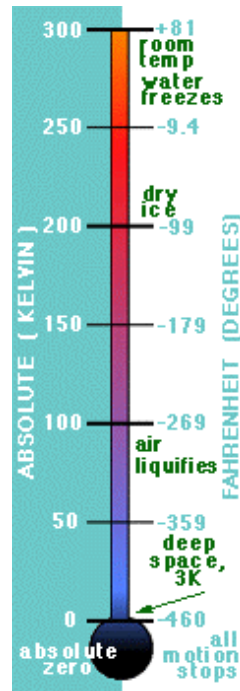


TERMODINAMICA

TEMPERATURA

- Grandezza scalare fondamentale del SI [K]
(Kelvin)

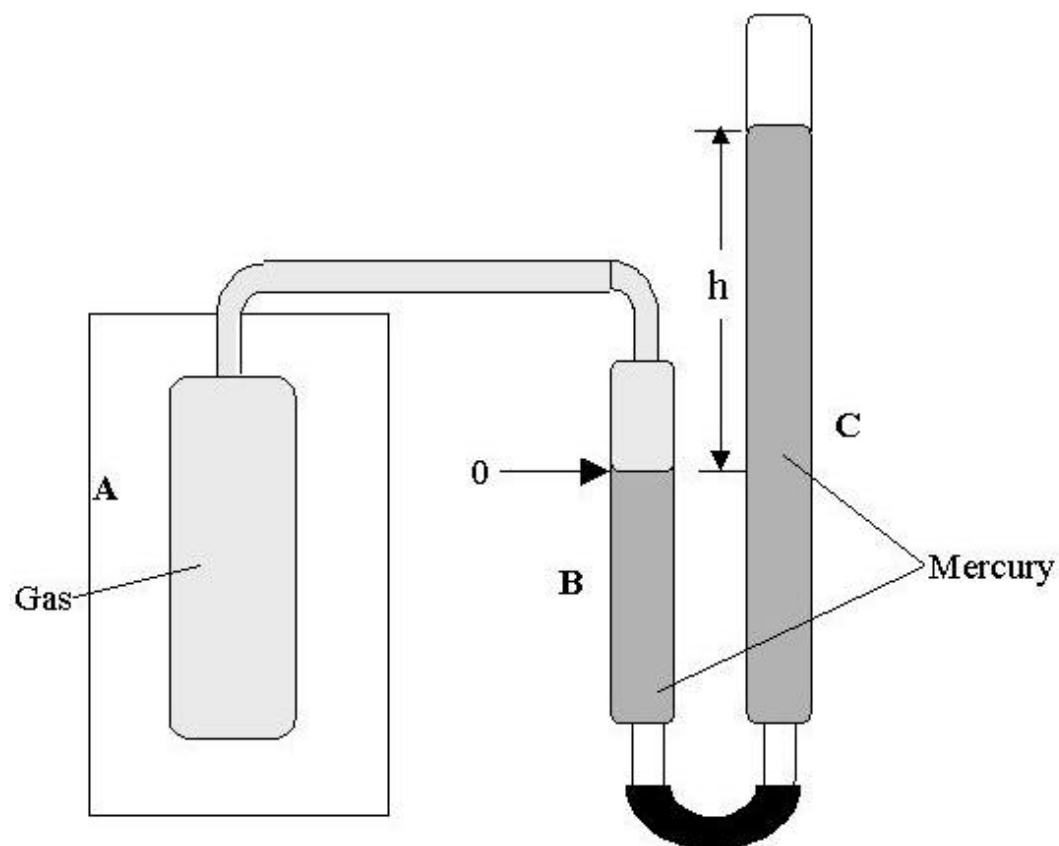


LEGGE DELL' EQUILIBRIO TERMICO (PRINCIPIO ZERO):

SE DUE CORPI A E B SI TROVANO IN EQUILIBRIO TERMICO CON UN TERZO CORPO T, ALLORA ESSI SONO IN RECIPROCO EQUILIBRIO TERMICO

CIOE': LA TEMPERATURA E' UNA PROPRIETA' DI UN CORPO; ALL' EQUILIBRIO TERMICO, DUE CORPI HANNO LA STESSA TEMPERATURA.

