



[immagine presa dahttp://it.wikipedia.org/wiki/files](http://it.wikipedia.org/wiki/files)

Da sinistra:

- 1) Il **calore** (energia) sviluppato nella combustione
- 2) Il **termometro** strumento di misura della temperatura

1. TERMOLOGIA

La termologia è quella parte della fisica che studia i fenomeni termici, ovvero quei fenomeni in cui hanno una grande importanza il calore e la temperatura.

Essa si può suddividere nelle seguenti branche:

- **termometria** che si occupa degli strumenti di misurazione della temperatura; delle scale termometriche e dei fenomeni connessi con le variazioni di temperatura;
- **calorimetria** che si occupa dei metodi e gli strumenti di misurazione della quantità di calore e dei vari coefficienti calorimetrici; della generazione e propagazione del calore;
- **termodinamica** che si occupa dei fenomeni connessi con lo scambio di calore tra sistemi a temperatura differente e delle reazioni esistenti tra i fenomeni termici e meccanici.

- TERMOMETRIA E CALORIMETRIA

1.1 CALORE E TEMPERATURA

Calore e temperatura sono due concetti che vanno “a braccetto” tra loro, tuttavia sono due grandezze fisiche ben diverse e, nonostante questo, tante volte si fa confusione e si usa il termine “calore” al posto di “temperatura” e viceversa.

Vediamo quindi di fare un po' di chiarezza e definire bene le due grandezze fisiche, in modo da evitare lo scambio di terminologia.

- La **temperatura** è una grandezza scalare che si misura con il termometro, ed ha come unità di misura il grado centigrado ($^{\circ}\text{C}$); essa rappresenta l'indice dello stato di agitazione termica della singola particella.
- Il **calore** è una forma di energia che si trasmette da un corpo ad un altro quando essi hanno diversa temperatura; esso come tutte le forme di energia si misura in Joule (J).

Facciamo alcuni esempi per facilitare la comprensione di questi due concetti.

Se metto un fiammifero acceso al centro di una stanza certamente non riesco a riscaldarla, anche se la sua “**temperatura**” è elevata, infatti se ci metto il dito sopra si brucia.



[Immagine presa da](http://it.wikipedia.org/wiki/File:Immagine_presa_dahttp://it.wikipedia.org/wiki/File:)<http://it.wikipedia.org/wiki/File:>

Se invece nella stanza ci metto dei termosifoni accesi, come di solito si fa,



[Immagine presa da](http://it.wikipedia.org/wiki/File:Immagine_presa_dahttp://it.wikipedia.org/wiki/File:)<http://it.wikipedia.org/wiki/File:>

sicuramente riesco a riscaldarla, anche se la loro **“temperatura”** è inferiore a quella del fiammifero, infatti la mano sopra non brucia.

Bene, il fiammifero che ha una temperatura di alcune centinaia di gradi non riesce a riscaldare la stanza, mentre i termosifoni che hanno temperature di 70-80 gradi riescono a riscaldare la stanza.

Ma per riscaldare la stanza cosa occorre?

Occorre certo una quantità di **“calore”**, cioè energia termica. Quindi i termosifoni hanno una **temperatura** minore rispetto al fiammifero ma sono in grado di fornire più **calore** all’ambiente; il

fiammifero invece ha una **temperatura** superiore ai termosifoni ma cede una quantità di **calore** nettamente minore.

Potremmo fare un altro esempio per chiarire meglio i concetti di calore e temperatura.

Se versiamo un cucchiaino di acqua bollente (100 °C) su un cubetto di ghiaccio, non riusciremo a scioglierlo tutto, ma probabilmente solo una parte (in prossimità della zona di versamento dell'acqua).

Se invece mettiamo il cubetto di ghiaccio in una brocca contenente acqua prelevata dal rubinetto (15°C) riusciremo a scioglierlo tutto (come facciamo d'estate per rinfrescare le bibite).

Bene, per sciogliere (“fondere” è il termine fisico corretto) il cubetto di ghiaccio, così come ogni corpo per passare dallo stato solido a quello liquido, c'è bisogno di una certa quantità di “**calore**”.

L'acqua bollente a 100 °C non è stata in grado di fondere il ghiaccio, mentre l'acqua del rubinetto a 15 °C lo è stata; infatti l'acqua contenuta nel cucchiaino ha una **temperatura** maggiore ma possiede un **calore** minore, mentre l'acqua contenuta nella brocca ha una **temperatura** minore ma possiede un **calore** maggiore.

In conclusione il calore che un corpo possiede non dipende solo dalla sua temperatura!

Dipende sicuramente anche dalla sua temperatura ma, come vedremo più avanti, dipende da altri fattori, quali principalmente la quantità della sostanza, o “massa”.

A livello microscopico le molecole di un corpo che ha elevata temperatura, hanno elevata “energia cinetica” singola; cioè si agitano velocemente; mentre un corpo freddo ha le proprie molecole con bassa “energia cinetica” singola.

L'energia totale posseduta dal corpo, che quindi sarà in grado di trasmettere, sarà la somma delle energie possedute dalle singole particelle, quindi un corpo con numerose molecole (massa), anche di bassa energia singola, può possedere più energia totale di un corpo che ha poche molecole (massa) anche con energia singola elevata. La **temperatura** quindi, come detto nella sua definizione, ci dà l'indice dell'energia cinetica (stato di agitazione termica) posseduta dalle singole particelle, mentre il **calore** riguarda l'energia posseduta da tutto il corpo.

1.2 SCALE TERMOMETRICHE

Per misurare la temperatura di un corpo o di un ambiente occorre, come per ogni grandezza fisica, uno strumento ed un'unità di misura.

La sensazione di "caldo" o di "freddo" non può essere “soggettiva”, infatti posso avere persone con sensazioni diverse rispetto alla stessa temperatura :

- l'esquimese, che in una giornata primaverile da noi dice “quanto fa caldo” perché abituato alle sue temperature polari;
- l'africano, che nella stessa circostanza dice “qui fa freddo” perché abituato alle sue temperature equatoriali.

Altro esempio può essere quello di immergere per qualche secondo una mano in acqua fredda e l'altra in acqua calda; successivamente immergendole entrambe in acqua tiepida, la prima avrà la sensazione che l'acqua sia calda, la seconda che sia fredda, pur toccando la stessa acqua alla stessa temperatura, perché la temperatura percepita è relativa a quella della mano che sta effettuando la misura. Inoltre la sensazione che si prova toccando un corpo è determinata non solo dalla sua temperatura, ma anche dalla conducibilità termica del materiale di cui è composto, infatti toccando un pezzo di legno e uno di metallo che siano nello stesso ambiente da un tempo sufficiente affinché abbiano raggiunto l'equilibrio termico con l'ambiente circostante e quindi la stessa temperatura, si ha la sensazione che quello di metallo sia decisamente più freddo, a causa della diversa conducibilità termica dei due materiali.

