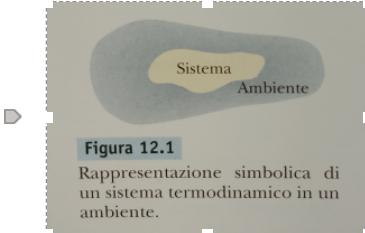


Termodinamica 1 (Introduzione)

giovedì 27 marzo 2025 13:33

Prima di studiare questa branca della fisica, facciamo un breve ripasso : nella meccanica abbiamo studiato il moto di un punto o di una serie di punti (corpo rigido), ricordandoci che il lavoro compiuto dalle forze agenti è uguale alla variazione di energia cinetica. Inoltre se in presenza di forze conservative il lavoro viene espresso attraverso il teorema dell'energia meccanica (cinetica + potenziale) : **principio della conservazione dell'energia meccanica**. Invece se agiscono forze non conservative (dissipative) non si ha la conservazione dell'energia, ma una diminuzione. Facciamo ora il parallelismo con la **termodinamica**: ovvero andiamo ad esaminare il **bilancio energetico** di un processo fisico, estendendo l'indagine a scambi di energia. Prima però andiamo a contestualizzare : per **sistema termodinamico** si intende un sistema continuo di elementi dell'ordine di $N=6.022 \cdot 10^{23}$ atomi (numero di Avogadro) e di questo studieremo le **trasformazioni** che il sistema può subire e gli scambi energetici che ne risultano con l'ambiente circostante. Vediamo ora che cosa è : **per sistema termodinamico si intende una porzione del mondo che può essere costituita da una o più parti; mentre per ambiente (circostante) intendiamo quell'insieme che può essere costituito da una sola (più) parte(parti) con cui il sistema può interagire.** L'insieme di queste due parti si chiama **universo termodinamico**. Vediamo ora 3 situazioni riguardanti l'interazione tra sistema termodinamico ed ambiente : **sistema aperto**: in questo tipo di interazione tra il sistema ed ambiente avvengono scambi di energia e materia, **sistema chiuso**: in questo tipo di interazione tra il sistema ed ambiente avvengono solo scambi di energia (quindi non di materia), **sistema isolato**: in questo tipo di interazione non avvengono né scambi di energia e né di materia. In dettaglio :



Ricordiamoci che : **un universo termodinamico di questo tipo viene considerato isolato**.

Un sistema di questo tipo viene descritto tramite un numero ridotto di grandezze fisiche misurabili (coordinate) le quali vengono riferite come **variabili termodinamiche volume, pressione, temperatura, massa, concentrazione, densità ecc ecc**). Notiamo però che alcune variabili termodinamiche esprimono una proprietà globale del sistema (estensive/additive) mentre altre esprimono proprietà locali (intensive/non additive).

Analogamente alla cinematica con le equazioni del moto per descrivere cosa succede, qui si usano le **equazioni di stato**. Per descrivere lo stato di un sistema si fa riferimento allo **stato termodinamico**, il quale non è in generale riferibile in modo preciso come quello meccanico. Questo stato viene detto **di equilibrio** se le variabili termodinamiche che lo descrivono sono costanti nel tempo; le variabili quindi di questo stato di equilibrio vengono riferite come **variabili di stato**. Ma prima di andare in dettaglio, vediamo che per avere al condizione di equilibrio termodinamico devono essere realizzati contemporaneamente :

1. **Equilibrio meccanico**: equilibrio di forze e momenti come già studiato in meccanica
2. **Equilibrio chimico**: non avvengono reazioni/trasformazioni chimiche o trasferimenti di un componente del sistema entro il sistema stesso
3. **Equilibrio termico**: la temperatura è la stessa ovunque.

Più in generale se si parla di equilibrio con ambiente se che esiste equilibrio tra le forze macroscopiche (agenti da esterno sul sistema) e quelle sviluppate dal sistema; inoltre la temperatura del sistema (se non isolato termicamente) è uguale a quella ambiente. Quindi in uno stato di equilibrio si ha una precisa relazione tra le coordinate termodinamiche : **equazione di stato** come per esempio : pressione P , volume V , temperatura T si ha : $f(P,V,T)=0$ oppure $P=P(V,T)$ oppure $V=V(P,T)$ oppure $T=T(P,V)$. In generale se si ha a che fare con due fasi diverse e vi è un'evoluzione dal primo stato al secondo si parla di **trasformazione**

termodinamica del sistema. Può capitare però la situazione nella quale avvengono trasformazioni infinitesime : ovvero le coordinate degli stati differiscono tra loro di quantità infinitesime (valori molto vicini). Nota : **le variabili indipendenti che cambiano durante una trasformazione sono le coordinate termodinamiche ed il tempo non compare esplicitamente**.

Finora abbiamo parlato di equilibrio termico, ma in modo generale, ma ora andiamo a vedere nel dettaglio : per equilibrio termico si intende quando due corpi a temperature diverse, messi in contatto, raggiungono la stessa temperatura : quindi per **temperatura si intende l'indice di equilibrio termico tra due corpi**. Sperimentalmente si verifica il **principio dell'equilibrio termico**: se due sistemi A e B sono in equilibrio termico con un terzo sistema C $\rightarrow T_a = T_c$ e $T_b = T_c$ allora si ha $T_a = T_b$: **Princípio zero della termodinamica**.

