 \text{ Pa} \quad V_A = 1 \text{ dm}^3 \quad p_C = 3p_A \quad V_C = 3V_A$$

Fornisci il risultato in joule e in cal.



soluzione

- a) La trasformazione è costituita da due isocore AB e CD e da due isobare BC e DA . Durante le isocore il gas non produce né subisce lavoro. Per l'isobara BC il lavoro è uguale a $L_{BC} = p_C(V_C - V_B)$ e per l'isobara DA il lavoro è uguale a $L_{DA} = p_A(V_A - V_D)$. Poiché $\Delta V = V_C - V_B = V_D - V_A = -(V_A - V_D)$, allora:

$$L_{ABCD} = L_{BC} + L_{DA} = (p_C - p_A) \cdot (V_C - V_A) = (3 - 1) \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot (3 - 1) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 400 \text{ J} \cong 95,56 \text{ cal}$$

dove abbiamo tenuto conto che $1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$ e che $1 \text{ J} = \frac{1}{4,186} \text{ cal}$.

L'espressione del lavoro L_{ABCD} rappresenta l'area del rettangolo compreso tra le quattro trasformazioni. Tale risultato particolare si può evidentemente generalizzare a *qualsiasi trasformazione ciclica*, per quanto complessa essa possa essere.

Il lavoro in una trasformazione ciclica è sempre misurabile graficamente dall'area racchiusa dalla linea che la rappresenta nel piano di Clapeyron.

- b) Notiamo che la trasformazione $ADCBA$ tocca gli stessi stati di equilibrio $ABCD$ del caso precedente, ma in senso contrario. Il lavoro continua a essere rappresentato dall'area racchiusa fra le linee, ma con segno opposto. Quindi $L_{ADCBA} = -400 \text{ J} \cong -95,56 \text{ cal}$, ossia il gas ha subito un lavoro dall'esterno.
- c) È sufficiente calcolare l'area del triangolo ABD , come il semiprodotto della base per l'altezza:

$$L_{ABDA} = \frac{(2 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 10^5) \text{ J}}{2} = 200 \text{ J} \cong 47,78 \text{ cal}$$

Anche in questo caso notiamo che, essendo il verso della trasformazione orario, il lavoro è positivo.

- d) Tenendo conto che la trasformazione BD è un'isoterma, possiamo scrivere:

$$\begin{aligned} L_{ABD} &= L_{AB} + L_{BD} + L_{DA} = L_{BD} + L_{DA} = RT_B \ln \left(\frac{V_D}{V_A} \right) - 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-3} \text{ J} = p_B V_B \ln \left(\frac{V_D}{V_A} \right) - 200 \text{ J} = \\ &= (3 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} \cdot \ln(3) - 200) \text{ J} \cong 129 \text{ J} \cong 31 \text{ cal} \end{aligned}$$

esercizio

Un gas cede 500 J di calore a una sorgente esterna e compie un lavoro pari a 1320 J. Calcolare la variazione della sua energia interna.

Applichiamo il primo principio della termodinamica:

$$\Delta U = Q - L$$

Il calore è negativo (calore ceduto dal sistema) ed il lavoro positivo (lavoro compiuto dal sistema), quindi:

$$\Delta U = -1320 - 500 = -1820 \text{ J}$$

Il sistema subisce una diminuzione di energia interna (il sistema si raffredda).

esercizio

Un sistema termodinamico registra un aumento di energia interna pari a 1400 J. Sapendo che contemporaneamente su di esso viene compiuto un lavoro di 750 J, calcolare il calore scambiato con l'esterno.

Applichiamo il primo principio della termodinamica:

$$Q = \Delta U + L$$

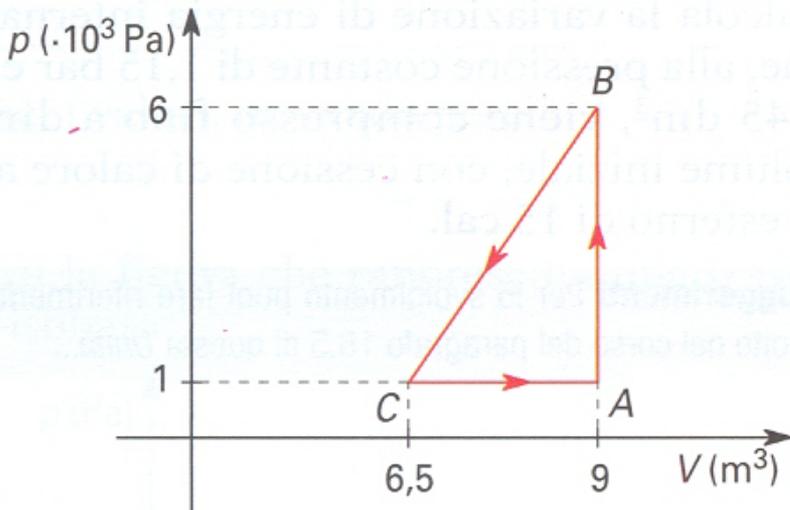
Il lavoro è negativo (lavoro subito dal sistema) e la variazione di energia interna è positiva (aumenta), quindi:

$$Q = 1400 - 750 = 650 \text{ J}$$

Poichè $Q > 0$, il sistema assorbe calore (il sistema si riscalda).