MISURA DELLA TEMPERATURA: TERMOMETRO A GAS A VOLUME COSTANTE





$$T = C_p$$

$$p = p_0 - rgh$$



$$T_3 = Cp_3$$



$$T = T_3 \left(\frac{p}{p_3} \right) = (273.16 K) \left(\frac{p}{p_3} \right)$$



$$T = (273.16 K) \left(\lim_{m \rightarrow 0} \frac{p}{p_3} \right)$$

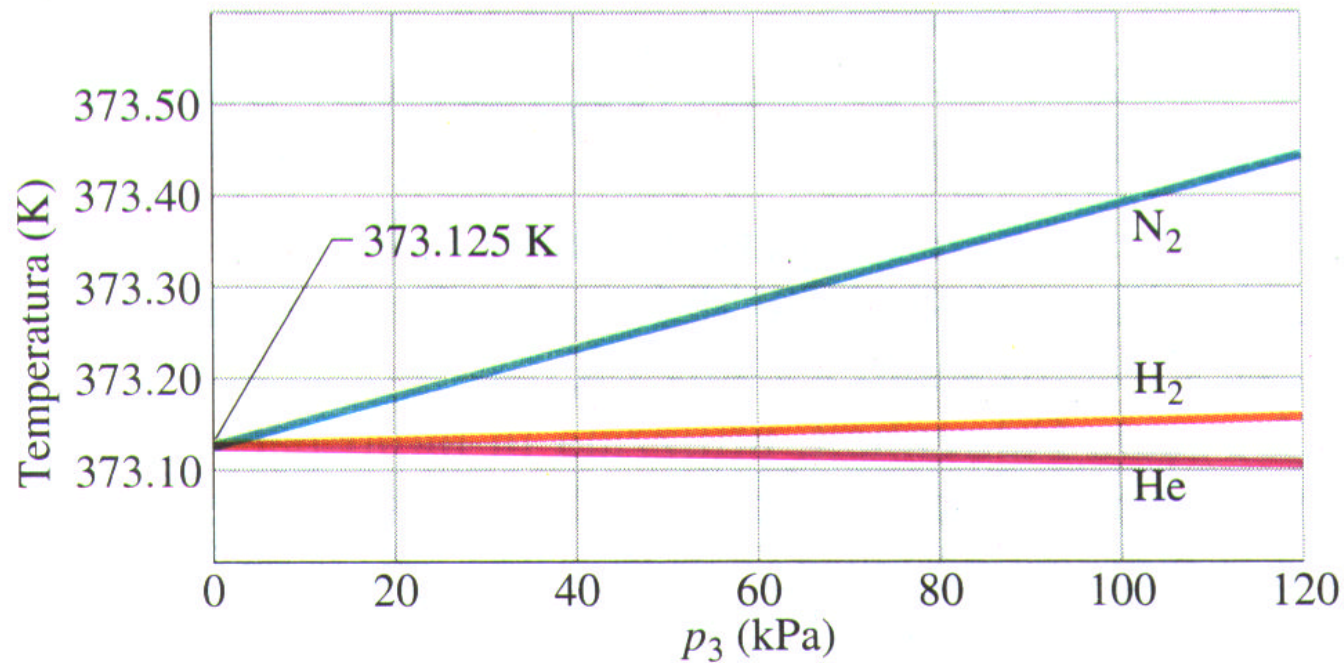


FIGURA 19-6 Temperature calcolate con l'equazione 19-5 per un termometro a gas a volume costante il cui bulbo è immerso in acqua bollente. Gas diversi sono stati utilizzati nel bulbo, ciascuno a densità diverse (che hanno dato valori diversi di p_3). Si osservi che tutte le registrazioni convergono, quando la densità tende a zero, a una temperatura di 373.125 K.

La temperatura così definita è la TEMPERATURA ASSOLUTA

La scala della temperatura assoluta è la scala Kelvin

Nell'uso corrente è la scala centigrada o Celsius.

La quantità corrispondente a 1 grado Celsius è equivalente a 1 grado Kelvin, ma lo zero è spostato:

$$T_C = T - 273.15^0$$

Nei paesi anglosassoni è in uso la scala Fahrenheit, per la quale:

$$T_F = \frac{9}{5}T + 32^0$$

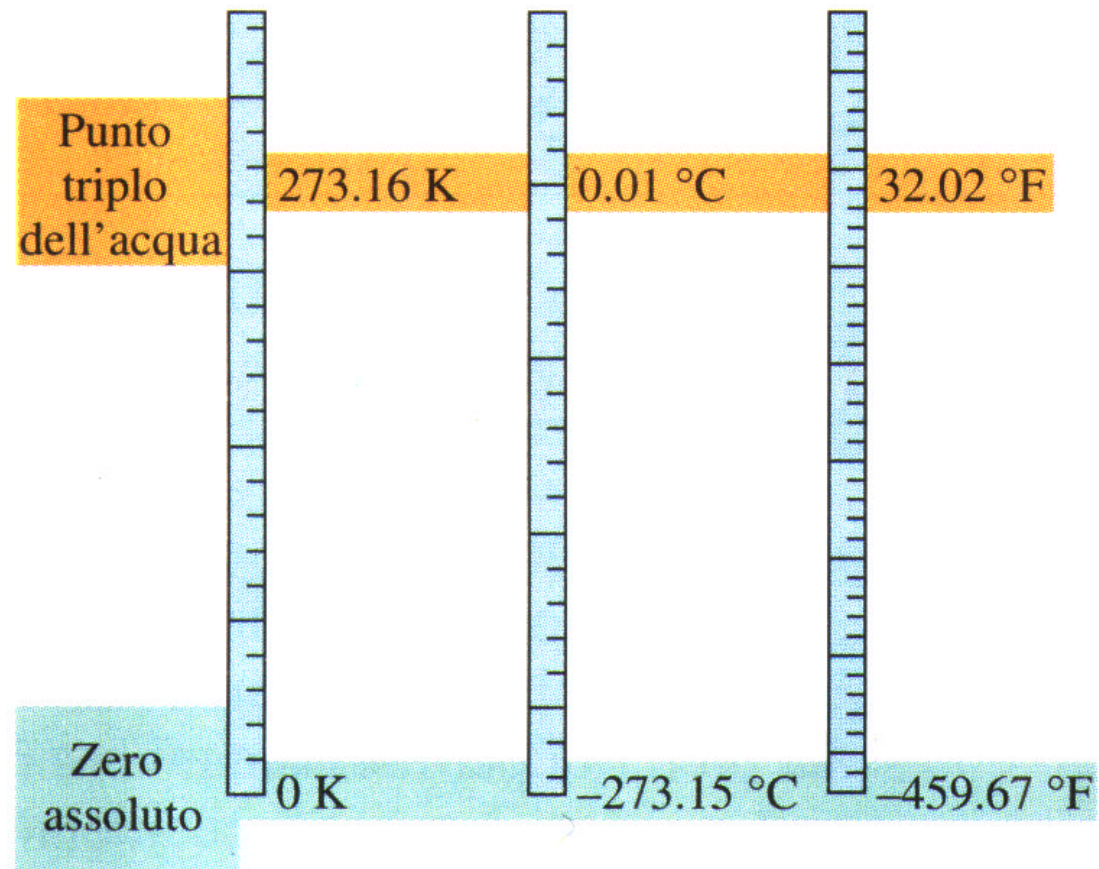


FIGURA 19-7 Confronto fra le scale delle temperature Kelvin, Celsius e Fahrenheit.

DILATAZIONE TERMICA

DILATAZIONE
LINEARE:

$$\Delta L = L \alpha \Delta T$$

Con α coefficiente di dilatazione lineare, che esprime di fatto l' incremento frazionale di lunghezza per unità di variazione di temperatura

DILATAZIONE VOLUMICA:

$$\Delta V = V \beta \Delta T$$

Con β coefficiente di dilatazione volumica per cui vale la relazione:

$$\beta = 3\alpha$$

CASO PARTICOLARE: l' acqua si contrae all' aumentare della temperatura
Tra 0 e 4 °C

La temperatura è la grandezza macroscopica che misura l' ENERGIA INTERNA di un sistema.

L' energia interna di un sistema è la somma delle energie cinetiche e potenziali associate ai moti degli atomi, delle molecole all' interno di un oggetto.

Mettendo in contatto termico un sistema con l' ambiente, se T_s è diversa da T_a , T_s si modificherà finchè le due temperature non saranno uguali

La variazione di temperatura è legata al trasferimento di energia interna, che prende il nome di CALORE (Q).