Come si raggiunge però l'equilibrio termico? Dati due corpi vengono messi a contatto tramite una parete : se si ha l'uguaglianza delle temperature si ha a che fare con **una parete diatermica**; altrimenti si parla di **parete adiabatica**. Se un sistema è circondato da parti adiabatiche non è in contatto termico con altro sistema. Quindi riassumendo : la parete serve proprio per impedire o ritardare l'equilibrio termico. Nota : **se siamo in presenza di equilibrio termico non è detto che vi sia anche quello meccanico**.

Termodinamica 2 (Temperatura, termometri, scale termometriche)

giovedì 27 marzo 2025 14:55

Proviamo ora a dare una definizione operativa della Temperatura, ma prima occorre che siano realizzate due condizioni :

1. Deve esistere una grandezza X che caratterizza un fenomeno fisico e che varia con la temperatura. Questa grandezza fisica si chiama **caratteristica termometrica** e la temperatura è una funzione di X $\rightarrow \text{teta}(X)$ che prende il nome di **funzione termometrica**; per quanto riguarda invece il dispositivo che misura (fornisce valore della caratteristica termometrica) si chiama **termometro**.
2. Deve esistere un sistema in stato di equilibrio, ben definito e nel quale è possibile attribuire un valore arbitrario di temperatura : **punto fisso**, il quale è **il punto triplo dell'acqua** : stato nel quale ghiaccio, acqua e vapore acqueo sono in equilibrio termico.

Per punto fisso si intende quella temperatura pari a **273.16K(Kelvin)**, quindi in generale per esprimere una temperatura empirica di un qualsiasi termometro : $T = 273.16 \frac{X}{X_{\text{pt}}} K$. Abbiamo detto di come si misura una temperatura, ma non sappiamo quantificarla in modo opportuno: per fortuna in nostro soccorso ci arrivano le **scale termometriche**: particolare scale di misurazione che consentono di quantificare una temperatura: principalmente ce ne sono 3: **CELSIUS, FAHRENHEIT e KELVIN**. Nella prima (adottata da noi) il punto triplo (fusione del ghiaccio a pressione atmosferica) vale $0.01^{\circ}\text{C} > 273.15\text{K}$, mentre la seconda viene usata nei paesi anglosassoni. Per passare da una all'altra si usano queste conversioni :

$$\begin{aligned} T(^{\circ}\text{C}) &= T(\text{K}) - 273,15 \\ T(^{\circ}\text{F}) &= \frac{9}{5} T(\text{K}) - 459,67 \\ T(^{\circ}\text{F}) &= \frac{9}{5} T(^{\circ}\text{C}) + 32 \\ T(^{\circ}\text{C}) &= \frac{5}{9} T(^{\circ}\text{F}) - 32 \end{aligned}$$

Mentre per quanto riguarda le scale termometriche :

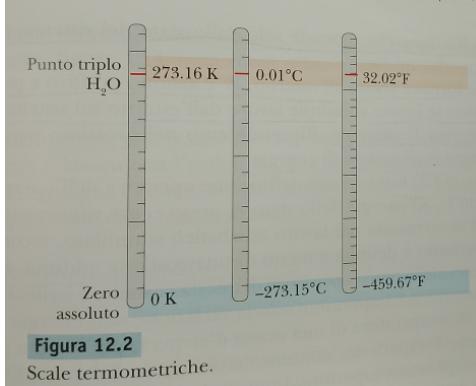


Figura 12.2

Scale termometriche.

Termodinamica 3 (Calore, Joule ,Primo principio termodinamico)

giovedì 27 marzo 2025 15:39

- Verso la metà del 1800 Joule condusse una serie di esperimenti , i quali avevano come scopo di fare aumentare la temperatura ma con procedimenti diversi , sempre con pareti adiabatiche . Ne fece 4 . Vediamoli:

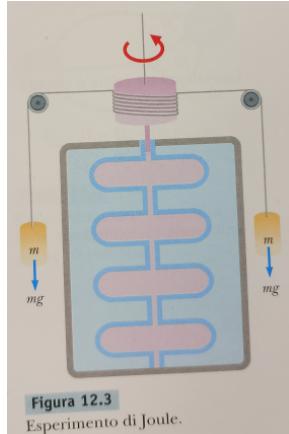


Figura 12.3
Esperimento di Joule.

1. Quindi in questo esperimento viene messo in rotazione un mulinello nell'acqua , spendendo il lavoro W_1 fornito dalla variazione dell'energia potenziale di due masse che scendono sotto il lavoro della forza peso. Le palette fisse in acqua ne impediscono la rotazione. Quindi l'acqua (agitata dal mulinello) viene riscaldata grazie all'attrito.
2. Viene immerso nell'acqua un conduttore di resistenza R percorso da corrente. Il lavoro W_2 è il lavoro per far circolare la corrente.
3. Viene compressa una certa quantità di gas, contenuta in un recipiente con pareti diatermiche, immerso nell'acqua. Il lavoro W_3 è il lavoro speso per comprimere il gas.
4. Vengono strofinati tra loro due blocchi di metallo e poi immersi nell'acqua. Il lavoro speso contro le forze di attrito è W_4 .