esercizio

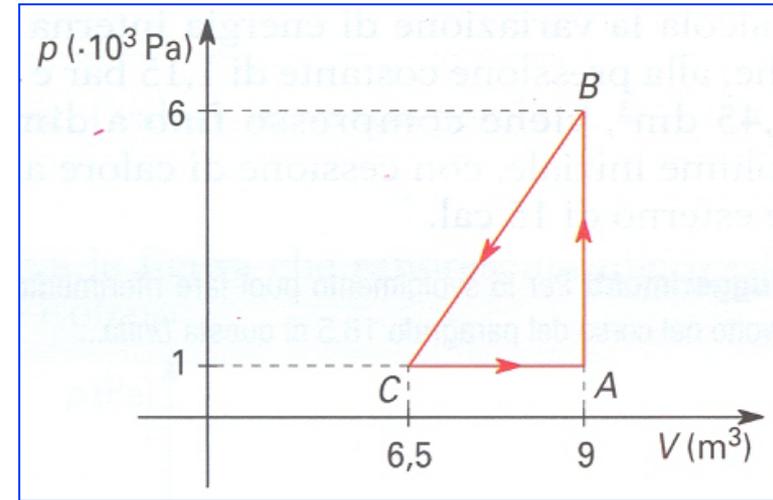
Due moli di gas perfetto sono sottoposte al ciclo termodinamico ABC. Determinare: 1) il lavoro compiuto dal gas durante il ciclo termodinamico; 2) la variazione di energia interna del gas nella trasformazione; 3) il calore assorbito o ceduto dal gas; 4) la temperatura del gas nello stato C.



1) Il lavoro compiuto dal gas durante il ciclo termodinamico è pari all'area della figura ABC:

$$L = \frac{\text{base} \cdot \text{altezza}}{2} = \frac{2,5 \cdot 5 \cdot 10^3}{2} = -6250 \text{ J}$$

Il lavoro è negativo in quanto la trasformazione BC, che comporta una compressione del gas ($L < 0$), sottende un'area maggiore dell'area sottesa dalla espansione isobara CA ($L > 0$).



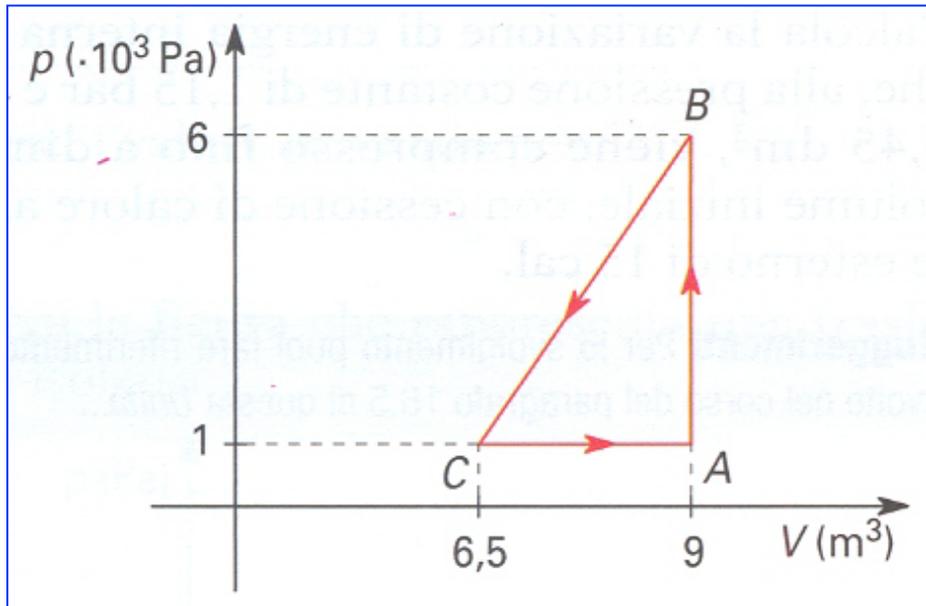
2) Per una trasformazione ciclica, la variazione di energia interna è sempre nulla:

$$\Delta U_{ciclica} = 0$$

3) Applichiamo il 1° principio della termodinamica:

$$Q = \Delta U + L = -6250 \text{ J}$$

Poichè $Q < 0$, si tratta di calore ceduto dal gas all'ambiente esterno.



Poiché sono note le variabili termodinamiche p e V e il numero di moli del gas nello stato C, la temperatura nello stesso stato la ricaviamo dall'equazione di stato dei gas perfetti:

$$p_C V_C = nRT_C \Rightarrow T_C = \frac{p_C V_C}{nR} = \frac{1 \cdot 10^3 \cdot 6,5}{2 \cdot 8,31} = 391 \text{ K}$$