Il calore è POSITIVO se il sistema assorbe calore dall' ambiente

Il Calore è NEGATIVO se il sistema cede calore all' ambiente

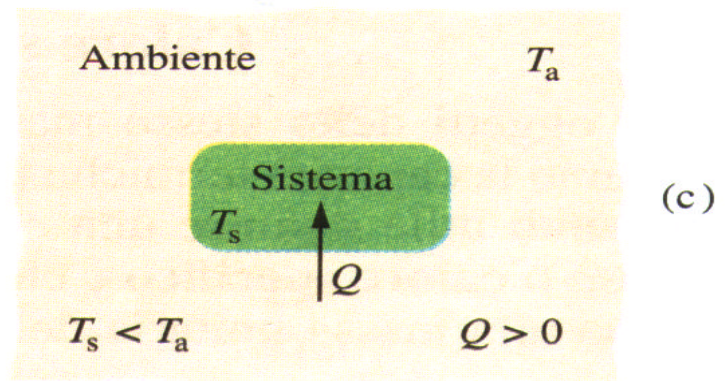
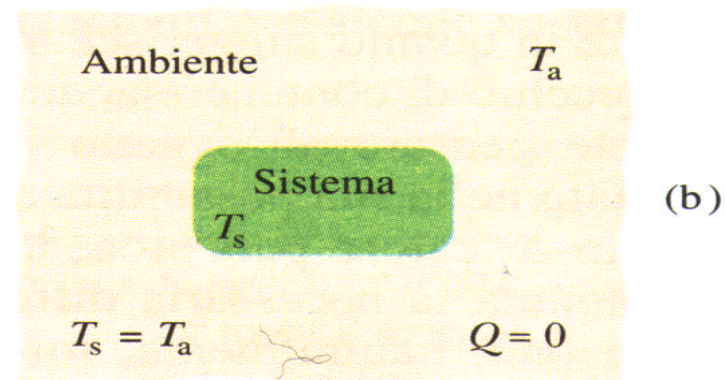
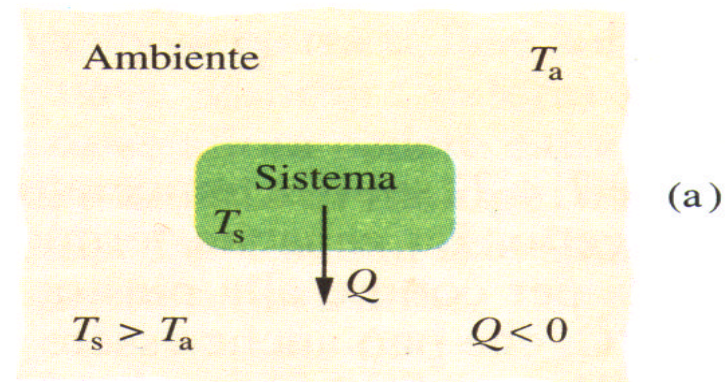


FIGURA 19-11 (a) Se la temperatura del sistema supera quella dell'ambiente circostante, il sistema cede calore all'ambiente finché si stabilisce l'equilibrio termico, come in (b). (c) Se la temperatura del sistema è inferiore a quella dell'ambiente circostante, il sistema assorbe calore finché si stabilisce l'equilibrio termico.

Quando un sistema passa da uno stato iniziale ad uno finale, L e Q dipendono dal tipo di trasformazione ma la quantità

$$(Q-L)$$

È LA STESSA PER QUALSIASI PERCORSO SEGUITO,
DIPENDE CIOÈ SOLO DAGLI STATI INIZIALE E FINALE

Questa quantità rappresenta dunque la variazione di una proprietà intrinseca del sistema:

L' ENERGIA INTERNA

I LEGGE DELLA TERMODINAMICA:

$$\Delta E = E_{\text{int},f} - E_{\text{int},i} = Q - L$$

CALORI SPECIFICI MOLARI PER UN GAS PERFETTO

CALORE SPECIFICO MOLARE A VOLUME COSTANTE

Supponiamo di avere n moli di un gas ideale a pressione p e temperatura T . Al gas, mantenuto a volume costante, si somministra una quantità di calore Q , ed esso si porta allo stato finale in cui $p=p+\Delta p$ e $T=T+\Delta T$. Avremo:

$$Q = nC_V\Delta T$$

espressione che può essere inserita nella I legge della termodinamica:

$$\Delta E_{\text{int}} + L = nC_V\Delta T$$

dove $L=0$ se $V=\text{costante}$

$$C_V = \frac{1}{n} \frac{\Delta E_{\text{int}}}{\Delta T}$$

ma sappiamo che:

$$\frac{\Delta E_{\text{int}}}{\Delta T} = \frac{3}{2} nR$$

per cui:

$$C_V = \frac{3}{2} R$$

per gas monoatomici

In altri termini, se un gas ideale il cui volume sia mantenuto costante subisce una variazione di temperatura, la variazione della sua energia interna sarà:

$$\Delta E_{\text{int}} = nC_V \Delta T$$

CALORE SPECIFICO MOLARE A PRESSIONE COSTANTE

Supponiamo di variare la temperatura del gas ideale tenuto ora a pressione costante. Il calore necessario sarà:

$$Q = nC_p\Delta T$$

Il lavoro in questo caso sarà diverso da zero, quindi il calore specifico a pressione costante deve essere maggiore di quello a volume costante. Usando la I Legge:

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - L$$

$$L = p\Delta V = nR\Delta T \quad \text{per un gas ideale a } p \text{ costante}$$

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

$$C_p = C_V + R$$

EQUIRIPARTIZIONE DELL' ENERGIA:

ogni tipo di molecola ha un certo numero f di gradi di libertà, ognuno dei quali è associato in media a un' energia $1/2 kT$ per ogni molecola.

molecola	es	traslazionali	rotazionali	totali	C_v	C_p
Monoat.	He	3	0	3	$3/2 R$	$5/2 R$
Biatom.	O ₂	3	2	5	$5/2 R$	$7/2 R$

TRASFORMAZIONI DEI GAS IDEALI

Trasformazione adiabatica

$$dE_{\text{int}} = -pdV$$

$$ndT = -\left(\frac{p}{C_v}\right)dV$$

$$pdV + Vdp = nRdT$$

$$ndT = \frac{pdV + Vdp}{C_p - C_v}$$

$$\frac{dp}{p} + \left(\frac{C_p}{C_v}\right)\frac{dV}{V} = 0$$

$$\ln p + g \ln V = 0$$

$$pV^g = \text{cost.}$$

Trasformazione isobara: $p=\text{costante}$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - L$$

$$L = p\Delta V$$

$$Q = nC_p\Delta T$$

Trasformazione isocora, $V=\text{costante}$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q = nC_V\Delta T$$

$$L = 0$$

Trasformazione isoterma, $T=\text{costante}$

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

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

PROCESSI IRREVERSIBILI

Sono processi che avvengono spontaneamente in una sola direzione.

La I legge della Termodinamica non distingue tali processi.

ESEMPI:

Messi in contatto due corpi a temperatura diversa, il calore fluisce sempre dal corpo a temperatura maggiore a quello a temperatura minore

Una palla cade, rimbalza al suolo varie volte, poi si ferma.