Un termometro posto a contatto prima con il legno, poi con il metallo, misurerebbe invece la stessa temperatura, che coincide con quella dell'aria nell'ambiente.

In conclusione occorre, come già detto, sempre uno strumento per misurare le grandezze fisiche. La temperatura, in Italia, ha come unità di misura il grado centigrado (o grado Celsius dal fisico svedese Anders Celsius che la propose nel 1742); questa scala di temperature fissa il punto di congelamento dell'acqua a 0°C e il suo punto di ebollizione a 100°C in [condizioni standard di pressione](#); ne consegue la seguente definizione:

si definisce **grado centigrado** la centesima parte dell'intervallo di temperatura compreso tra quella del ghiaccio fondente (0 gradi centigradi) e quella dell'acqua bollente (100 gradi centigradi).



Anders Celsius ([Uppsala](#), 27 novembre 1701– 25 aprile 1744) fu un [fisico](#) e astronomo svedese)

Oggi, tuttavia, il simbolo °C si legge «grado Celsius» in quanto la dizione «grado centigrado» non è più accettata dal Sistema Internazionale di unità di misura.

Oltre alla Celsius, ci sono altre scale termometriche, tra le quali le più importanti sono :

- La scala [kelvin](#), o scala delle temperatura assolute

così chiamata perché è l'unica scala a non avere i valori negativi in quanto parte dallo “**zero assoluto**”, che è la temperatura più bassa che teoricamente si possa ottenere in qualsiasi [sistema](#) macroscopico, e corrisponde a 0 [K](#) (−273,15 [°C](#); −459,67 [°F](#)). Si può mostrare con le leggi della [termodinamica](#) che la [temperatura](#) non può mai essere esattamente pari allo zero assoluto, anche se è possibile raggiungere temperature molto vicine ad esso. Allo zero assoluto le [molecole](#) e gli [atomi](#) di un sistema sono tutte allo stato fondamentale (ovvero il più basso livello di [energia](#) possibile) e il sistema ha il minor quantitativo possibile di [energia cinetica](#) permesso dalle leggi della [fisica](#); questa quantità di energia è piccolissima, ma sempre diversa da zero. Il grado kelvin rappresenta l'unità di misura base della temperatura nel [Sistema Internazionale](#) e viene formalmente definito come la frazione 1/273,15 della temperatura del [punto triplo](#) dell'[acqua](#) (il

punto in cui [acqua](#), [ghiaccio](#) e [vapore acqueo](#) coesistono in [equilibrio](#)). In questa scala una differenza di temperatura di un kelvin (1 °K) è pari a un grado (1 °C), quindi questa scala è essenzialmente la stessa della scala Celsius, ma con uno sfasamento delle temperature di 273,15 gradi. La seguente [equazione](#) può essere utilizzata per convertire i gradi Celsius in kelvin:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$$

- La [scala Fahrenheit](#), usata negli Stati Uniti e nei paesi anglosassoni

su questa scala il [punto di congelamento](#) dell'[acqua](#) corrisponde a 32 °F e [quello di ebollizione](#) a 212 °F.

La seguente equazione può essere usata per convertire i gradi Fahrenheit in gradi Celsius:

$$T(^{\circ}C) = \frac{5}{9} \times [T(^{\circ}F) - 32]$$

Un altro metodo per convertire Celsius in Fahrenheit è di moltiplicare per 1,8 e aggiungere 32.

$$^{\circ}F = ^{\circ}C \times 1,8 + 32$$

Al contrario, per convertire Fahrenheit in Celsius occorre sottrarre 32 e dividere per 1,8.

$$^{\circ}C = (^{\circ}F - 32) / 1,8$$

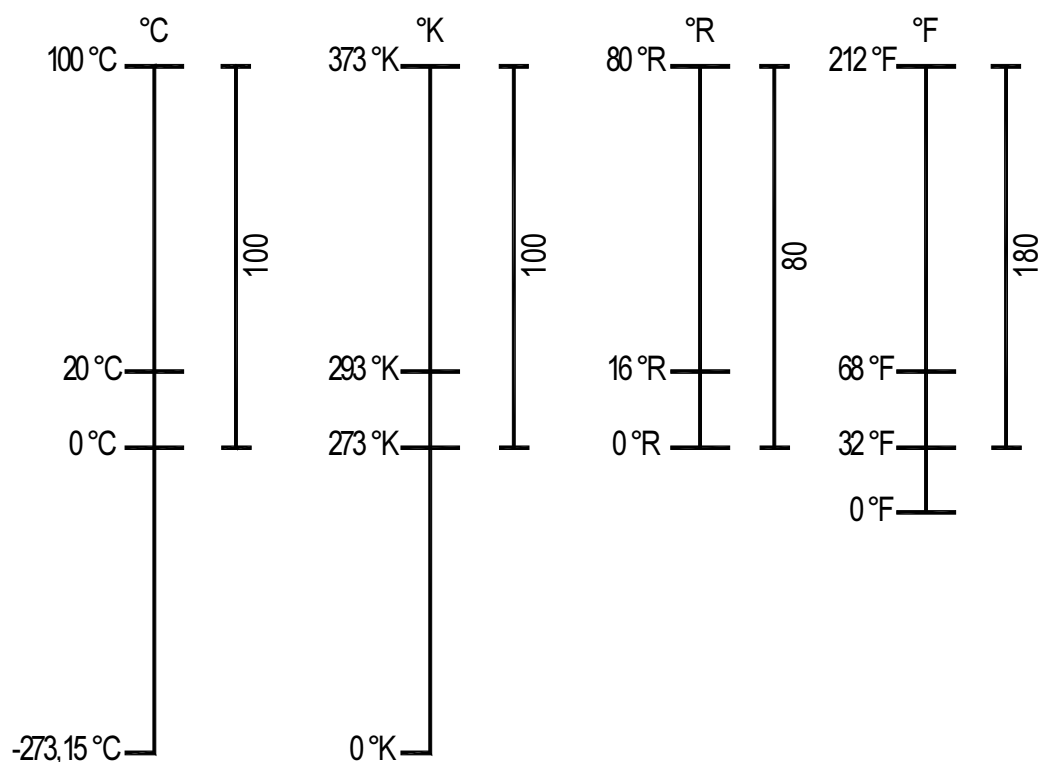
La scala Celsius è utilizzata nella maggior parte del mondo quotidianamente, anche se nei [mass media](#) era ancora chiamata frequentemente *centigrada* fino agli [anni novanta](#), in particolar modo nelle [previsioni del tempo](#). Negli [Stati Uniti](#) e in [Belize](#) si utilizza invece la scala Fahrenheit, ma anche questi due Paesi utilizzano la scala Celsius oppure la kelvin nell'ambito di applicazioni [scientifiche](#) o [tecnologiche](#).