Quindi si nota che : il lavoro speso , a parità di massa d'acqua, è sempre proporzionale alla variazione di temperatura dell'acqua con stessa costante di proporzionalità: quindi il lavoro meccanico è lo stesso. Quindi basandoci su considerazioni dell'energia potenziale ed i presenza di forze conservative si arriva alla seguente relazione :

$$\vec{W}_{ad} = -\Delta U = U_m - U_f \rightarrow U \approx \text{energia}$$

Dove l'energia dipende solo dalle coordinate termodinamiche. Quindi più in generale : se possiamo ottenere lo stesso cambiamento di stato termodinamico dell'acqua (stessa variazioni di temperatura) , tramite scambio di calore o lavoro meccanico , possiamo scrivere una relazione tra il calore ed il lavoro :

$$Q = \Delta U \text{ ma } -\Delta U = \vec{W} \Rightarrow Q = -\vec{W}$$

In altre parole : il calore Q scambiato , senza lavoro esterno, per fare variare la temperatura di delta t di una massa d'acqua è uguale al lavoro W che deve essere speso , in condizioni adiabatiche, per ottenere la stessa variazione di temperatura. Riassumendo : esiste un meccanismo di scambio di energia che non comporta movimenti macroscopici il quale prende il nome di **scambio di calore** . Quindi quando mettiamo a contatto termico due sistemi a temperatura diversa l'**equilibrio termico viene raggiunto tramite uno scambio di energia sotto forma di calore**. Consideriamo ora un esempio più generico : un sistema che oltre a scambiare lavoro con ambiente circostante , ci scambi anche calore :

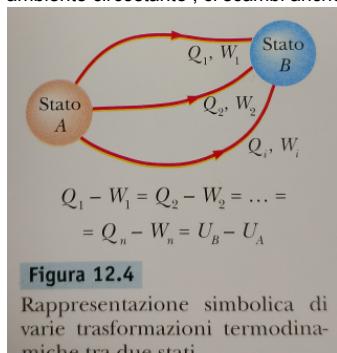


Figura 12.4

Rappresentazione simbolica di varie trasformazioni termodinamiche tra due stati.

Se un sistema compire una trasformazione dallo stato A allo stato B , scambiando calore ed e lavoro con ambiente, Q e W dipendono dalla trasformazione che congiunge i due stati

termodinamici , mentre la differenza $Q-W$ risulta indipendente dalla trasformazione. Quindi si arriva a :

$$\vec{Q} - \vec{W} = \Delta U \Rightarrow \vec{Q} = \Delta U + \vec{W}$$

Quindi questa formula prende il nome di **primo principio della termodinamica** : questo principio ci dice l'energia interna di un sistema termodinamicamente isolato è costante; in altre parole : **la variazione di energia interna di un sistema è uguale alla differenza tra il calore scambiato con ambiente (Q) ed il lavoro esercitato tra il sistema ed ambiente (W)**. Andiamo ora a discuterlo :

1. Le variazioni di energia interna (U) danno gli scambi energetici tra sistema ed ambiente. Dati due stati A e B è fissata la variazione di energia interna , si ha che se nulla allora il calore scambiato è uguale al lavoro
2. Se durante una trasformazione , fornisco energia ad un sistema, attraverso un lavoro meccanico , questa energia resta immagazzinata come energia interna , quindi può essere successivamente riutilizzata. Concettualmente sembrerebbe che potrebbe essere illimitata , ma praticamente no in quanto c'è il secondo principio della termodinamica.
3. Per energia non intendiamo quella cinetica e/o potenziale , ma quella legata a proprietà del sistema , ma bensì alla temperatura, pressione , volume ...
4. Questo primo principio mette in risalto l'esistenza di un meccanismo di scambio di energia (non esprimibile come lavoro meccanico) e prende il nome di **calore**

Nota : il calore ed il lavoro sono forme di scambio di energia. Tornando al primo principio della termodinamica : se la variazione di energia interna è nulla (U) , si ha che il calore ceduto è uguale al lavoro svolto : se $\Delta U=0 \rightarrow Q=W$ si parla di **trasformazione ciclica**. Se in presenza di trasformazione ciclica si ha che :

1. Se il sistema assorbe calore $Q>0$, $W>0$ allora si parla di **macchina termica**

2. Se il sistema cede calore $Q<0$, $W<0$ allora si parla di **macchina frigorifera**

Considerando trasformazioni infinitesime si arriva alla seguente conclusione : la variazione di energia interna è un differenziale esatto , mentre quello del lavoro e del calore no , in quanto calore e lavoro dipendono appunto dal tipo di trasformazione. Riassumendo:

$$\begin{aligned} d\vec{Q} &= d\vec{U} + d\vec{W} \\ \text{integrale} \quad \Downarrow \\ \Delta\vec{U} &= \int_A^B d\vec{U} \Rightarrow U_B - U_A \\ \rightarrow Q_{AB} &= \int_A^B d\vec{Q}; W_{AB} = \int_A^B d\vec{W} \quad \text{NON} \\ &\quad \text{differ.} \end{aligned}$$

Nota : l'unità di misura di energia interna , calore e lavoro è la stessa : il Joule : J.

Tornando al calore andiamo a vedere ora come viene caratterizzato con il segno :

<p>Figura 12.5 Convenzioni sui segni del calore Q e del lavoro W.</p>	calore che entra in un sistema dall'esterno lavoro che è compiuto da un sistema sull'esterno calore che esce da un sistema verso l'esterno lavoro che è compiuto dall'esterno sul sistema	segno positivo segno positivo segno negativo segno negativo
<p>Quello che conta quindi è capire (durante una trasformazione) il flusso energetico : se il calore è assorbito o ceduto dal sistema, analogamente per il lavoro. <u>Quindi a seconda che si valuti il sistema o ambiente bisogna fare attenzione ai versi</u></p>		

Termodinamica 4 (Trasformazioni termodinamiche)

giovedì 27 marzo 2025 18:21

Ricordandoci il primo principio della termodinamica , per studiare la variazione di energia interna rispetto al calore ed al lavoro , si può usare uno scenario simile ma più conveniente (solo nel caso dell'energia interna). Andiamo ora a studiare quelle **adiabatiche**: ovvero quelle trasformazioni nelle quali il calore scambiato è nullo ($Q=0$), ossia il **sistema non scambia calore con l'esterno , risultando così isolato**. Un sistema di questo tipo è un sistema nel quale il primo principio dice che la variazione di energia interna è uguale al lavoro compiuto (punto di vista del ambiente): **$W=-\Delta U$** e gli scambi energetici vengono solo sottoforma di lavoro meccanico.