Un pendolo che oscilla si ferma dopo un certo tempo perché la sua energia meccanica iniziale diminuisce per l' attrito con l' aria (i.e. si trasforma in energia termica)

Macchina Termica:

dispositivo in grado di trasformare l' energia termica in altra forma di energia, per esempio energia meccanica.

P.es. Centrale idroelettrica: l' acqua viene trasformata in vapore, il vapore è convogliato alle pale di una turbina la cui rotazione fa funzionare un motore elettrico

Prendiamo una macchina termica che funzioni scambiando calore con due sorgenti a temperatura diversa:

la macchina assorbe energia dalla sorgente calda, Q_c

svolge una quantità di Lavoro L ,

cede energia alla sorgente fredda, Q_f tornando allo stato iniziale.

In questo caso, $\Delta E_{\text{int}} = 0$, il lavoro totale è dunque pari all' energia termica netta scambiata dalla macchina.

$$L = Q_c - Q_f$$

Si definisce rendimento di una macchina termica il rapporto fra il lavoro totale compiuto dal sistema e l' energia termica assorbita:

$$e = \frac{L}{Q_c} = \frac{Q_c - Q_f}{Q_c} = 1 - \frac{Q_f}{Q_c}$$

Dalla definizione di rendimento si nota che esso può essere il 100% solo se $Q_f=0$,
ossia per scambi nulli di calore con la sorgente fredda.
In tal caso, tutta l'energia termica assorbita verrebbe trasformata in energia meccanica

II PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA (Enunciato di Lord Kelvin):

E' impossibile costruire una macchina termica che, operando in un ciclo, abbia come unico risultato quello di assorbire calore da una sorgente e produrre una quantità uguale di lavoro

Le trasformazioni reali hanno una direzione preferenziale nel tempo, detta freccia del tempo.

La direzione in cui si svolgono i processi irreversibili è controllata dalla variazione di entropia di un sistema.

L'entropia è una funzione di stato e non obbedisce a una legge di conservazione: per essa si può postulare che:

se in un sistema chiuso avviene un processo irreversibile, l'entropia del sistema aumenta sempre.

Immaginiamo di far compiere ad un gas reale un'espansione libera.

Per esempio, il gas è contenuto in un recipiente diviso in due metà uguali connesse da un rubinetto. Inizialmente il gas si trova tutto in una metà del recipiente; ad un dato istante si apre il rubinetto e il gas riempie anche l'altra metà del recipiente. Spontaneamente, non vedremo mai il gas raccogliersi di nuovo per intero nella prima metà.

Il gas passa quindi da uno stato iniziale (p, V) ad uno finale (p', V') . La variazione di entropia:

$$\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{dQ}{T}$$

Q è il calore scambiato durante il processo e T è la temperatura del sistema. Ma trattandosi di una trasformazione irreversibile, p, V, T cambiano continuamente senza seguire una sequenza di definiti stati di equilibrio. Per cui non conosciamo la relazione tra Q e T necessaria all' integrazione dell' equazione differenziale.

Poiché però l' entropia è una variabile di stato, il suo valore non dipende dalla trasformazione seguita, ma solo dagli stati iniziale e finale. Scegliamo quindi un processo reversibile (=sequenza di stati definiti di equilibrio) che abbia gli stessi stati iniziale e finale e segua per esempio una trasformazione isoterma.

$$\Delta S = \frac{1}{T} \int_i^f dQ$$

$$\int dQ = Q$$

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

Poiché Q è positivo (ceduto al sistema per mantenere T costante) l'entropia del gas aumenta.

Ma l'entropia è una funzione di stato? Lo si può dimostrare per trasformazioni reversibili.

$$dE_{\text{int}} = dQ - dL$$

$$dQ = pdV + nC_V dT$$

$$\frac{dQ}{T} = nR \frac{dV}{V} + nC_V \frac{dT}{T}$$

$$\int_i^f \frac{dQ}{T} = \int_i^f nR \frac{dV}{V} + \int_i^f nC_V \frac{dT}{T}$$

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_f}{V_i} + nC_V \ln \frac{T_f}{T_i}$$

Si può enunciare il II principio della Termodinamica a partire dall' entropia:

Se in un sistema chiuso avviene un processo, l' entropia S del sistema aumenta se il processo è irreversibile, rimane costante se è reversibile; l' entropia del sistema non diminuisce mai.

$$\Delta S \geq 0$$

L' entropia può essere definita a partire da considerazioni statistiche

Supponiamo di avere la solita scatola divisa idealmente in due metà. In essa sono contenute quattro molecole identiche.

In ogni istante ogni molecola può trovarsi nella metà di destra (D) della scatola o nella metà di sinistra (L).

Esistono 16 possibili modi in cui le molecole possono disporsi nella scatola, che definiamo microstati.

Alcuni di questi sono equivalenti. Definiamo configurazione l'insieme di microstati equivalenti.

Configurazione: LLLL	Microstati: 1
Configurazione: RRRR	Microstati: 1
Configurazione: RLLL	Microstati: 4
Configurazione: RRLL	Microstati: 6
Configurazione: RRRL	Microstati: 4

Definita molteplicità (W) il numero di microstati equivalenti, per N molecole, la molteplicità di una configurazione è data da:

$$W = \frac{N!}{n_L! n_R!}$$

Le configurazioni con una maggiore molteplicità (più probabili) sono quelle ad entropia più alta.