Altre scale di temperatura sono: [Newton](#) (ca. [1700](#)), [Rømer](#) ([1701](#)), [Fahrenheit](#) ([1724](#)), [Réaumur](#) ([1731](#)), [Delisle](#) o de Lisle ([1738](#)), [Rankine](#) ([1859](#)), [kelvin](#) ([1862](#)) e [Leyden](#) (ca. [1894](#)?).

Notare che "kelvin" è minuscolo perché è un'unità [SI](#), anche se deriva dal cognome di una persona.

Qui di seguito sono riportati una tabella riepilogativa delle formule di conversione ed uno schema delle temperature più note

Conversione da	A	Formula
grado Celsius	grado Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = (9/5 \times ^{\circ}\text{C}) + 32$
grado Fahrenheit	grado Celsius	$^{\circ}\text{C} = (5/9) \times (^{\circ}\text{F} - 32)$
grado Celsius	Kelvin	$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15$
kelvin	grado Celsius	$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273,15$
grado Celsius	grado Réaumur	$^{\circ}\text{r} = ^{\circ}\text{C} \times 0,8$
grado Réaumur	grado Celsius	$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{r} \times 1,25$



FORMULE DI CONVERSIONE CON LE PROPORZIONI

$$^{\circ}\text{t}^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{t}^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{t}^{\circ}\text{C} : 100 = ^{\circ}\text{t}^{\circ}\text{R} : 80$$

$$^{\circ}\text{t}^{\circ}\text{C} : 100 = (^{\circ}\text{t}^{\circ}\text{F} - 32) : 180$$

1.3 DILATAZIONE TERMICA

Il fenomeno della dilatazione termica riguarda tutti i corpi che, soggetti ad un incremento di temperatura, subiscono una dilatazione (aumento di volume).

1.3.1 DILATAZIONE TERMICA DEI CORPI SOLIDI

In particolare, quella dei corpi solidi, si può distinguere in :

- Dilatazione lineare
- Dilatazione volumetrica (o cubica)

- DILATAZIONE LINEARE

Premesso che i corpi solidi, soggetti ad un incremento di temperatura, subiscono una dilatazione sempre volumetrica, cioè in ogni direzione (lunghezza, larghezza ed altezza); si parla di “dilatazione lineare” quando essi hanno una dimensione molto prevalente rispetto alle altre due, per cui si trascurano le dilatazioni lungo tali dimensioni e si considera solo quella lungo la direzione prevalente (es. barra di ferro molto lunga e sottile, rotaia dei binari dei treni, ecc.).

La dilatazione lineare dipende da tre fattori:

- il **tipo di materiale**, infatti materiali diversi subiscono diverse dilatazioni;
- la **lunghezza iniziale**, infatti la dilatazione termica è direttamente proporzionale alla lunghezza iniziale del corpo;
- la **variazione di temperatura**, infatti la dilatazione termica è direttamente proporzionale alla variazione di temperatura cui il corpo è soggetto;

Tutto ciò si esprime mediante la seguente **“legge della dilatazione lineare”**

$$\Delta L = \lambda \cdot L_0 \cdot \Delta t$$

Dove:

- ΔL = dilatazione lineare [m]
- λ = coefficiente di dilatazione lineare [$^{\circ}\text{C}^{-1}$] v. tabella
- L_0 = lunghezza iniziale [m]
- Δt = variazione di temperatura [$^{\circ}\text{C}$]

La tabella seguente mostra alcuni valori del coefficiente di dilatazione termica lineare per i materiali più comuni:

Materiale	Coefficiente di dilatazione termica lineare (in K^{-1})
Acciaio	$1,2 \times 10^{-5}$
Alluminio generico	$2,3 \times 10^{-5}$
Alluminio puro	$2,4 \times 10^{-5}$
Ferro	$1,2 \times 10^{-5}$
Oro	$1,432 \times 10^{-5}$
Ottone	$1,9 \times 10^{-5}$
Platino	$9,0 \times 10^{-6}$
Pyrex	$4,0 \times 10^{-6}$
Quarzo fuso	$5,9 \times 10^{-7}$
Rame	$1,7 \times 10^{-5}$
Silicio	$3,0 \times 10^{-6}$
Tungsteno	$5,0 \times 10^{-6}$
Vetro	$8,0 \times 10^{-6}$

Uno strumento che consente di verificare l'aumento di lunghezza di una barra di qualsiasi materiale è il **dilatometro**, o **dilatometro lineare**; questo strumento è provvisto di un ago (o indice) che, scorrendo su una scala graduata, indica il progressivo aumento di lunghezza della barra



dilatometro lineare

Proprio per questo fenomeno vengono lasciati i così detti **“giunti di dilatazione”** in alcune costruzioni; che sono spazi vuoti tra un elemento costruttivo ed un altro al fine di evitare che le loro dilatazioni causino deformazioni degli stessi e conseguenti collassi delle strutture.

Alcuni esempi possono essere:

- tra le rotaie dei binari dei treni vengono lasciati i “giunti di dilatazione” (piccoli spazi vuoti) per evitare che, in seguito alle loro dilatazioni (specialmente d’estate con le alte temperature), si deformino, si accavallino e facciano deragliare i treni;
- stesso caso per gli impalcati dei viadotti, nei quali i “giunti di dilatazione” vengono lasciati tra le travi e tra i solai (gli impalcati), per lo stesso fine.

Nell’uno e nell’altro caso infatti, quando viaggiamo sui treni o in macchina sui viadotti, sentiamo un “rumore” ogni tanto, proprio quando passiamo in corrispondenza dei “giunti di dilatazione”.

Il metodo di giunzione delle rotaie più semplice, molto usato in passato prevede l'uso di piastre metalliche con 4 fori, dette stecche di giunzione, poste a coppie lateralmente sul gambo delle 2 rotaie da unire e imbullonate mediante chiavarde di giunzione. Nella costruzione dei binari si lascia volontariamente qualche millimetro tra un elemento e l'altro, per permettere al metallo di espandersi quando riscaldato dal sole senza generare sforzi interni o deformare la traccia. La giuntatura avveniva in passato nello stesso punto per ambedue i binari seguendo il modello inglese. In seguito si è passati al metodo americano di giuntarli sfalsati.