Concludendo quindi :

1. Una trasformazione che porta ad equilibrio termico avviene mediante scambio di calore
2. Se tra sistema A e sistema B vi è una **parete diatermica** vi è il passaggio di calore attraverso la parete stessa.
3. Se tra sistema A e sistema B vi è una **parete adiabatica** non vi è il passaggio di calore , quindi la parete fa da **isolante** tra i due sistemi.

In pratica l'adiabaticità perfetta non esiste : tutte le sostanze con cui si realizzano pareti adiabatiche , comunque permettono un certo scambio di calore; quindi come fare per realizzare questo tipo di trasformazione? **Consideriamo / Ammettiamo che la trasformazione avvenga molto velocemente.**

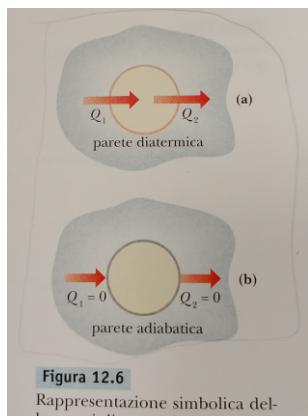


Figura 12.6

Rappresentazione simbolica delle pareti diatermiche (a) e adiabatiche (b) di un recipiente.

Più in generale le trasformazioni sono di due tipi : **reversibili ed irreversibili**: durante questo tipo di trasformazioni **gli stati intermedi possono essere di equilibrio e di non equilibrio**.

Facciamo chiarezza a riguardo :

1. Due corpi con T_1 e T_2 le temperature e $T_1 \neq T_2$ sono contenuti in un contenitore adiabatico e vengono messi a contatto. Il risultato chiaramente è l'equilibrio termico, **ma nel tempo che trascorre per arrivare all'equilibrio vi è sempre una differenza di temperatura finita: gli stati intermedi sono di non equilibrio**
2. Un contenitore adiabatico è diviso in due scompartimenti : da una parte c'è un gas a bassa pressione , mentre da altra c'è il vuoto. Anche qui si arriva per mezzo di un rubinetto all'equilibrio termico , ma durante tutto il processo c'è equilibrio instabile (differenza finita di pressione)
3. Un corpo con velocità iniziale v viene frenato dall'attrito col piano : quindi l'energia cinetica diminuisce , ma aumenta la temperatura della superficie di contatto , del corpo e del piano. Mettiamoci nell'ipotesi che questo processo duri un intervallo di tempo molto breve : adiabatico . Quindi nella prima fase non c'è equilibrio meccanico poiché il lavoro fatto dalle forze non conservative (attrito) è negativo; anche nella seconda fase non c'è equilibrio termico :dato che il calore è ceduto ad ambiente , l'energia interna decresce. Anche **gli stati intermedi sono di non equilibrio**
4. Un gas è contenuto in un recipiente immerso in una vasca d'acqua a temperatura costante T . Le pareti del recipiente sono diatermiche (gas quindi in equilibrio termico con temperatura T). Muovendo il contenitore si lascia espandere il gas **lentamente** in modo che in ogni istante vi sia equilibrio termico , ed applicando anche una forza di poco inferiore a quella di pressione esercitata dal gas (equilibrio meccanico). In questo particolare caso si parla di trasformazione **quasi statica** ovvero quella caratterizzata da uno svolgimento lento.

In generale : oltre all'esame delle condizioni di equilibrio o non equilibrio, bisogna verificare se durante la trasformazione , **agiscono forze non conservative (dissipative)** come per esempio l'attrito. Quindi in generale e riassumendo : per **trasformazioni reversibili si intendono quelle che avvengono attraverso stati di equilibrio ed in assenza di qualsiasi forza dissipativa , mentre quelle irreversibili si hanno quando si passa attraverso stati di non equilibrio o avvenga in presenza di forze dissipative oppure entrambe**

Termodinamica 5 (Calorimetria)

giovedì 27 marzo 2025 18:21

Facciamo un breve riepilogo : il **primo principio della termodinamica** dice che : lo scambio di calore per un sistema porta ad una variazione dell'energia interna e di uno scambio di lavoro. Esistono però processi particolari nei quali è possibile ricavare l'espressione l'espressione analitica del calore scambiato in funzione delle coordinate termodinamiche... Consideriamo ora un esempio : due corpi a temperatura diversa , vengono messi a contatto in un contenitore adiabatico. Il corpo 1 (più caldo) passa dalla temperatura sua a quella di **equilibrio** ($T_e < T_1$) , mentre il secondo (più freddo) passa da T_2 a T_e ($T_2 > T_e$). Nel processo quindi non viene scambiato lavoro né con ambiente né tra i due corpi. Quindi Q e W (calore e lavoro) rimangono invariati. Ma notiamo che lo stato termodinamico del primo corpo cambia in quanto c'è una variazione di energia interna ; analogamente per il secondo : $\Delta U = \Delta U_1 + \Delta U_2$ il che porta alla seguente conclusione $\Delta U_1 = -\Delta U_2 \rightarrow \Delta U_1 = Q_1$ e $\Delta U_2 = Q_2$. Quindi basandosi sugli esperimenti di Joule che fanno ritenere che la variazione di energia interna hanno a che fare con quelle di temperatura si arriva alla seguente conclusione : il calore ceduto dal primo corpo è uguale in modulo al calore assorbito dal secondo corpo :

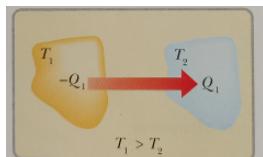


Figura 12.7

Scambio di calore tra due corpi a temperatura diversa.