$$S = k \ln W$$

equazione di Boltzmann

CICLO DI CARNOT

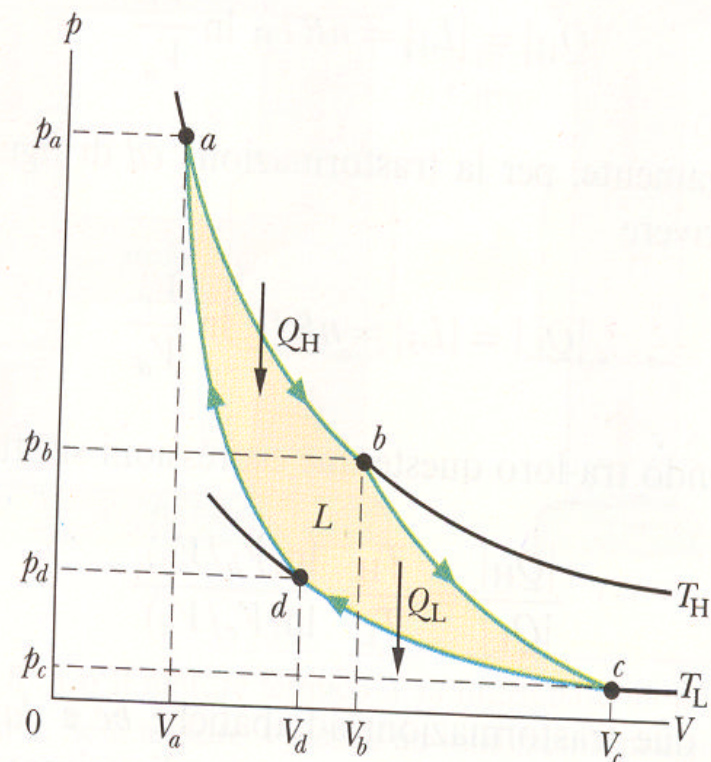
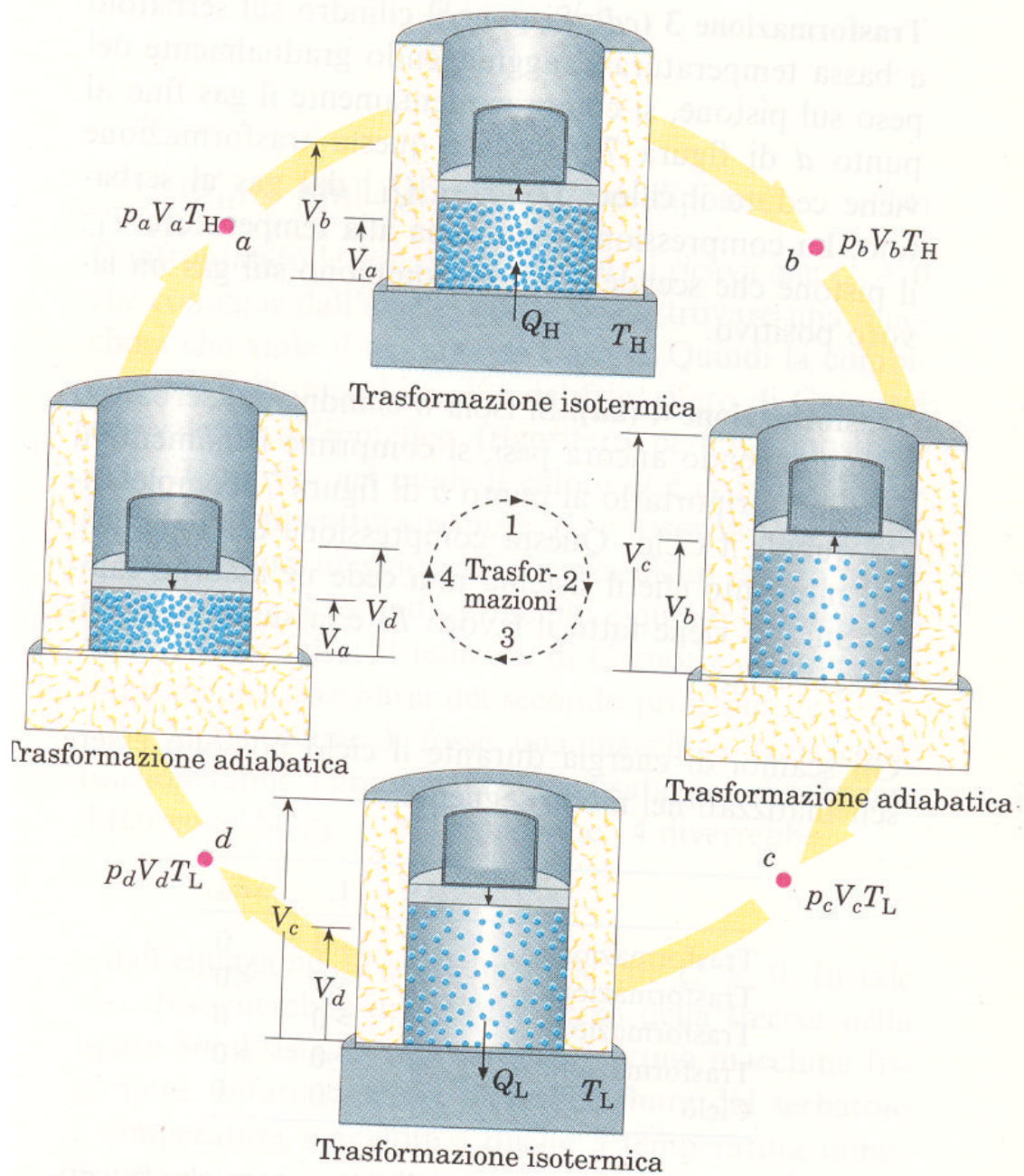
Il lavoro complessivo svolto da una sostanza sottoposta a un ciclo di Carnot è la massima quantità di lavoro possibile per una data quantità di energia termica fornita alla sostanza dal termostato a temperatura più alta

Per descrivere il ciclo useremo un gas perfetto che lavora tra due termostati, T_c e T_f

- I. Espansione isoterma a temperatura T_c ; il gas assorbe il calore Q_c e compie il lavoro L_{AB}
- II. Espansione adiabatica tra le temperature T_c e T_f ; il gas compie il lavoro L_{BC}
- III. Compressione isoterma a temperatura T_f ; sul gas viene compiuto il lavoro L_{CD}
- IV. Compressione adiabatica tra la temperatura T_f e T_c ; sul gas viene compiuto il lavoro L_{DA}

$$e = \frac{T_c - T_f}{T_c} = 1 - \frac{T_f}{T_c}$$

Il Ciclo di Carnot



In forma differenziale

$$dE_{\text{int}} = \partial Q - \partial L$$

Dove il simbolo adottato per i differenziali di Q e L indicano che essi non sono differenziali esatti, in quanto non è possibile scrivere funzioni del tipo $Q(p,V)$ o $L(p,V)$

Il segno $-$ adottato nella formulazione presentata della I legge della Termodinamica è consistente con il fatto che l'energia interna tende ad aumentare se nel sistema viene trasferita energia sotto forma di calore e tende a diminuire se al sistema viene sottratta energia sotto forma di lavoro compiuto dal sistema.

TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE

Trasformazioni isocore: se il volume del sistema è mantenuto costante, il sistema non può compiere lavoro, la I legge diventa $\Delta E_{\text{int}} = Q$

Trasformazioni adiabatiche: se il sistema è termicamente isolato, non può scambiare calore con l'ambiente, la I legge diventa $\Delta E_{\text{int}} = -L$

ossia:

se il lavoro è compiuto dal sistema ($L > 0$) diminuisce l'energia interna

se il lavoro è compiuto sul sistema ($L < 0$) aumenta l'energia interna

Trasformazioni cicliche: se il sistema a partire da uno stato iniziale compie una serie di trasformazioni che lo riportano nel medesimo stato, la sua energia interna non varia. Pertanto, la I legge diventa $Q = L$

Espansione libera: caso particolare di trasformazione adiabatica in cui non viene compiuto lavoro. Per essa la I legge è $\Delta E_{\text{int}} = 0$

GAS PERFETTI O IDEALI

Per densità sufficientemente basse, tutti i gas tendono ad obbedire alla relazione:

$$pV=nRT$$

dove p è la pressione, n il numero di moli e R la costante dei gas ($R=8.31\text{J}/(\text{mol K})$)

$$nR = Nk$$

dove N è il numero di molecole e k è la costante di Boltzmann $k=1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$

$$N = n N_a \text{ e dunque } R = N_a k$$

Dunque, lo stato termodinamico di un gas perfetto può essere descritto dalle variabili macroscopiche pressione, volume e temperatura.

