

- L'ENERGIA INTERNA, L'ENERGIA TERMICA
E IL CALORE

In meccanica abbiamo visto che un corpo che si muove nello spazio traslato o rotato possiede una certa energia meccanica associata con il suo moto macroscopico. D'altra parte, sappiamo anche che il corpo è costituito da atomi e molecole che possono interagire con forze di natura elettrica. Inoltre gli atomi sono, a loro volta costituiti da particelle più piccole (protoni, neutroni ed elettroni) tenuti insieme da forze elettriche e nucleari. Ci sarà perciò un' energia interna associata con queste complesse interazioni. Con il termine ENERGIA INTERNA intendiamo, perciò, qualunque forma di energia del sistema preso e che è microscopicamente ferma. Per quanto visto nella lezione precedente, una parte dell' energia interna sarà legata all' energia cinetica caotica associata con il moto disordinato delle molecole. Questa parte di energia è direttamente proporzionale alla temperatura T e viene detta ENERGIA TERMICA.

Abbiamo visto in precedenza che se si hanno due corpi a temperature diverse T_1 e T_2 che vengono posti in contatto (contatto termico), il corpo più caldo tende a raffreddarsi mentre quello più freddo tende a riscaldarsi finché essi raggiungono una temperatura T^* compresa fra T_1 e T_2 e uguale per entrambi i corpi (equilibrio termico). L'esempio fatto nella lezione precedente ci permette di intuire facilmente perché ciò accade.



Infatti, se ad esempio $T_2 > T_1$, ciò significa che la energia media delle molecole del corpo a temperatura T_2 è maggiore di quella del corpo a temperatura T_1 . Ma allora le molecole dei due corpi che si trovano a contatto ~~che~~ che si urtano in continuazione si scambiavano energia. Nell'urto, le molecole del corpo più freddo tendevano mediamente ad acquistare un'energia maggiore mentre quelle del corpo più ~~freddo~~ tendevano a cedere una parte della loro energia (l'energia si conserva). Il processo potrà raggiungere un'equilibrio solamente quando i due corpi hanno raggiunto la stessa temperatura e, quindi, le molecole posseggono la stessa energia cinetica media. In questo processo, quindi, una certa quantità di energia interna è stata trasferita dal corpo più caldo a quello più freddo.

La quantità di energia ^{termica} trasferita dal corpo più caldo a quello più freddo viene detta CALORE.
 Dunque il CALORE È L'ENERGIA CHE SI TRASFERISCE DA UN CORPO AD UN ALTRO A CAUSA DELLA DIFFERENZA DI TEMPERATURA

- UNITÀ DI CALORE

Per quanto visto sopra, il calore è legato all'energia trasferita da un corpo ad un altro, dunque la sua unità SI sono il Joule (J). Storicamente, però, l'equivalenza fra il calore e il lavoro è stata dimostrata sperimentalmente nel 1843 dal fisico inglese Joule. Per tale motivo l'unità di misura del calore adottata inizialmente ^(prima del 1843) e tuttora usata da molti è LA CALORIA (cal).
 La caloria è definita come la quantità di calore necessaria per aumentare da 14.5°C a 15.5°C la temperatura di un grammo di acqua a pressione atmosferica.

XXVI ②

Accurate misurazioni effettuate da Joule nella prima metà dell'800 e poi ripetute da molti altri ricercatori hanno dimostrato che una caloria è pari a

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J} \quad (1)$$

La relazione (1) viene detta EQUIVALENTE MECCANICO DEL CALORE. La caloria così definita viene detta piccola caloria per distinguerla da un'altra unità spesso utilizzata detta grande caloria o Caloria (con la "C" maiuscola) che corrisponde a 1 Kilocaloria. La grande caloria è quella che viene usata comunemente per indicare il contenuto calorico dei cibi (nelle diete). Si noti che l'energia associata con una "Kilocaloria" è piuttosto elevata ($4.186 \times 10^3 \text{ J}$) e il contenuto energetico in un pasto tipico è tipicamente dell'ordine di 1000 Calorie, cioè $4.186 \times 10^6 \text{ J}$. Questo è un valore veramente elevato. Per renderci conto di ciò, ad esempio, possiamo calcolare quale è il lavoro fatto da una persona di peso 70 kg che sale in cima ad una montagna alta 3000 m.