Quindi per misurare il calore scambiato tra due o più corpi possiamo seguire questa metodologia :

1. Si cede Q_1 ad una massa d'acqua , ponendo il corpo a contatto termico con l'acqua per il tempo necessario per arrivare alla variazione $T_e - T_1$; in corrispondenza anche l'acqua subisce una variazione di temperatura non necessariamente uguale in modulo a quella del primo corpo
2. Si misura attraverso uno dei dispositivi di Joule il lavoro necessario (W_2) per produrre la stessa variazione ΔT nella stessa massa d'acqua .
3. Si pone $|Q_1| = W_2$.

Quindi si nota che esiste una proporzionalità tra il calore scambiato (Q) da un corpo , la massa e la variazione della sua temperatura:

$$Q = mC(T_f - T_i) \rightarrow \text{infinitesimi} \Rightarrow dQ = mc dT$$

↓
Calore specifico
Capacità termica

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT}$$

Dove per **calore specifico** (c) si intende quella grandezza caratteristica della sostanza di cui è costituito il corpo , in generale funzione della temperatura : quindi per calore specifico si intende la rappresentazione del calore che occorre scambiare con l'unità di massa di una data sostanza alla temperatura T per farla variare di un $1^\circ K$ (ovvero $1^\circ C$). Per capacità termica si intende invece il calore necessario per fare variare di $1^\circ K$ la temperatura del corpo. Andando a vedere le variazioni infinitesime :

$$m_1 c_1 (T_e - T_1) = -m_2 c_2 (T_e - T_2)$$

↓
Generalizzando
Q = m c (T₂ - T₁) → ΔT

$$Q = \int dQ = m \int_{T_1}^{T_2} c(T) dT$$

Se Q non ha
calore specifico
Grazie

Tornando quindi alla definizione di calore specifico , molte volte si preferisce fare riferimento al calore scambiato da un certo numero di moli di una sostanza e pertanto il calore specifico diventa **calore specifico molare** arrivando alle seguenti ridefinizioni :

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT}$$

Note:
Calore specifico [$J/kg K$]
" " in mole [$J/mol K$]
Capacità termica [J/K]

→ $dQ = mc dT$
→ $Q = mc (T_2 - T_1)$
 $Q = M \int_{T_1}^{T_2} c(T) dT$

↳ moli:
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$
Numero di Avogadro

Nota : se le trasformazioni avvengono in assenza di lavoro scambiato con ambiente , si arriva alla ridefinizione :

$$C = \frac{1}{M} \frac{\partial U}{\partial T}, \quad C = \frac{1}{m} \frac{\partial U}{\partial T}$$

$$\frac{dW}{dQ} = 0 \quad dQ \approx dU$$

Vediamo ora un esempio :

ESEMPIO 12.2 Due corpi solidi in contatto termico

Due corpi solidi, fatti della stessa sostanza, di masse $m_1 = 0.3 \text{ kg}$ e $m_2 = 0.8 \text{ kg}$, vengono messi in contatto termico in un ambiente adiabatico. Le temperature iniziali dei due corpi sono $T_1 = 800 \text{ K}$ e $T_2 = 200 \text{ K}$. Si determini la temperatura di equilibrio.

Soluzione Essendo i corpi della stessa sostanza non è necessario conoscere il calore specifico. Pertanto

$$m_1(T_1 - T_e) = m_2(T_e - T_2) \Rightarrow T_e = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_2}{m_1 + m_2} = 363.6 \text{ K}.$$

Per quanto riguarda il calore specifico, in funzione della temperatura, si ha che se il rapporto T/T_D **temperatura di Debye** è maggiore di 1 , tende ad un valore costante di 25 J/K mol : **legge di Dulong-Petit:**

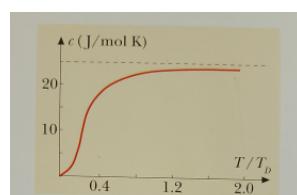


Figura 12.9

Calore specifico molare di un solido in funzione della temperatura.