La TEORIA CINETICA DEI GAS ci permette di stabilire le relazioni fra queste variabili e, ad esempio, la velocità delle molecole del gas

N particelle in una scatola cubica di volume V e spigolo L. La temperatura delle pareti sia T.

Trascuriamo gli urti tra le molecole e supponiamo che gli urti con le pareti siano elastici. In questo caso quando una molecola urta contro la parete, varia solo la componente lungo l'asse x della sua quantità di moto:

$$\Delta q_x = (-mv_x) - (mv_x) = -2mv_x$$

Sia Δt l'intervallo di tempo fra due collisioni della stessa molecola sulla stessa parete, la molecola percorre quindi la distanza $2L$ con velocità v_x

$$\Delta t = \frac{2L}{v_x}$$

e il tasso al quale la quantità di moto è trasmessa alla parete dalla singola molecola:

$$\frac{\Delta q_x}{\Delta t} = \frac{2mv_x}{\cancel{2L} / v_x} = \frac{mv_x^2}{L}$$

Per la seconda legge di Newton: $\mathbf{F} = d\mathbf{p}/dt$, dove $\mathbf{F}$ è la forza che agisce sulla parete che si ottiene sommando i contributi di tutte le altre molecole che colpiscono la parete (a velocità diverse)

Dividendo la forza totale per l'area della parete, si ottiene la pressione p esercitata sulla parete stessa:

$$p = \frac{F_x}{L^2} = \frac{mv_{x1}^2 / L + mv_{x2}^2 / L + \dots + mv_{xN}^2 / L}{L^2} =$$
$$= \left(\frac{m}{L^3} \right) (v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2)$$

dove N è il numero di particelle nella scatola ed è $N = nN_A$

Ci sono dunque nN_A termini nella seconda parentesi, e possiamo riscrivere l'equazione:

$$p = \frac{nmN_A}{L^3} \overline{v_x^2}$$

dove $\overline{v_x^2}$ è il valor medio del quadrato delle componenti x di tutte le velocità

mN_A è la massa molare M del gas, L^3 il volume della scatola, per cui:

$$p = \frac{nM \overline{v_x^2}}{V}$$

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

per ogni molecola

$$v_x^2 = \frac{1}{3} v^2$$

$$p = \frac{nM v_{qm}^2}{3V} = \frac{1}{3} r v_{qm}^2$$

Utilizzando l'equazione dei gas perfetti:

$$v_{qm} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

L'energia cinetica traslazionale media di una singola molecola nel tempo di osservazione è:

$$\overline{EC} = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{1}{2} m v_{qm}^2$$

ossia:

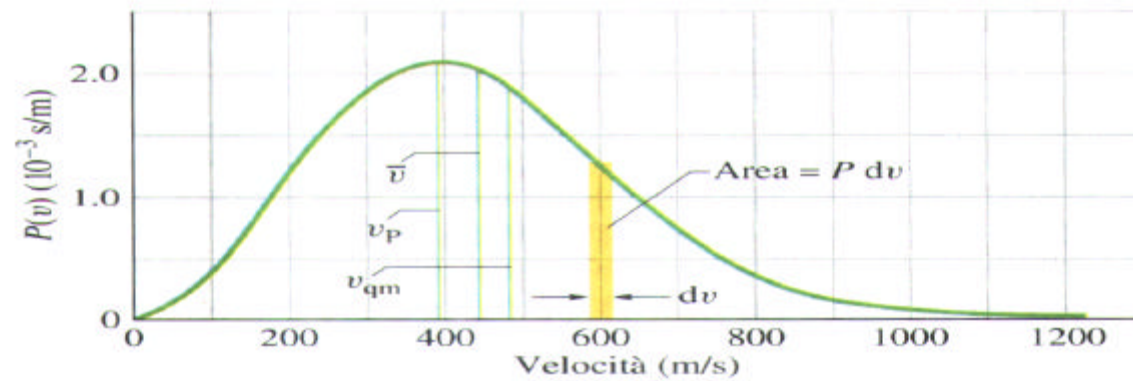
$$\overline{EC} = \left(\frac{1}{2} m \right) \frac{3RT}{M} = \frac{3RT}{2N_A} = \frac{3}{2} kT$$

TUTTE LE MOLECOLE HANNO QUINDI, A TEMPERATURA FISSATA, LA STESSA ENERGIA CINETICA TRASLAZIONALE MEDIA

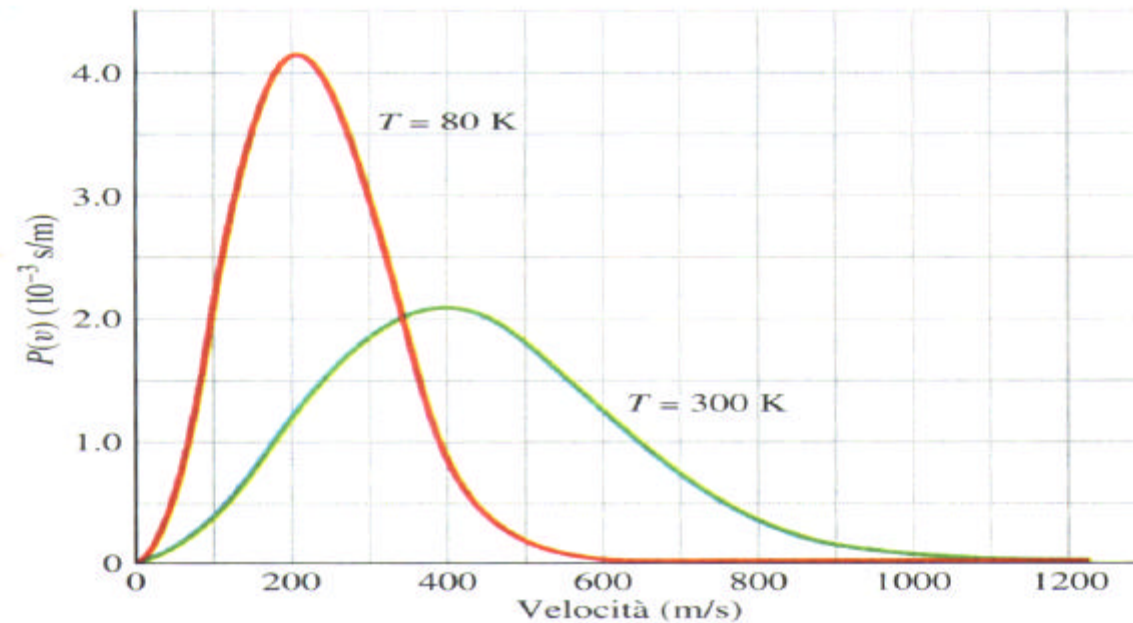
La velocità quadratica media dà un' idea generale della velocità molecolare di un gas a una temperatura fissata. La distribuzione delle velocità delle molecole di un gas a temperatura fissata è descritta dalla distribuzione di Maxwell