Giunzioni delle rotaie

I giunti di dilatazione degli impalcati sono componenti strutturali progettati per consentire un'uniformità di passaggio anche sopra la fenditura esistente tra le due parti adiacenti del giunto dell'impalcato oltre a permettere traslazioni e rotazioni relative tra le due parti del ponte causate da: dilatazioni termiche e contrazioni della sovrastruttura, ritiri ed assestamenti del calcestruzzo, restringimenti elastici dovuti al pre-tensionamento, movimenti della struttura sotto carico, o qualsiasi altro movimento a cui è sottoposto l'impalcato.



Giunti di dilatazione stradali

- DILATAZIONE VOLUMETRICA (o CUBICA)

Il discorso sulla dilatazione volumetrica è simile a quello sulla dilatazione lineare, solo che anziché occuparci di dilatazioni in lunghezza, ci occupiamo di dilatazioni in volume in quanto i corpi in oggetto hanno le tre dimensioni pressoché equivalenti.

La legge della “dilatazione volumetrica” è la seguente :

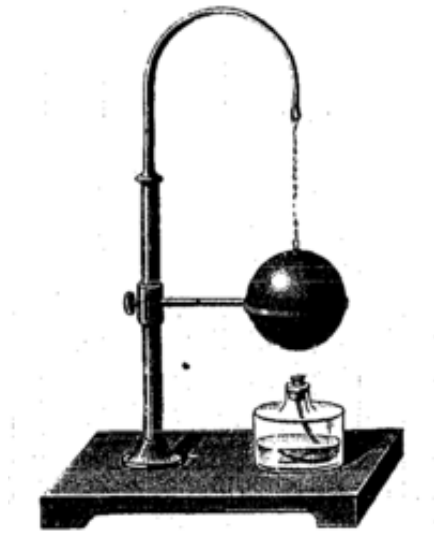
$$\Delta V = K * V_0 * \Delta t$$

Dove:

- ΔV = dilatazione volumetrica [m^3]
- K = coefficiente di dilatazione volumetrica [$^{\circ}\text{C}^{-1}$]
- V_0 = Volume iniziale [m^3]
- Δt = variazione di temperatura [$^{\circ}\text{C}$]

Il coefficiente di dilatazione volumetrica dei materiali è il triplo di quello lineare

$$K = 3 \cdot \lambda$$



In figura un'illustrazione dell'[anello di 's Gravesande](#), utilizzato per descrivere il fenomeno della dilatazione termica.

1.3.2 DILATAZIONE TERMICA DEI LIQUIDI

La dilatazione termica dei liquidi è regolata dalla stessa legge dei corpi solidi:

$$\Delta V = K \cdot V_0 \cdot \Delta t$$

I coefficienti di dilatazione cubica dei liquidi però hanno generalmente valori molto superiori a quelli dei solidi; per esempio: per il mercurio e per l'alcool etilico essi sono rispettivamente uguali a $1,8 \cdot 10^{-4}$ e $1,1 \cdot 10^{-3}$, come si evince dalla tabella seguente

Coefficienti di dilatazione cubica dei liquidi

Materiale	α ($^{\circ}\text{C}^{-1}$)
Acqua	0.21×10^{-3}
Etanolo	1.1×10^{-3}
Etere etilico	0.6×10^{-3}
Benzolo	1.21×10^{-3}
Petrolio	0.9×10^{-3}
Glicerolo	0.5×10^{-3}
Argento	19×10^{-6}
Mercurio	0.18×10^{-3}

Per il calcolo della dilatazione termica di un liquido bisogna prestare particolare attenzione in quanto, se si vuole riscaldare il liquido, si deve necessariamente riscaldare anche il recipiente che lo contiene, che subisce una certa dilatazione trovandosi a diretto contatto con la sorgente di calore.

La *dilatazione reale del liquido* si ottiene quindi aggiungendo a quella apparente la dilatazione cubica del recipiente; quindi si può scrivere:

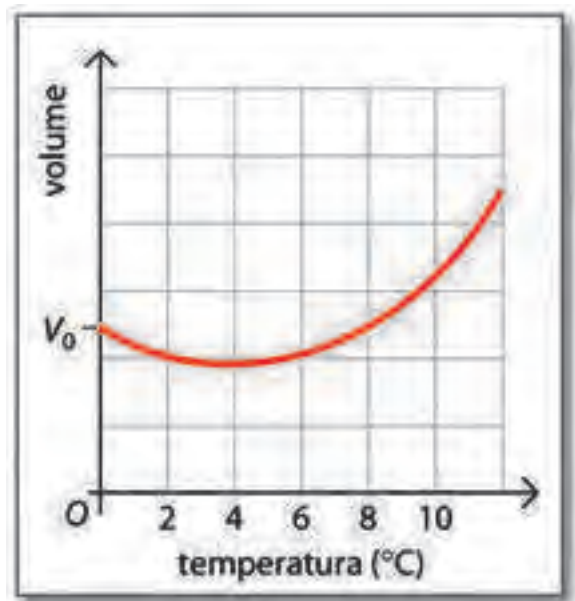
dilatazione reale del liquido = *dilatazione apparente* + *dilatazione cubica del recipiente*.

Dilatazione dell'acqua

L'acqua costituisce un caso particolare, infatti essa non segue rigorosamente le leggi della dilatazione termica.

Partendo da un volume iniziale V_0 di una certa massa di acqua a 0°C , se si aumenta la temperatura si osserva che il volume, anziché aumentare, diminuisce progressivamente, fino a raggiungere il minimo valore a 4°C . A questo punto, aumentando ancora la temperatura, il volume comincia a crescere, cioè l'acqua comincia a comportarsi come la generalità delle sostanze e a 8°C il volume riprende il valore V_0 .

L'andamento del volume in funzione della variazione di temperatura viene riportato nel grafico che segue:



Interessante diventa anche la variazione della densità dell'acqua in funzione della temperatura.

Infatti, per quanto detto prima, la densità assoluta dell'acqua, essendo inversamente proporzionale al volume, raggiunge un massimo a 4°C, mentre a 8°C ha lo stesso valore che aveva a 0°C.

Tale comportamento termico dell'acqua ha in natura una importanza enorme, addirittura determinante ai fini dell'esistenza degli animali acquatici.

I ghiacciai marini hanno infatti una densità inferiore a quella dell'acqua e quindi, per il Principio di Archimede, galleggiano, consentendo così la vita al di sotto degli stessi.