TABELLA 12.5
Temperatura di Debye

Sostanza	T_D (K)
alluminio	398
argento	215
diamante	1860
ferro	420
nickel	370
rame	315
piombo	80
sale NaCl	280
zinco	250

Termodinamica 6 (Processi isotermi e cambiamento di fase)

giovedì 3 aprile 2025 14:00

Andiamo ora a vedere un'importante classe dei processi **isotermi: stessa temperatura**, ovvero quella **dei cambiamenti di fase**: ovvero quel passaggio di una sostanza da una fase (stato in cui si trova) all'altra :

TABELLA 12.6 Cambiamenti di fase		Terminologia
Cambiamento di fase		
solido \Rightarrow liquido		fusione
liquido \Rightarrow solido		solidificazione
liquido \Rightarrow vapore		evaporazione
vapore \Rightarrow liquido		condensazione
solido \Rightarrow vapore		sublimazione
vapore \Rightarrow solido		sublimazione

Nota : alcuni di questi cambiamenti come fusione e solidificazione ,avvengono a temperatura costante; mentre l'evaporazione avviene a qualsiasi temperatura: un caso particolare si ha quando la pressione massima del gas egualia quella esterna : **ebollizione**. I cambiamenti di fase sono accompagnati da scambi di calore(quantità ben definita) che prende il nome di **calore latente** :

$$Q = m \lambda \rightarrow \text{calore latente della sostanza}$$

Il quale deve essere ceduto per avere fusione e sottratto per avere solidificazione. Vediamo in dettaglio :

Sostanza	Cambiamento di fase	Temperatura (K)	Calore latente (J/kg)
acqua	fusione	273	$3.3 \cdot 10^5$
acqua	ebollizione	373	$22.6 \cdot 10^5$
alcool etilico	fusione	159	$10.4 \cdot 10^5$
alcool etilico	ebollizione	351	$85.4 \cdot 10^5$
alluminio	fusione	933	$9.0 \cdot 10^5$
alluminio	ebollizione	2723	$11.4 \cdot 10^5$
anidride carbonica	sublimazione	213	$3.7 \cdot 10^5$
azoto	fusione	63.3	$25.5 \cdot 10^5$
azoto	ebollizione	133	$34.2 \cdot 10^5$
clio	ebollizione	42	$20.9 \cdot 10^5$
ferro	fusione	1803	$2.1 \cdot 10^5$
oro	fusione	1336	$64.5 \cdot 10^5$
ossigeno	fusione	54.4	$13.8 \cdot 10^5$
piombo	fusione	600	$24.5 \cdot 10^5$
piombo	ebollizione	2023	$87.1 \cdot 10^5$
platino	fusione	9045	$1.1 \cdot 10^5$
rame	fusione	1356	$13.4 \cdot 10^5$
rame	ebollizione	1460	$506.5 \cdot 10^5$
stagno	fusione	505	$6.0 \cdot 10^5$
zolfo	fusione	392	$38.1 \cdot 10^5$

Di solito i cambiamenti di fase , se sotto opportune condizioni sono delle trasformazioni reversibili. Vediamo un esempio :

ESEMPIO 12.3 Un pezzetto di ghiaccio è immerso in acqua

Un pezzetto di ghiaccio, di massa $m_1 = 30 \text{ g}$ e alla temperatura $T_1 = 228 \text{ K} (-15^\circ\text{C})$, viene immerso in $m_2 = 50 \text{ g}$ d'acqua alla temperatura $T_0 = 333 \text{ K} (60^\circ\text{C})$, figura 12.10. Se il sistema è contenuto in un recipiente a pareti adiabatiche si determini la temperatura di equilibrio T_e .

Soluzione Per portare il ghiaccio dalla temperatura T_1 al punto di fusione, $T_0 = 273 \text{ K} (0^\circ\text{C})$, l'acqua deve cedere il calore $Q_1 = m_1 c_g (T_0 - T_1)$, dove c_g è il calore specifico del ghiaccio:



Figura 12.10

Per fondere il ghiaccio occorre il calore $Q_2 = m_1 \lambda$, escendo λ il calore latente di fusione. L'acqua può cedere al massimo, portandosi da T_0 a T_e il calore $Q_2 = m_2 c_e (T_e - T_0)$. Considerando, come abbiamo fatto, i valori assoluti, se $Q_1 > Q_2 + Q_e$ tutto il ghiaccio fonde e la temperatura di equilibrio T_e è maggiore di T_0 ; altrimenti il sistema raggiunge l'equilibrio a T_0 , cioè solo una parte del ghiaccio fusa, e potrebbe anche verificarsi il caso che l'acqua solidifichi tutta o in parte. Calcoliamo i calori utilizzando i dati delle tabelle 12.4 e 12.7:

$$Q_1 = 0.03 \cdot 2051.5 \cdot 15 = 923 \text{ J}$$

$$Q_2 = 0.03 \cdot 3.3 \cdot 10^5 = 9900 \text{ J}$$

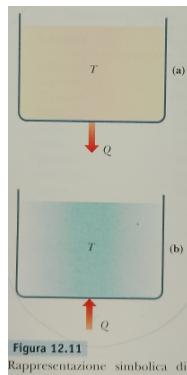
$$Q_e = 0.05 \cdot 4186.8 \cdot 60 = 12560 \text{ J}$$

Si verifica pertanto che Q_1 è maggiore di $Q_2 + Q_e$. La temperatura di equilibrio T_e si ottiene dalla relazione

$$m_1 c_g (T_0 - T_e) + m_1 \lambda + m_2 c_e (T_e - T_0) = -m_2 c_e (T_e - T_0)$$

e risulta $T_e = 279.8 \text{ K} = 6.6^\circ\text{C}$.