$$L = 70 \times 9.8 \times 3000 \text{ J} = 2,06 \times 10^6 \text{ J}$$

che corrisponde a meno di 500 Calorie.

- LA CAPACITÀ TERMICA DEI CORPI E IL CALORE SPECIFICO.

Per aumentare la temperatura di un corpo, basta metterlo in contatto con un corpo a temperatura più elevata. In queste condizioni una certa quantità di calore viene trasferita dal corpo caldo a quello più freddo. Ad esempio, prendo in mano un recipiente contenente acqua nel fornello e mi accendo il gas, una certa quantità di calore viene trasferita dal gas caldo all'acqua che aumenta la sua temperatura di una quantità ΔT .

XXVII 2'

Sperimentalmente si trova che, per un dato materiale di massa m , la quantità di calore richiesta per innalzare la sua temperatura di una piccola quantità ΔT è proporzionale alla massa del corpo e a ΔT , cioè:

$$Q = c m \Delta T \quad (2)$$

dove c è una costante di proporzionalità che dipende dal tipo di materiale (acqua, vetro...) e, anche, in generale, dalla temperatura iniziale T . La relazione (2) è tanto più precisa quanto più ΔT è piccolo.

Quindi essa diventa esatta nel limite $\Delta T \rightarrow 0$, cioè se sostituiamo ΔT infinitesimo dT a $\Delta T \Rightarrow$

$$dQ = c m dT \quad (3)$$

Il coefficiente di proporzionalità c viene detto CALORE SPECIFICO ed è, quindi definito, come

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT} \quad (4)$$

La relazione (3) è valida anche quando un corpo riduce la sua temperatura di una quantità dT ($dT < 0$). In questo caso, la quantità di calore assorbita dal corpo è ($dQ < 0$) negativa, cioè il calore è, in realtà, ceduto dal corpo.

Quindi $Q > 0$ significa che il calore è assorbito, mentre $Q < 0$ significa che esso è ceduto dal corpo.

Come sarà chiaro nel seguito, il calore specifico, oltre a dipendere in generale dalla temperatura iniziale $c = c(T)$, dipende anche da altre condizioni come, ad esempio, il fatto che il corpo venga mantenuto a pressione o a volume costante. Questa differenza è, però, normalmente trascurabile nei solidi e nei liquidi e diventa importante solamente nei gas.

Per come è stata definita la calorìa, si deduce che il XXVII ③
 calore specifico dell'acqua a 15°C è $c_a = 1 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$, valore
 che varia poco al variare della temperatura. Il calore
 specifico della maggior parte dei solidi (metalli comuni, vetro, legno,
 marmo...) e dei liquidi è minore di quello dell'acqua ed è
 compreso nell'intervallo $0.1 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C} \leftrightarrow 0.9 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$. Il
 ghiaccio, ad esempio, ha
 un calore specifico $c_g \approx 0.5 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$, cioè circa la metà di quello
 dell'acqua.

Un concetto strettamente connesso con il calore specifico
 è la CAPACITÀ TERMICA C_T di un corpo, cioè la quantità
 di calore necessaria per innalzare di 1°C la temperatura del
 corpo. Dunque

$$C_T = \frac{dQ}{dT} \quad (5)$$

Combinando la (5) con la (4), si trova $C_T = m c$, dunque la
 capacità termica è tanto più alta quanto più grande è la massa
 e il calore specifico del corpo. Corpi aventi una capacità termica
 elevata tendono a mantenere costante la loro temperatura (non
 necessariamente quantità di calore molto elevate per far variare la
 loro temperatura). Questo è il motivo, ad esempio, per cui
 il clima è più temperato, cioè presenta minori escursioni
 termiche, in località vicine al mare. Il mare, infatti, possiede
 una massa enorme e un calore specifico particolarmente alto
 e tende, perciò, a variare di poco la propria temperatura.