ESERCIZI SVOLTI

1) Trasformare la temperatura di 50°C nelle altre scale termometriche

$$^{\circ}\text{K}) \quad t^{\circ}\text{K} = t^{\circ}\text{C} + 273 \quad t^{\circ}\text{K} = 50 + 273 = 323^{\circ}\text{K}$$

$$^{\circ}\text{R}) \quad t^{\circ}\text{C} : 100 = t^{\circ}\text{R} : 80 \quad 50 : 100 = t^{\circ}\text{R} : 80 \quad t^{\circ}\text{R} = 50 \times 80 / 100 = 40^{\circ}\text{R}$$

$$^{\circ}\text{F}) \quad t^{\circ}\text{C} : 100 = (t^{\circ}\text{F} - 32) : 180 \quad t^{\circ}\text{F} = t^{\circ}\text{C} \times 1,8 + 32 = \quad t^{\circ}\text{F} = 50 \times 1,8 + 32 = 122^{\circ}\text{F}$$

2) Calcolare l'incremento di temperature a cui è soggetta una sbarra di ferro lunga 10 m. che subisce una dilatazione lineare di 5 cm.

$$\Delta t = \frac{\Delta l}{\lambda * L_0} = \frac{0,05}{12,1 * 10^{-6} * 10} = \frac{0,05}{0,000121 * 10} = 413,2^{\circ}\text{C}$$

3) Determinare l'allungamento subito da una sbarra di ferro lunga 40m soggetta ad un incremento di temperatura di 100°C

$$L_0 = 40 \text{ m.} \quad \lambda = 12,1 * 10^{-6} \text{ } ^{\circ}\text{C}^{-1} \quad \Delta t = 100^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta L = \lambda * L_0 * \Delta t$$

$$\Delta L = 12,1 * 10^{-6} * 40 * 100 = 48.400 * 10^{-6} = 0,0484 \text{ m} = 4,84 \text{ cm.}$$

4) Calcolare l'aumento di volume subito da un cubo di rame avente lo spigolo di 10 cm. e soggetto ad un aumento di temperatura di 100°C.

$$\Delta V = K * V_0 * \Delta t$$

$$\Delta V = 16,8 * 10^{-6} * 0,001 * 100 = 0,00000168 \text{ m}^3 = 1,68 \text{ cm}^3$$

5) Con i seguenti dati

$$V_0 = 50 \text{ cm}^3 \quad t_0 = 0^{\circ}\text{C} \quad t_1 = 80^{\circ}\text{C} \quad V_1 = 52 \text{ cm}^3$$

determinare il coefficiente di dilatazione volumetrica del corpo

$$\Delta V = K * V_0 * \Delta t$$

$$K = \frac{\Delta V}{V_0 * \Delta t} \quad K = \frac{2}{50 * 80} = 0,0005 = 5 * 10^{-4} \text{ } ^{\circ}\text{C}^{-1}$$

ESERCIZI PROPOSTI

1) Trasformare la temperatura di 20°C nelle altre scale termometriche

$$[293^{\circ}\text{K}, 16^{\circ}\text{R}, 68^{\circ}\text{F}]$$

2) Determinare il giunto di dilatazione necessario tra due rotaie ferroviarie lunghe 12m al fine di evitare le loro deformazioni, considerando un incremento di temperatura estivo di 50°C

$$[1,45 \text{ cm}]$$

3) Calcolare l'aumento di volume subito da una sfera di rame avente il raggio di 5 cm soggetta ad un incremento di temperatura di 100°C .

$$[0,88\text{cm}^3]$$

4) Determinare il coefficiente di dilatazione lineare di un corpo, con i seguenti dati

$$L_0 = 200 \text{ m} \quad L = 200,15 \text{ m} \quad t_1 = 24^{\circ}\text{C} \quad t_2 = 100^{\circ}\text{C}$$

$$[\lambda = 9,87 \cdot 10^{-6}]$$

1.4 LEGGI E TRASFORMAZIONI DEI GAS

Lo stato termodinamico di un gas dipende dal valore di 3 grandezze fisiche:

- Temperatura
- Pressione
- Volume

Al variare di almeno due di queste grandezze, si dice che il gas subisce una “*trasformazione termodinamica*”.

Le trasformazioni di un gas sono regolate da alcune leggi ed un gas che rispetta rigorosamente tali leggi si definisce gas ideale (o gas perfetto).

TRASFORMAZIONE ISOTERMA

Una trasformazione particolare è la trasformazione isoterma (o isoterica), cioè a temperatura costante; essa è regolata dalla seguente “**legge di Boyle**”:

se un gas subisce una trasformazione e la sua temperatura rimane costante, pressione e volume sono inversamente proporzionali tra di loro.

FORMULA: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ oppure $P \cdot V = K$

Con : P_1 e V_1 = valori di pressione e volume prima della trasformazione

P_2 e V_2 = valori di pressione e volume dopo la trasformazione

TRASFORMAZIONE ISOBARA O ISOBARICA

Si definisce trasformazione isobara, una trasformazione che avviene a pressione costante; essa è regolata dalla “**prima Legge di Gay–Lussac**”:

in una trasformazione a pressione costante, la variazione di volume che un gas subisce è direttamente proporzionale alla sua variazione di temperatura.

FORMULA: $V_t = V_o \cdot (1 + \alpha \cdot \Delta t)$ oppure $\Delta V = \alpha \cdot V_o \cdot \Delta t$

Infatti $V_t = V_o + \Delta V = V_o + \alpha \cdot V_o \cdot \Delta t = V_t = V_o (1 + \alpha \cdot \Delta t)$ con:

- V_t = volume alla temperatura t
- V_o = volume a 0°C

- α = coefficiente di dilatazione termica pari a $1/273$
- Δt = variazione di temperatura.

TRASFORMAZIONE ISOVOLUMICA O ISOCORA

La trasformazione isovolumica è una trasformazione che avviene a volume costante; essa è regolata dalla “**seconda Legge di Gay–Lussac**”:

in una trasformazione a volume costante, la variazione di pressione di un gas è direttamente proporzionale alla sua variazione di temperatura.

FORMULA: $P_t = P_o \cdot (1 + \beta \cdot \Delta t)$ con:

- P_t = pressione alla temperatura t
- P_o = pressione a 0°C
- β = coefficiente di pressione a volume costante, pari a $1/273$
- Δt = variazione di temperatura.