Diamo ora una definizione : **sorgente di calore** come quel serbatoio con capacità termica infinita e quindi può scambiare calore restando a temperatura costante :



Dove nel primo caso il calore scambiato è positivo per il sistema e negativo per sorgente a temperatura T; mentre nel secondo caso il calore è negativo per il sistema e positivo per la sorgente

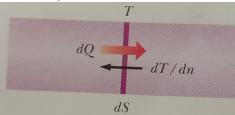
Termodinamica 7 (Trasmissione del calore)

giovedì 3 aprile 2025 14:35

Lo scambio e anche il trasporto di calore entro un sistema possono avvenire tramite tre meccanismi distinti che nel loro complesso sono indicati come **trasmissione del calore** e sono: **conduzione, convezione ed irraggiamento termici**. I tre meccanismi operano sempre in presenza di una differenza di temperatura tra ambiente e sistema oppure all'interno dello stesso sistema. Vediamoli in dettaglio :

1. **Conduzione di calore: nota anche come Legge di Fourier**

- a. Consideriamo un corpo esteso con temperatura non uniforme e dividiamo il varie parti , ognuna delle quali ha una superficie isoterma



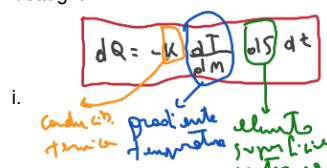
b.

$$dQ = -k \frac{dT}{dn} dS dt$$

Figura 12.12

Legge della conduzione del calore di Fourier.

- c. Da notare che il segno negativo è dovuto al fatto che il flusso del calore avviene nel senso in cui la temperatura diminuisce
- d. In dettaglio :



i.

Campi termico e gradiente termico

Elemento superficie

Volume interno

- ii. Dove il **gradiente della temperatura** ortogonale a ds è diretto nel verso delle temperature crescenti
- iii. Dove k è la **conducibilità o conduttività termica** è tipica del materiale ed è in genere funzione della temperatura

TABELLA 12.8 Conducibilità termica				
	T (K)	k (J/m s K)	T (K)	k (J/m s K)
Metalli			Liquidi	
alluminio	273	201.0	acqua	300 0.59
argento	273	418.7	alcool etilico	300 0.18
ferro	273	50.2	glicerina	290 2.7
oro	300	310.0	mercurio	300 7.9
piombo	300	35.0		
rame	273	387.4		
stagno	300	61.0		
Gas			Dielettrici	
anidride carbonica	273	0.13	amianto	293 $8.0 \cdot 10^{-2}$
aria	293	0.023	cemento	293 $8.0 \cdot 10^1$
azoto	293	0.023	diamante puro	300 2.0 $\cdot 10^3$
elio	293	0.14	ghiaccio	273 2.1
idrogeno	293	0.17	gomma	293 $2.0 \cdot 10^{11}$
ossigeno	293	0.024	lana di roccia	300 $4.2 \cdot 10^3$
			legno di larice	293 $3.7 \cdot 10^1$
			mattone	293 $6.3 \cdot 10^1$
			polistirolo espanso	300 $4.0 \cdot 10^3$
			sughero	300 $4.0 \cdot 10^3$
			vetro	293 $8.4 \cdot 10^1$

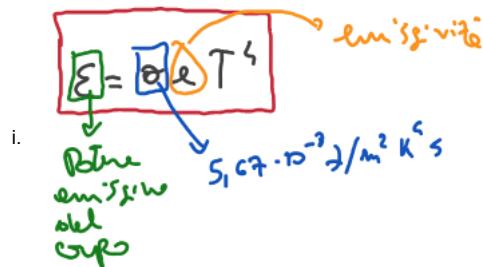
- e. Quindi notiamo che i metalli sono buoni conduttori termici, i gas ed i dielettrici (eccetto il diamante) sono isolanti ; i liquidi una via intermedia. Nota : nei gas semplici la conducibilità cresce debolmente con la temperatura in proporzione alla radice quadrata di essa.

2. **Convezione del calore:** si parla di trasmissione di calore ma nei fluidi.

- a. Se si riscalda una massa fluida e la si pone vicino alla sorgente di calore, si nota che questa massa diminuisce di densità , si dilata ed aumenta la temperatura: quindi viene alterato l'equilibrio statico nel fluido : in quanto le parti più calde del fluido , risentono di una spinta di Archimede da parte delle parti più fredde di fluido , generando così **correnti ascensionali (di convezione)**, le quali permettono alle parti più fredde di avvicinarsi alla sorgente di calore

3. **Irraggiamento :** diffusione di energia sotto forma di onde elettromagnetiche che si propagano nello spazio circostante ,anche se vuoto

- a. Questo tipo di diffusione è regolato dalla **legge di Stefan-Boltzmann**



- i. Dove per **potere emissivo del corpo** si intende l'energia emessa per unità di tempo

- iii. Dove l'emissività varia tra 0 e 1. se $e=1$ allora si parla di **superficie nera** oppure **corpo nero**, il quale a parità di temperatura ha il massimo potere emissivo ; inoltre questo tipo di corpo assorbe tutta l'energia che incide su di essa. Quindi in generale un corpo assorbe parte dell'energia elettromagnetica emessa da altri corpi . **Il bilancio tra energia irradiata e quella assorbita fa aumentare o diminuire la temperatura ; se il rapporto è uguale a 1 (costante) il corpo è in equilibrio con ambiente circostante**

In base a questi tre tipi di effetti andiamo ora a studiare come realizzare una parete adiabatica : se lo scopo è quello di ridurre al minimo lo scambio di calore possiamo combinare tra loro vari materiali isolanti (bassa conducibilità termica); ma se lo scopo è azzerare lo scambio di calore , il discorso cambia : innanzitutto dobbiamo usare un liquido criogenico oppure impedire conduzione e convezione. Per impedire convezione e conduzione si utilizza il **vaso Dewar**, ovvero un vaso costituito da due pareti isolanti (di vetro) le quali sono internamente argenteate(**irraggiamento =0** -> **parete perfettamente riflettente**) e tra loro vi è fatto il vuoto. In dettaglio :