EQUILIBRIO TERMICO FRA CORPI IN CONTATTO

Abbiamo detto che due corpi a temperature T_1 e T_2 ,
 con $T_2 > T_1$, tendono a raggiungere una temperatura di
 equilibrio T^* intermedia ($T_1 < T^* < T_2$) se vengono
 posti in contatto termico. Il tempo necessario per raggiunge-
 re la situazione finale di equilibrio viene detto TEMPO
DI RILASSAMENTO TERMICO e dipende dalla "velocità" con
 cui il calore passa da un corpo all'altro cioè dalle "bontà"
 del contatto termico fra i corpi. Ad esempio, se i due corpi

Si "toccano" solo in una piccola regione la superficie con cui viene scambiato il calore sarà certamente minore che nel caso in cui il contatto avvenga su una superficie ampia.

Adesso vogliamo vedere come si fa a calcolare la temperatura di equilibrio T^* se sono note le caratteristiche fisiche dei due corpi: le temperature iniziali T_1 e T_2 , le masse m_1 e m_2 e i calori specifici c_1 e c_2 .

Consideriamo due corpi in contatto fra di loro ma isolati termicamente dall'ambiente esterno. In modo tale che il calore (positivo o negativo) che arriva sui due corpi dall'esterno è del tutto trascurabile rispetto al calore scambiato fra i corpi.

Un isolamento totale è praticamente realizzabile (c'è sempre uno scambio di calore con l'esterno), comunque un accorgimento ragionevole si può raggiungere mettendo i due corpi all'interno di un contenitore chiuso la cui pareti sono costituite da un isolante termico, cioè un materiale che condurrà poco il calore, come, ad esempio, il polistirolo espanso o il tifo.

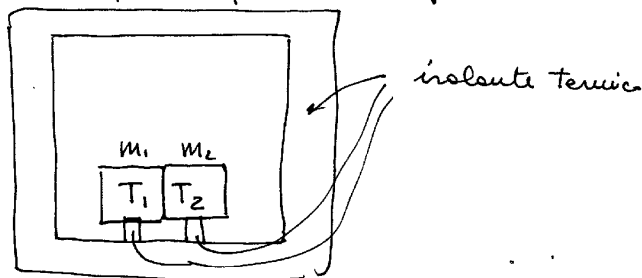


figura 1

In queste condizioni possiamo assumere che il calore totale Q che arriva sui due corpi di massa m_1 e m_2 dall'esterno durante il tempo di rilassamento sia $Q = 0$ (SISTEMA ISOLATO TERMICAMENTE). Nel contatto fra i corpi di massa m_1 e m_2 , il corpo più caldo si raffredderà, dunque, ciò significa che esso cederà dell'energia termica a quello più freddo. Poiché l'energia termica totale che arriva dall'interno dei due corpi ($m_1 + m_2$) dall'esterno è $Q = 0$, per la conservazione dell'energia, si deve concludere

che l'energia totale del sistema dei due corpi deve restare invariata, cioè il calore ceduto dal corpo caldo deve essere uguale a quello assorbito dal corpo freddo.

Se indichiamo con Q_2 il calore assorbito dal corpo caldo, allora il calore ceduto dal corpo caldo sarà $-Q_2$.

Dunque, indicando con Q_1 il calore assorbito dal corpo freddo, deve valere la relazione:

$$-Q_2 = Q_1 \quad \Rightarrow \quad Q_1 + Q_2 = 0 \quad (6)$$

Ciò è la somma dei calori assorbiti dai corpi in contatto deve essere uguale a zero.