$$P(v) = 4p \left(\frac{M}{2pRT} \right)^{3/2} v^2 e^{-Mv^2/(2RT)}$$

$P(v)$ è la funzione di distribuzione definita a partire dal fatto che $P(v)dv$ è la frazione di molecole le cui velocità sono comprese fra v e $v+dv$



(a)



(b)

FIGURA 20-7 (a) Distribuzione di velocità di Maxwell per le molecole di ossigeno a $T = 300 \text{ K}$. Sono indicate le tre velocità caratteristiche. (b) Le curve per 300 K e 80 K . Notate che le molecole si muovono più lentamente alla temperatura più bassa. Poiché queste sono distribuzioni di probabilità, l'area sottesa da ogni curva è unitaria.

ENERGIA INTERNA DI UN GAS PERFETTO

Per un gas perfetto monoatomico, l'energia interna è la somma delle energie cinetiche traslazionali delle sue molecole. Per ogni molecola, l'energia cinetica media dipende solo dalla temperatura ed è pari a $\frac{3}{2} kT$. Per n moli:

$$E_{\text{int}} = (nN_A) \left(\frac{3}{2} kT \right) = \frac{3}{2} nRT$$

Nel caso di gas costituiti da molecole biatomiche i due atomi della molecola sono a distanza fissata ed alla energia cinetica totale contribuiscono anche due termini rotazionali per un totale di 5 gradi di libert : 3 traslazionali e 2 rotazionali.

Quando il numero di particelle e' elevato e vale la meccanica Newtoniana, a ciascuno dei gradi di libert  compete la stessa energia media, pari a $\frac{1}{2} kT$. Questo e' il teorema di equipartizione dell'energia di Maxwell

$$E_{\text{int}} = (nN_A) \left(\frac{5}{2} kT \right) = \frac{5}{2} nRT \quad \text{Molecole biatomiche}$$

$$E_{\text{int}} = (nN_A) \left(\frac{6}{2} kT \right) = 3nRT \quad \text{Molecole poliatomiche}$$

Capacita' termica di un gas ideale

Consideriamo un gas monoatomico ideale e supponiamo di trasferire ad esso una quantita' di calore Q senza varare il volume del gas.

Per il primo principio della termodinamica tale quantita' di calore variera' l'energia interna del gas e la sua temperatura:

$$Q = \Delta E_{\text{int}} = \frac{3}{2} nR\Delta T$$

Allora la **capacita' termica a volume** costante per un gas ideale e' data da:

$$C_v = Q/\Delta T = \frac{3}{2} nR$$

E dunque per il calore specifico di una mole a volume costante si avra':

$$c_v = C_v/n = \frac{3}{2} R$$

Analogamente per i gas biatomici e poliatomici:

$$c_v = C_v/n = \frac{5}{2} R$$

molecole biatomiche

$$c_v = C_v/n = 3 R$$

molecole poliatomiche

Capacita' termica di un gas ideale

Se la trasformazione di un gas perfetto avviene a pressione costante allora

$$Q - L = \Delta E_{\text{int}}$$

Dove $L = p(V_f - V_i) = nR\Delta T$ e $\Delta E_{\text{int}} = \Delta E_{\text{int (V=costante)}} + \Delta E_{\text{int (T=costante)}} = \Delta E_{\text{int (V=costante)}}$

$$Q = \Delta E_{\text{int}} + L = \Delta E_{\text{int (V=costante)}} + nR\Delta T = C_v \Delta T + nR\Delta T$$

Allora la **capacita' termica a pressione** costante per un gas ideale e' data da

$$C_p = Q/\Delta T = C_v + nR$$

E dunque per il **calore specifico di una mole a pressione** costante si avra':

$$c_p = C_p / n = c_v + R$$

Dunque:

$$c_p = 3/2 R + R = 5/2 R$$

molecole monoatomiche

$$c_p = 5/2 R + R = 7/2 R$$

molecole biatomiche

$$c_p = 3 R + R = 4 R$$

molecole poliatomiche

SI DEFINISCE CALORE L' ENERGIA CHE VIENE TRASFERITA TRA UN SISTEMA E IL SUO AMBIENTE A CAUSA DELLA DIFFERENZA DI TEMPERATURA FRA ESSI

Il calore si misura pertanto in Joule nel SI.

E' ancora in uso la CALORIA (definita come la quantità di calore necessaria ad innalzare la temperatura di 1 g di acqua da 14.5 a 15.5 °C), che equivale a 4.186 J

Si definisce CAPACITA' TERMICA di un oggetto la costante di proporzionalità tra una certa quantità di calore e la variazione di temperatura che tale calore produce nell' oggetto.

$$Q = C(T_f - T_i)$$

Si definisce CALORE SPECIFICO la capacità termica per unità di massa:

$$Q = cm(T_f - T_i)$$

Si definisce CALORE SPECIFICO MOLARE, il calore specifico riferito ad una mole di una data sostanza ($1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23}$ unità elementari)

E' importante conoscere anche le condizioni sotto cui è avvenuto il trasferimento di calore (volume costante, pressione costante)

Si definisce CALORE LATENTE, la quantità di calore per massa unitaria che deve essere trasferita affinché un campione subisca un cambiamento di fase completo.