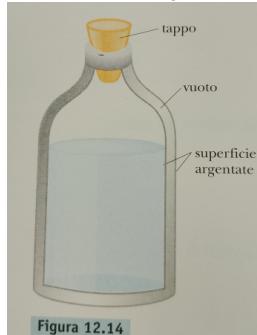


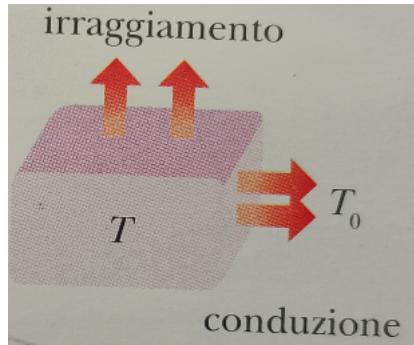
Figura 12.14
Vaso Dewar.

Tornando al discorso della **trasmissione del calore da un solido ad un fluido**: è molto comune ed in generale avviene con tutti e tre i tipi di trasmissione del calore : conduzione, convezione ed irraggiamento ,in quanto basti pensare al semplice termosifone acceso in un locale. In generale se la variazione tra la temperatura del corpo e quella del liquido non è molto grande, il fenomeno può essere descritto come segue (questa legge l'ha scoperta Newton) : Dove la quantità di calore scambiato in un tempo t tra un corpo solido (di area S) a temperatura T ed un fluido a temperatura T_0

$$Q = h(T - T_0)St$$

condensabilità
Tema
esterno

Quindi schematicamente si ha questa situazione :



Termodinamica 8 (Dilatazione termica di solidi e liquidi)

giovedì 3 aprile 2025 16:45

Per **dilatazione termica** si intende quell'evento che si verifica quando il volume di un corpo, a pressione costante, aumenta al crescere della temperatura. In generale ci sono 3 tipi di dilatazione termica: **lineare, superficiale e cubica**. Vediamole in dettaglio:

- 1. **Lineare**: per variazione di temperatura ΔT prossime a zero, si ha una variazione Δl della lunghezza proporzionale a quella della temperatura, sempre a pressione costante

$$\Delta l = \lambda l \Delta T \Rightarrow l + \Delta l = l(1 + \lambda \Delta T)$$

a.
coeff. ol. dilatazione lineare
 $\lambda = \frac{1}{l} \frac{\Delta l}{\Delta T} \left[\frac{1}{K} \right]$

- b. Dove il coefficiente di dilatazione lineare è caratteristico del tipo di materiale ed è in generale funzione della temperatura: esprime quindi la variazione di lunghezza per variazione di temperatura unitaria

- 2. **Cubica**: per variazione di temperatura ΔT prossime a zero, si ha una variazione del volume del corpo isotropo (stesse proprietà del corpo in tutte le direzioni)

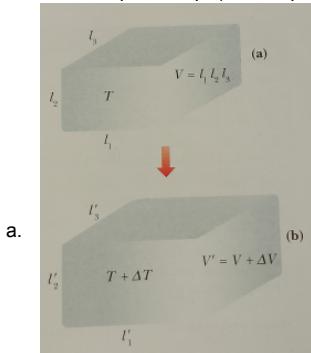


Figura 12.16

Rappresentazione simbolica della dilatazione termica di un solido.

$$\begin{aligned} V + \Delta V &= l_1(1 + \lambda \Delta T) \cdot l_2(1 + \lambda \Delta T) \cdot l_3(1 + \lambda \Delta T) \Rightarrow \\ &\Rightarrow V(1 + \lambda \Delta T)^3 \approx V(1 + 3\lambda \Delta T) \Rightarrow \\ &\Rightarrow \Delta V = V \lambda \Delta T \Rightarrow V \propto \Delta T \\ &\Leftarrow \alpha = \frac{1}{V} \frac{\Delta V}{\Delta T} \quad \lambda^3 \ll \lambda \sim 10^{-5} K^{-1} \end{aligned}$$

- c. Dove α prende il nome di **coefficiente di dilatazione cubica**

- 3. **Superficiale**: per variazione di temperatura ΔT prossime a zero, si ha una variazione ΔS dell'area proporzionale a quello della temperatura, sempre a pressione costante

- a. Quindi il **coefficiente di dilatazione superficiale** è uguale a 2α

Vediamo dei valori tipici:

TABELLA 12.9	
Coeffienti di dilatazione	
Dilatazione lineare	
Materiale	$\lambda (K^{-1})$
acciaio	$1.1 \cdot 10^{-5}$
alluminio	$2.4 \cdot 10^{-5}$
cemento	$1.2 \cdot 10^{-5}$
ferro	$9.1 \cdot 10^{-6}$
invar (lega Fe-Ni)	$7.0 \cdot 10^{-7}$
ottone	$1.9 \cdot 10^{-5}$
piombo	$2.9 \cdot 10^{-5}$
rame	$1.7 \cdot 10^{-5}$
vetro per finestre	$9.0 \cdot 10^{-6}$
vetro pyrex	$3.2 \cdot 10^{-6}$

Dilatazione cubica	
Materiale	$\alpha (K^{-1})$
acqua	$1.8 \cdot 10^{-4}$
alcool etilico	$10.4 \cdot 10^{-4}$
benzina	$9.6 \cdot 10^{-4}$
cloroformio	$14.0 \cdot 10^{-4}$
glicerina	$5.3 \cdot 10^{-4}$
mercurio	$1.8 \cdot 10^{-4}$

Vediamo ora un'importante nota :