D'altra parte, per la (2) sappiamo che il calore assorbito dai due corpi per passare dalle temperature iniziali T_1 e T_2 a quella finale di equilibrio T^* è

$$Q_1 = m_1 c_1 (T^* - T_1) \quad ; \quad Q_2 = m_2 c_2 (T^* - T_2) \quad (7)$$

Sostituendo queste espressioni nella (6) si ottiene

$$m_1 c_1 (T^* - T_1) + m_2 c_2 (T^* - T_2) = 0 \quad (8)$$

$$\Rightarrow \quad \boxed{T^* = \frac{m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2}{m_1 c_1 + m_2 c_2}} \quad (9)$$

Si dimostra facilmente che T^* è compreso fra la temperatura minore e quella superiore T_2 . Lo studente faccia la dimostrazione per esercizio (suggerimenti: $T_2 = T_1 + \Delta T$ con $\Delta T > 0$ e $T_2 = T_1 - \Delta T$ con $\Delta T = T_2 - T_1 \geq 0$).

Se i corpi in contatto sono più di uno, la temperatura finale si ottiene ancora ricorrendo alla condizione che il calore totale assorbito deve essere nullo (IL SISTEMA È ISOLATO TERMICAMENTE)

$$\boxed{Q_1 + Q_2 + \dots + Q_N = 0} \quad (10)$$

dove Q_1, Q_2, \dots, Q_N sono i calori assorbiti dai singoli corpi in contatto.

XXVII 4'

I risultati precedenti sono stati ottenuti assumendo che i corpi in contatto siano isolati dall'esterno. In questo caso, il calore totale Q che arriva nel sistema dall'esterno è $Q=0$ e, quindi, vale la (10). Se, invece, dall'esterno arriva nel sistema una quantità di calore Q nota, allora vale l'equazione più generale

$$Q = Q_1 + Q_2 + \dots + Q_N \quad (11)$$

dove Q è il calore totale apportato dal sistema.

Il calore rappresenta l'energia che viene trasferita da un corpo ad un altro a causa della loro diversa temperatura. Un corpo può, però, acquistare energia e, quindi, riscaldarsi anche se non viene posto in contatto termico con un'altro corpo-puntale vi sia un trasferimento di energia di tipo di esso. Alcuni esempi sono:

1) È noto che, se si sfregano le mani l'una contro l'altra si ha un aumento della loro temperatura. In questo caso l'aumento di temperatura è dovuto al fatto che la forza di attrito agente nelle mani compie un lavoro che va ad aumentare l'energia interna delle mani e, quindi, la temperatura.

2) Una persona che sta sdraiata nella sabbia a "prendere" il sole si riscalda. In questo caso l'aumento di temperatura è dovuto al fatto che la radiazione luminosa trasporta energia. Quando la radiazione arriva nel corpo, essa viene assorbita e, così, una energia viene acquistata dal corpo sotto forma di energia termica.

3) Quando facciamo uscire il gas dal focolare, la temperatura del gas non è elevata. Se, però, avviciniamo un fiammifero acceso, si crea una reazione chimica di ossidazione che dà luogo ad un nuovo composto chimico e, contemporaneamente, libera una certa quantità di energia che si traduce in un aumento della temperatura del gas. In questo caso è l'energia chimica che si è trasformata in energia termica.