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI

Esiste inoltre una relazione che lega tutte e tre le grandezze fisiche T, P, V , per trasformazioni generiche, detta “**equazione di stato dei gas perfetti**”, in formula

$$pV = nRT \quad \text{dove:}$$

- p = pressione [atm]
- V = volume [litri]
- T = temperatura [$^\circ\text{K}$]
- n = numero di moli (o grammomolecole), cioè la quantità di sostanza espressa in grammi numericamente uguale al suo peso molecolare

con tali unità di misure, generalmente usate per i gas, la “*costante universale dei gas*” R vale $0,0821$; mentre con le unità di misura del S.I. essa vale $8,315 \text{ J/}^\circ\text{K}$.

ESERCIZI E QUESITI SVOLTI

1) In una trasformazione isoterma, con i seguenti dati:

$$T = 200 \text{ K} \quad P_1 = 2 \text{ atm} \quad V_1 = 2 \text{ litri} \quad V_2 = 4 \text{ litri}$$

quale sarà il valore della pressione finale?

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \text{da cui} \quad P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{2 \cdot 2}{4} = 1 \text{ atm}$$

2) n.3 moli di un gas si trovano alla pressione di 3 atm e occupano un volume di 5 dm³

A che temperatura si trova questo gas?

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R} = \frac{3 \cdot 5}{3 \cdot 0,0821} = \frac{3 \cdot 5}{0,2463} = 60,9^\circ \text{K}$$

3) D. Quali sono le variabili di stato di un gas?

R. Le variabili di stato di un gas sono 3: temperatura, pressione e volume;

4) D. Che cos'è un gas perfetto?

R. Un gas perfetto è colui che rispetta rigorosamente le leggi dei gas;

5) D. Che cos'è una trasformazione isoterma?

R. La trasformazione isoterma di un gas è una trasformazione durante la quale la sua temperatura rimane costante, mentre pressione e volume cambiano.

6) D. Cosa afferma la legge di Boyle?

R. La Legge di Boyle afferma che in una trasformazione isoterma, pressione e volume sono Inversamente proporzionali tra di loro.

ESERCIZI E QUESITI PROPOSTI

1) Un gas perfetto, che occupa un volume di 4l, viene riscaldato di 50°C a pressione costante.

Calcola il volume finale del gas.

[4,73 l]

2) I pneumatici di un automobile, alla temperatura ambiente di 20°C, vengono gonfiati fino a 2,2atm. Se l'auto viene lasciata al sole e la temperatura dei pneumatici sale a 40°C, a quale pressione si troverà l'aria in essi contenuta?

[2,36 atm]

3) Che cos'è una trasformazione isocora?

4) Che cos'è una trasformazione isobara?

5) Enuncia la prima legge di Gay–Lussac

6) Enuncia la seconda legge di Gay–Lussac

1.5 LEGGE FONDAMENTALE DELLA TERMOLOGIA

Quando due corpi A e B, aventi diverse temperature, vengono messi a contatto, ci sarà uno scambio di “calore” (energia) tra loro e questo scambio terminerà quando i due corpi avranno raggiunto la stessa temperatura, cioè *“l’equilibrio termico”*.

Questo è ciò che dice proprio il **“Principio dell’equilibrio termico”**.

Adesso poniamoci il quesito: ma da che cosa dipende il calore che un corpo può scambiare?

Il calore che un corpo può scambiare (cedere o acquistare) dipende da tre fattori:

- *il tipo di materiale*, infatti materiali diversi scambiano calore in modo diverso;
- *la massa del corpo*, infatti il calore che un corpo scambia è direttamente proporzionale alla sua massa;
- *la variazione di temperatura*, infatti il calore che un corpo scambia è direttamente proporzionale alla variazione di temperatura cui esso è sottoposto.

In formula si ha: **$Q = c \cdot m \cdot \Delta t$** **“Legge fondamentale della Termologia”** dove:

- Q = Calore scambiato [J]

- c = calore specifico del corpo, coefficiente che dipende dal tipo di materiale $\left(\frac{\text{J}}{\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}} \right)$

- m = massa del corpo [Kg]

- Δt = variazione di temperatura [$^\circ\text{C}$]

CALORE SPECIFICO

Il calore specifico di un corpo è quel coefficiente che tiene conto delle sue caratteristiche naturali e che gli dà la predisposizione a scambiare più o meno calore; la sua definizione è la seguente:

*“si definisce **calore specifico** di un corpo la quantità di calore necessaria per far variare, ad 1Kg della sua massa, la sua temperatura di un 1°C ”.*

Es. : se il calore specifico del ferro è $480 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C}$, vuol dire che per aumentare la temperatura di 1°C ad 1Kg di ferro occorrono 480J; viceversa 1Kg di ferro cede 480J di calore quando si raffredda di 1°C .

Qui di seguito sono riportati, in tabella, i calori specifici di alcuni corpi

Sostanza	Stato	J/(kg·K)
Alluminio	solido	880
Acciaio inox	solido	502
Acqua	liquido	4186
Acqua (Ghiaccio)	solido (0 °C)	2090
Anidride carbonica	liquido	838
Aria (secca)	gassoso	1005
Aria (100% umidità relativa)	gassoso	~ 1030
Azoto	gassoso	1042
Berillio	solido	1824
Diamante	solido	502
Elio	gassoso	5190
Etanolo	liquido	2460
Ferro	solido	444
Glicerina	liquido	2260
Grafite	solido	720
Idrogeno	gassoso	14435
Litio	solido	3582
Mercurio	liquido	139
Olio	liquido	~ 2000
Ossigeno	gassoso	920
Oro	solido	129
Ottone	solido	377
Piombo	solido	130
Polistirene	solido	1450
Rame	Solido	385
Silice (fuso)	Solido	703
Silice	Gassoso	2020
Stagno	Solido	228
Zinco	Solido	388
Condizioni standard Per i solidi il valore coincide col calore specifico a volume costante		

Dalla tabella si evince un dato molto interessante : il **calore specifico dell'acqua**. Esso infatti è *molto elevato* e ciò spiega come l'acqua impiega molto più tempo a riscaldarsi rispetto agli altri corpi (avendo bisogno di maggiore quantità di calore); viceversa cede anche grandi quantità di calore a contatto con corpi più freddi.

Il mare, ad esempio, d'estate si riscalda meno e più lentamente rispetto agli altri corpi (sabbia e tutto ciò che lo circonda), quindi da “frescura” all'aria circostante; d'inverno invece si raffredda più lentamente ed, avendo una temperatura superiore a quella dell'aria circostante, restituisce il calore immagazzinato d'estate. Questo è il motivo per cui i paesi vicini al mare beneficiano di un clima più “mite” rispetto a quelli dell'entroterra (clima continentale); il mare viene definito come “il più grande scambiatore di calore al mondo”.