CALORE LATENTE DI EVAPORAZIONE: fasi liquide e gassose

CALORE LATENTE DI FUSIONE: fasi solida e liquida

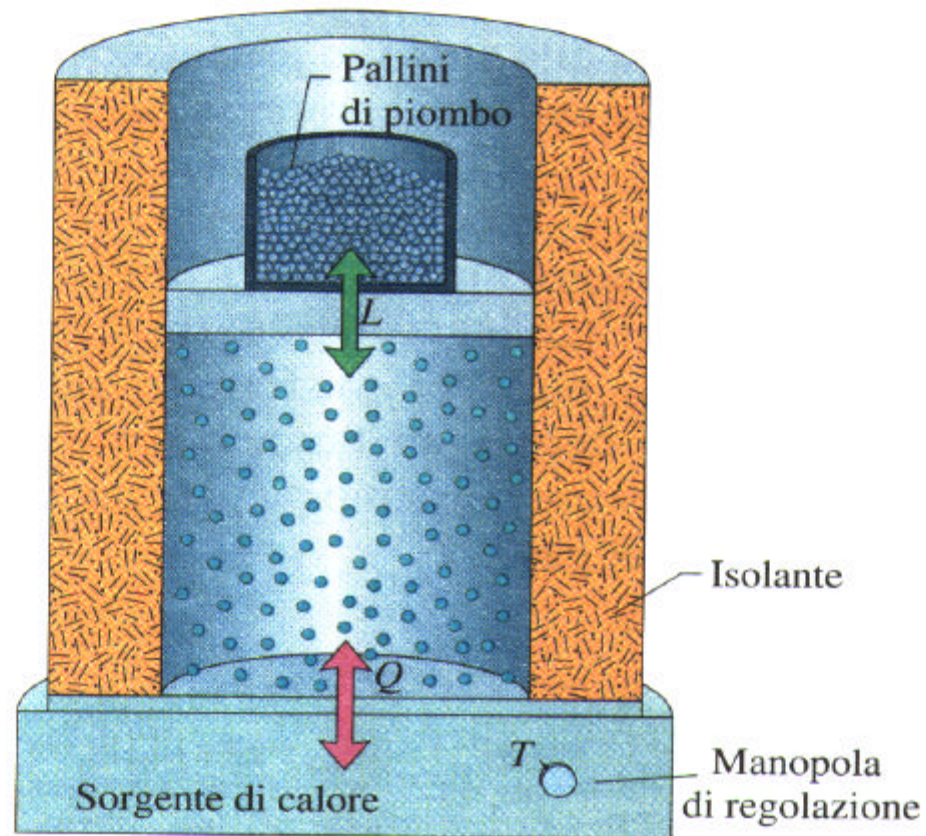


FIGURA 19-12 Un gas è confinato in un cilindro con un pistone mobile. Regolando la temperatura T del serbatoio di calore si può fornire o assorbire calore dal gas. Sollevando o abbassando il pistone il gas compie il lavoro L .

LAVORO. Lo scambio di energia tra un sistema e l'ambiente avviene anche attraverso il lavoro. Facendo riferimento alla figura, attribuiamo convenzionalmente segno positivo al lavoro che il gas compie per innalzare il pistone mobile, negativo se il gas permette al pistone di scendere.

Se una forza $\mathbf{F}$ diretta verso l'alto provoca l'innalzamento ds del pistone, $\mathbf{F}$ può essere considerata costante e il lavoro differenziale dL compiuto dal gas è:

$$dL = \overline{F} \bullet d\overline{s} = pA ds = p dV$$

Per una variazione finita di volume da V_i a V_f

$$L = \int dL = \int_{V_i}^{V_f} p dV$$

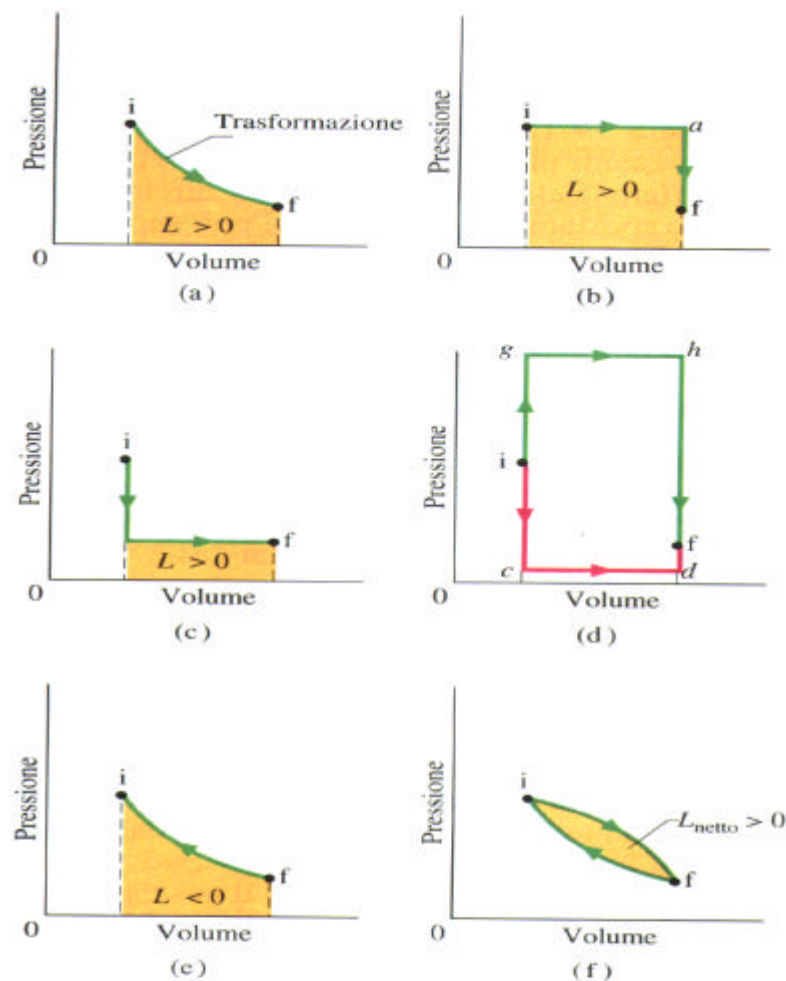


FIGURA 19-13 (a) Il sistema della figura 19-12 va da uno *stato iniziale* «i» a uno *stato finale* «f» per mezzo di una *trasformazione termodinamica*. L'area indicata con L rappresenta il lavoro compiuto *dal* sistema durante questo processo. Il lavoro è positivo, perché la trasformazione nel grafico procede verso destra. (b) Un'altra trasformazione che congiunge gli stessi due stati; ora il lavoro è maggiore di quello in (a). (c) Ancora un altro processo, che richiede meno lavoro (positivo). (d) Può essere compiuto un lavoro tanto piccolo quanto si vuole (percorso *icdf*), o tanto grande quanto si vuole (percorso *ighf*). (e) Quando il volume viene ridotto (mediante qualche forza esterna), il lavoro compiuto *dal* sistema è negativo. (f) Il lavoro totale compiuto da un sistema durante un ciclo (chiuso) è rappresentato dall'area racchiusa, che corrisponde alla differenza tra le aree sottese dalle due curve che costituiscono il ciclo.