CALORE LATENTE E TRANSIZIONI DI FASE

Abbiamo visto che il calore che fluisce da un corpo ad un altro più freddo corrisponde ad un passaggio di energia con conseguente aumento dell'energia interna del corpo più freddo. Nella maggior parte dei casi, ad un assorbimento di calore di un corpo corrisponde un aumento della sua energia termica associata con il moto di agitazione delle sue molecole e, dunque, un aumento della temperatura del corpo data dall'eq. (2). Esistono, però, alcuni casi particolari in cui il calore assorbito non va ad aumentare la temperatura del corpo, cioè l'agitazione molecolare, ma altre forme di energia interna. Questo avviene quando la sostanza considerata compie una TRANSIZIONE DI FASE DI PRIMA SPECIE. Possiamo, nel seguito, a descrivere in maggior dettaglio le transizioni di fase. I casi più noti di transizioni di fase sono quelli in cui un solido cristallino si trasforma in un liquido (fusione) (la transizione inversa liquido-solido cristallino viene detta cristallizzazione) e quello in cui un liquido si trasforma in gas (ebollizione) (la trasformazione inversa si dice condensazione). Queste trasformazioni, per una finzione pensata estrema, avvengono ad una temperatura ben definita detta temperatura di transizione. Ad esempio, il ghiaccio a pressione atmosferica fonde a 0°C e l'acqua bolle a 100°C . Supponiamo, ad esempio di avere una certa quantità di ghiaccio a pressione atmosferica e di metterlo in contatto con un corpo a temperatura più alta (ad esempio la fiamma del fornello). In queste condizioni, al passare del tempo, una certa quantità di calore Q (crescente nel tempo) passerà dalla fiamma al ghiaccio. Supponiamo, ad esempio, che la temperatura iniziale del ghiaccio sia -20°C . La temperatura del ghiaccio, inizierà, però a crescere non manco che il calore fluisce, secondo la relazione $Q = c_p m \Delta T$ → dove $c_p \approx 500 \text{ Cal/kg}^\circ\text{C}$ è il calore specifico del ghiaccio. Quando, però, si avvicina la temperatura di transizione ghiaccio-acqua di 0°C , si osserva un fenomeno curioso. Al passare del tempo, cioè all'aumentare del calore Q trasferito, la temperatura del ghiaccio non cambia e resta fissa a 0°C ma, contemporaneamente una parte, via via crescente, di ghiaccio fonde.

XXVII 5'

Questa situazione in cui coesistono insieme parti di solido (FASE solida) e liquida (FASE liquida) viene detta REGIONE DI COESISTENZA. In questa regione, il calore Q che viene fornito dal sistema non si traduce in un aumento di temperatura. Sperimentalmente si trova che, se si vuole per sciogliere ^{intrinsecamente} una massa m di ghiaccio, si deve fornire una quantità di calore che è proporzionale alla massa m , cioè

$$Q_f = m L_f \quad (12)$$

dove L_f è un coefficiente di proporzionalità che viene detto CALORE LATENTE DI FUSIONE e che corrisponde al calore necessario per fondere l'unità di massa (1kg) (L_f si misura in cal/kg)

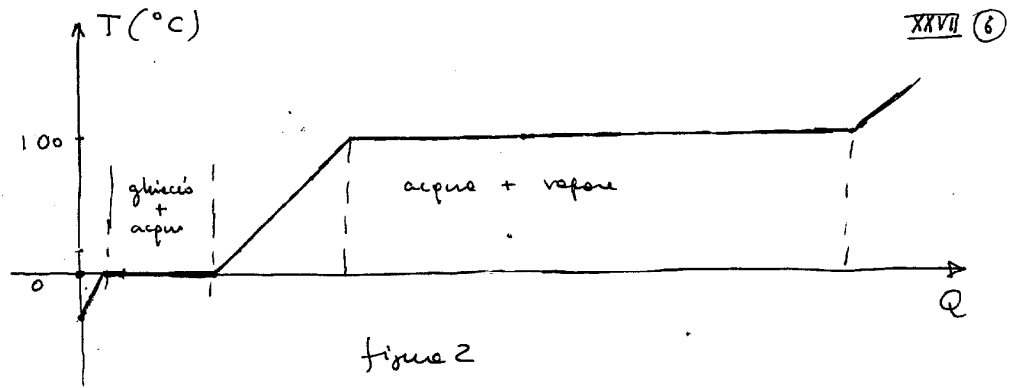
Quando tutto il ghiaccio si è trasformato in acqua, cioè quando il calore fornito dal ghiaccio a 0°C è pari a Q_f in eq. (12), allora l'acqua inizia, momentaneamente, ad aumentare la propria temperatura secondo la legge $Q = c_a m \Delta T$ con $c_a \approx 1000 \text{ cal/kg}^\circ\text{C}$. Quando si arriva alla temperatura $T = 100^\circ\text{C}$ di transizione fra acqua e vapore d'acqua, si ripresenta la stessa fenomenologia, cioè al posto del tempo una parte dell'acqua si trasforma in vapore finché tutta l'acqua è evaporata quando il calore fornito dall'acqua è pari a