Il calore, nel Sistema Internazionale, essendo una forma di energia, si misura in Joule [J]; tuttavia esiste un'altra unità di misura per il calore: la Caloria [Cal]o Chilocaloria [Kcal].

*“Si definisce **Caloria** la quantità di calore necessaria per riscaldare un 1Kg di acqua distillata di 1°C, e precisamente da 14,5 °C a 15,5 °C”.*

La **Caloria** è definita anche come “grande caloria”, mentre la **caloria** è definita come “piccola caloria”; naturalmente $1\text{Cal} = 1\text{Kcal} = 1000\text{cal}$

Esiste anche una equivalenza tra Caloria e Joule, determinata sperimentalmente dal fisico Joule, con il famoso esperimento del “**mulinello di Joule**” (in figura sotto)



Un mulinello a palette simile a quello usato da Joule

Il mulinello di Joule, è lo strumento con cui il fisico inglese James Prescott Joule, nel 1850, determinò l'equivalente meccanico del calore.

Si tratta sostanzialmente di un particolare tipo di calorimetro contenente acqua; le palette sono soggette ad una coppia di forze dovuta alla caduta di due grossi pesi, liberi di muoversi sotto l'effetto dell'accelerazione di gravità. Si instaura così un regime viscoso tra le palette del mulinello e la struttura del mulinello stesso, con conseguente creazione di ingenti forze viscosi. Come conseguenza di questo processo, il sistema costituito dai pesi più il mulinello stesso raggiunge rapidamente una velocità di regime, così che si ha un aumento della temperatura dell'acqua e la caduta rallentata dei pesi. Quando i pesi hanno raggiunto il suolo, si misura l'innalzamento di temperatura dell'acqua contenuta nel calorimetro, ricavando la variazione di energia interna derivante dall'azione meccanica del mulinello.

Si conclude quindi, a fronte dell'innalzamento di temperatura, che tutto è avvenuto come se si fosse somministrato calore (cosa peraltro impossibile perché il calorimetro è isolato termicamente) ed è quindi possibile determinare il rapporto tra l'energia meccanica immessa e la variazione di energia interna misurata in calorie intesa come calore fittizio introdotto, e dato dal prodotto della massa d'acqua per l'innalzamento di temperatura.

Per mezzo di tale esperimento, Joule determinò il fattore di equivalenza tra Joule e Caloria, denominato “*equivalente meccanico del calore*” e risultato pari a 4,186 J/cal o 4186 J/Cal, valore di straordinaria precisione per i tempi; quindi

equivalente meccanico del calore $J = 4186 \text{ Joule/Caloria}$

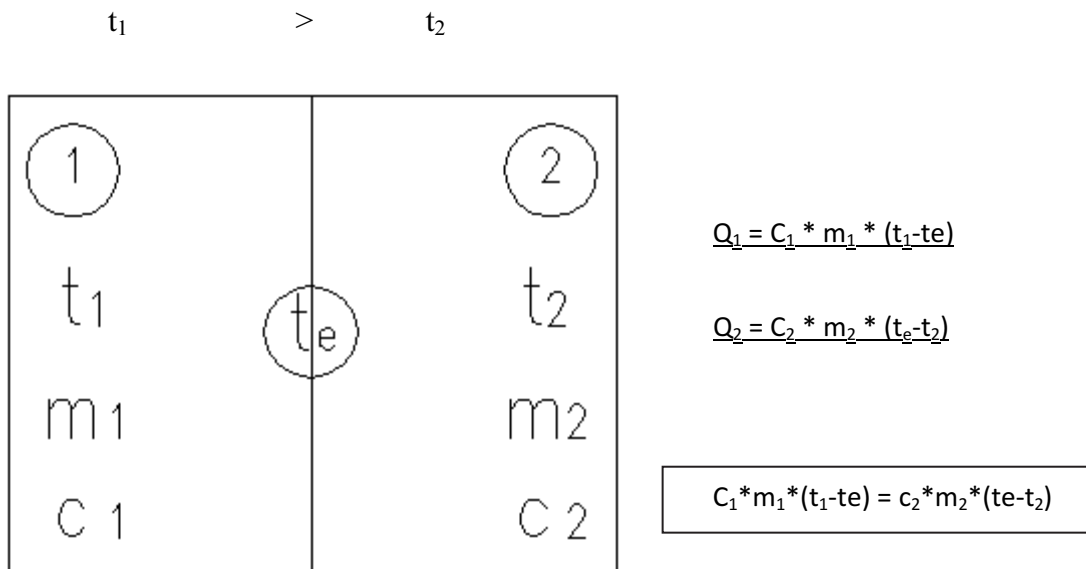
1.6 EQUAZIONE DELL'EQUILIBRIO TERMICO

Supponiamo di avere due corpi a contatto, aventi diverse temperature t_1 e t_2 , con $t_1 > t_2$; in base al “*principio dell'equilibrio termico*” essi si scambieranno calore fino a che raggiungeranno la stessa temperatura. Vediamo adesso di determinare il valore di tale temperatura di equilibrio.

Indicando con:

- t_1 , m_1 e c_1 = temperatura, massa e calore specifico del corpo a temperatura maggiore
- t_2 , m_2 e c_2 = temperatura, massa e calore specifico del corpo a temperatura minore
- t_e = temperatura di equilibrio

in base allo schema seguente



avremo:

- Q_1 = calore scambiato dal corpo 1 (ceduto al corpo 2)
- Q_2 = calore scambiato dal corpo 2 (acquistato dal corpo 1)

e poiché $Q_1 = Q_2$ si ricava “*l'equazione dell'equilibrio termico*”:

$$c_1 * m_1 * (t_1 - t_e) = c_2 * m_2 * (t_e - t_2)$$

da cui possiamo ricavare un'incognita qualsiasi, come la temperatura di equilibrio:

$$t_e = \frac{c_1 * m_1 * t_1 + c_2 * m_2 * t_2}{c_1 * m_1 + c_2 * m_2}$$

ESERCIZI E QUESITI SVOLTI

1) Un pezzo di alluminio di 3 Kg e della temperatura di 200°C, viene immerso in una bacinella contenente 5 Kg di acqua alla temperatura di 30 °C. Quale sarà la temperatura di equilibrio?

$$t_{eq} = \frac{c_1 * m_1 * t_1 + c_2 * m_2 * t_2}{c_1 * m_1 + c_2 * m_2} = \frac{908 * 3 * 200 + 4186 * 5 * 30}{908 * 3 + 4.186 * 5} = \frac{544.800 + 627.900}{2.724 + 209.930} = \frac{1.172.700}{23.654} = 49,58^{\circ}\text{C}$$

2) A quanti joule corrispondono 12 cal?

$$J = Q * 4,186 = 12 * 4,186 = 50,232J$$

3) D. Che cos'è il calore?