$$Q_e = m L_v \quad (13)$$

dove L_v è detto CALORE LATENTE DI VAPORIZZAZIONE e viene misurato in cal/kg . In totale, se si vuole riscaldare una massa m di ghiaccio a partire da una temperatura $T_1 < 0^\circ\text{C}$ fino alla completa evaporazione si deve fornire una quantità di calore complessiva:

$$Q_{\text{tot}} = c_g m (0^\circ - T_1) + m L_f + c_a m (100^\circ - 0^\circ) + m L_e \quad (14)$$

In figura 2 è rappresentato schematicamente, l'andamento della temperatura T del sistema in funzione del calore fornito. OSSERVAZIONE: nella scrivere la (14) abbiamo assunto che c_g e c_a non variano con la temperatura.



Dopo che tutta l'acqua si è trasformata in vapore, se si continua a fornire calore, il vapore inizia ad aumentare la sua temperatura secondo la legge $Q = c_v m \Delta T$ dove c_v è il calore specifico del vapore alla pressione di lavoro.

I comportamenti sopra descritti indicano chiaramente che, alla temperatura di transizione, il calore fornito non va ad aumentare l'energia cinetica associata con l'energia cinetica di agitazione ma si deve, perciò, trasformare in una altra forma di energia interna. Per comprendere cosa realmente accade dobbiamo, perciò, cercare di capire quale è la differenza a livello di organizzazione molecolare fra un solido cristallino, un liquido e un vapore. In un solido cristallino le molecole sono disposte nello spazio in un reticolo regolare. Se la temperatura ASSOLUTA fosse $T=0K$, secondo il modello classico, le molecole sarebbero ferme e... l'unica energia da esse posseduta sarebbe l'energia potenziale dovuta all'esistenza di forze attrattive fra di loro (le forze devono essere necessariamente attrattive altrimenti le molecole non potrebbero stare vicine ma tenderebbero ad allontanarsi e, quindi, la FASE SOLIDA non sarebbe possibile). In queste condizioni ($T=0K$), le molecole tendono a disporsi ordinatamente nello spazio in quella configurazione che rende minimo l'energia di interazione, cioè nella posizione di equilibrio meccanico del sistema. All'aumentare della temperatura, le molecole acquistano una certa energia cinetica di agitazione cinetica

e iniziano a vibrare attorno alle loro posizioni di equilibrio con una ampiezza media crescente al crescere della temperatura. In questo caso, il calore assorbito si trasforma in energia cinetica e energia potenziale delle molecole. Alla transizione di fase da solido cristallino a liquido, il sistema evidenzia una brusca variazione della sua organizzazione molecolare. A tale temperatura, infatti, l'ampiezza termica diventa talmente elevata che le molecole hanno una energia sufficiente a sfuggire dalle posizioni di minima energia in cui erano confinate e, perciò, possono muoversi liberamente nel mezzo da un punto ad un altro per riuscendo sempre a stretto contatto l'una con l'altra. Infatti, alla transizione solido-liquido si ha in generale ^(transizione nell'acqua) un brusco aumento ΔV del volume occupato dal materiale, ma la variazione relativa di volume $\Delta V/V$ è molto piccola (la densità del liquido e del solido è pressoché la stessa). Questa osservazione sperimentale indica chiaramente che le distanze medie fra le molecole crescono, ma di poco, alla transizione. Poiché la configurazione del solido a $T = T_D$ corrisponde al sistema di molecole nelle posizioni di minima energia potenziale, allora quella del liquido con le molecole ancora molto vicine ma distribuite casualmente nello spazio (vedi figura 3 b) dovrà necessariamente corrispondere ad una energia potenziale totale maggiore di quella del solido. Dunque, per passare dalla fase ~~solida~~ a quella liquida, è necessario fornire al sistema una certa quantità di energia corrispondente al lavoro necessario per portare le molecole dalle posizioni di equilibrio (cristallo) alle posizioni di non equilibrio (liquido). Dunque, l'energia interna del sistema aumenta anche se la velocità media delle molecole nelle due fasi alla temperatura di transizione resta la stessa (la temperatura è la stessa). È utile ricordare i valori caratteristici di L_f e L_v per l'acqua:

$$L_f(0^\circ\text{C}) = 3.33 \times 10^5 \text{ J/kg}, \quad L_v = 2.26 \times 10^6 \text{ J/kg}$$

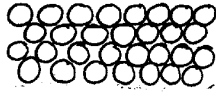


figura 3 a

Schema di cristallo "ideale" ($T=0^{\circ}K$)
 le molecole si trovano in posizioni regolari corrispondenti alle posizioni di minima energia (posizioni di equilibrio meccanico)

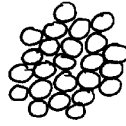


figura 3 b.

Liquido

le molecole sono ancora molto vicine (a contatto) ma le loro posizioni spaziali non sono distribuite in modo regolare e non corrispondono a punti di equilibrio meccanico.

Nello stesso modo si spiega la transizione liquido-gas. In questo caso, nella fase liquida le molecole si trovano praticamente a contatto, mentre nella fase gassosa esse si trovano ad una distanza media molto maggiore delle dimensioni molecolari. Questo è testimoniato sperimentalmente dal fatto che il volume occupato dal liquido e dal gas sono ben diversi. Dunque, alla transizione si ha una variazione brusca del volume ΔV con $\frac{\Delta V}{V}$ non piccolo. Nel gas le forze di interazione fra le molecole sono trascurabili mentre nel liquido le forze di attrazione, responsabili per l'esistenza stessa della fase liquida (sono queste forze che corrispondono alle molecole di allontanarsi) sono importanti. Per poter trasformare un liquido in un gas bisognerà perciò compiere un lavoro contro le forze di attrazione, cioè fornire una quantità di energia sufficiente.

Per come abbiamo discusso i fenomeni precedenti, risulta evidente che, se si fanno avvenire le transizioni di fase in senso contrario, si deve assorbire una certa quantità di calore dal mezzo in esame. Ad esempio, quando un liquido si trasforma in solido (alla stessa temperatura critica a cui il solido si trasformava in liquido), la sua energia potenziale diminuisce e ciò è possibile solamente se essa viene portata via dal sistema. Dunque, in queste condizioni, il sistema deve cedere calore, o, in altre parole deve assorbire un calore negativo pari a $Q = -m L_f$ (vedi eq. (12)).

Per questo fatto detto, la variazione di distanza media fra le molecole che si ha alla transizione solido-gas è molto minore di quella che si verifica alla transizione liquido-gas. Per tale motivo il calore latente di fusione è in genere minore di quello di vaporizzazione (tipicamente c'è una differenza di un ordine di grandezza). Ciò risulta evidente, ad esempio, se si confronta il calore di fusione del ghiaccio $L_f = 3.3 \times 10^5 \text{ J/kg}$ con quello di vaporizzazione dell'acqua $L_v = 2.26 \times 10^6 \text{ J/kg}$.