R. Il calore è una forma di energia che si trasmette da un corpo ad un altro quando hanno diversa temperatura

4) D. Qual è l'unità di misura del calore?

R. L'unità di misura del calore nel S.I. è il Joule

5) D. Cosa succede a due corpi, aventi diverse temperature, se vengono messi a contatto?

R. Se due corpi di diversa temperatura si mettono a contatto tra di loro, raggiungono una temperatura costante che viene detta d'equilibrio.

ESERCIZI E QUESITI PROPOSTI

1) Quante Calorie occorrono per riscaldare di 25°C una massa d'acqua di 2,5Kg?

[62,5 Cal]

2) Una massa di 2Kg d'acqua con temperatura iniziale di 4°C viene miscelata con 4Kg d'acqua alla temperatura di 40°C. Calcolare la loro temperatura d'equilibrio.

[28°C]

3) Cos'è il calore specifico?

4) Quanto vale l'equivalente meccanico del calore?

1.7 PROPAGAZIONE DEL CALORE

La propagazione del calore può avvenire in tre modi:

- *conduzione*
- *convezione*
- *irraggiamento*

1.7.1 LA CONDUZIONE

La propagazione del calore per *conduzione* avviene nei corpi solidi ed essa può avvenire tra due corpi a contatto, quando hanno diversa temperatura, o all'interno di un corpo stesso quando c'è una temperatura diversa tra i suoi estremi(es. se poniamo una sbarra metallica, ad una estremità, su una fiamma, dopo un po' di tempo ci scoteremo la mano posta all'altra estremità). Il calore “viaggia” (cioè si trasmette) all'interno del corpo sotto forma di “energia termica” (energia cinetica) delle particelle, per urti tra le stesse situate in zone limitrofe del materiale; nella conduzione c'è trasferimento di energia senza movimento di materia.

Tale caratteristica prende il nome di “**conducibilità termica**” e tuttavia non è la stessa in tutti i solidi, infatti a tal proposito distinguiamo i “*buoni conduttori*” (in genere tutti i metalli) ed i “*cattivi conduttori*” o “*isolanti*” (come l'aria, il sughero, il vetro, il legno, ecc.); di seguito viene riportata una tabella con i coefficienti di conducibilità termica di alcuni corpi, intendendo per **conducibilità termica** : “*la quantità di calore che passa in 1h attraverso la parete di un corpo dello spessore di 1m e della superficie di 1m², quando tra le sue facce c'è una differenza di temperatura di 1°C*”

In genere, la conducibilità termica va di pari passo con la conducibilità elettrica; ad esempio i metalli presentano valori elevati di entrambe; una notevole eccezione è costituita dal diamante, che ha un'elevata conducibilità termica, ma una scarsa conducibilità elettrica.

Conducibilità termica di alcune sostanze comuni

Sostanza	$W \cdot m^{-1} \cdot K^{-1}$
diamante	1600
argento	460
rame	350
oro	320
alluminio	260
ottone	111
platino	70
quarzo	8
vetro	1
laterizi	0,8
acqua distillata	0,6
idrogeno	0,172
glicole etilenico	0,25
olio minerale	0,15
lana	0,05
vermiculite	0,046
polistirolo espanso	0,045
aria secca (a 300 K, 100 kPa)	0,026
poliuretano	0,026
aerogel di silice	0,013 in pannelli sotto vuoto alla pressione di $1,7 \times 10^{-5}$ atmosfere

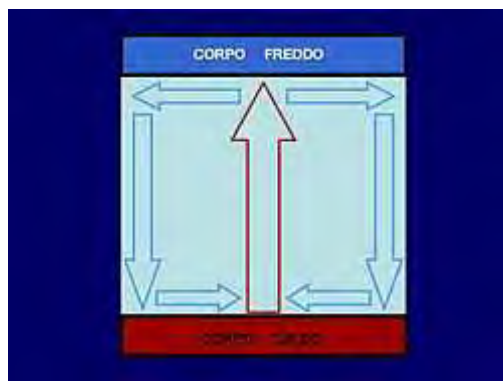
1.7.2 LA CONVEZIONE

La propagazione del calore per *convezione* avviene nei fluidi, cioè nei liquidi e negli aeriformi.

Essa avviene per “*spostamento di materia*”, all’interno della sostanza; infatti particelle che sono a contatto con una fonte di calore si riscaldano e, dilatandosi, diminuiscono di densità dando origine così ad un movimento verso l’alto, mentre poi, raffreddandosi, riscendono giù con movimenti verso

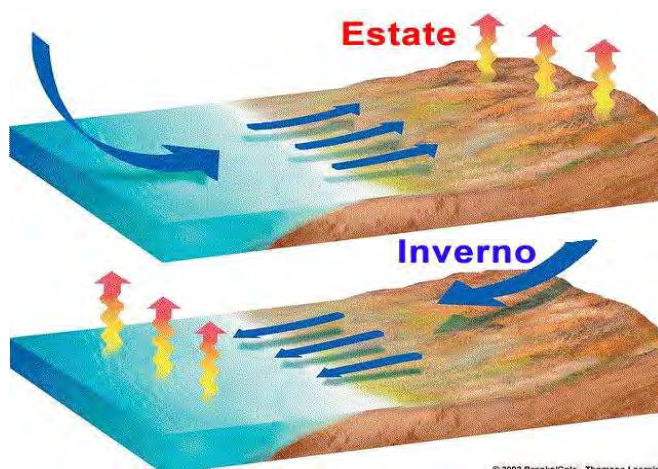
il basso; si creano così delle vere e proprie “*correnti ascensionali e discensionali*”, definite per l'appunto “**moti convettivi**”.

Ad esempio, di una certa quantità d'acqua contenuta in un recipiente, si riscaldano prima le particelle situate sul fondo, a contatto con la fonte di calore, quindi salgono su con una corrente ascensionale per poi ridiscendere, una volta raffreddate, con una corrente discensionale.



Moto convettivo

Fenomeno analogo è quello della formazione dei “venti” (aria calda che sale su, si sposta e ridiscende seguendo poi spostamenti orizzontali).



Convezione Atmosferica (brezze, uragani, correnti, cumuli e nuvole)

1.7.3 L'IRRAGGIAMENTO

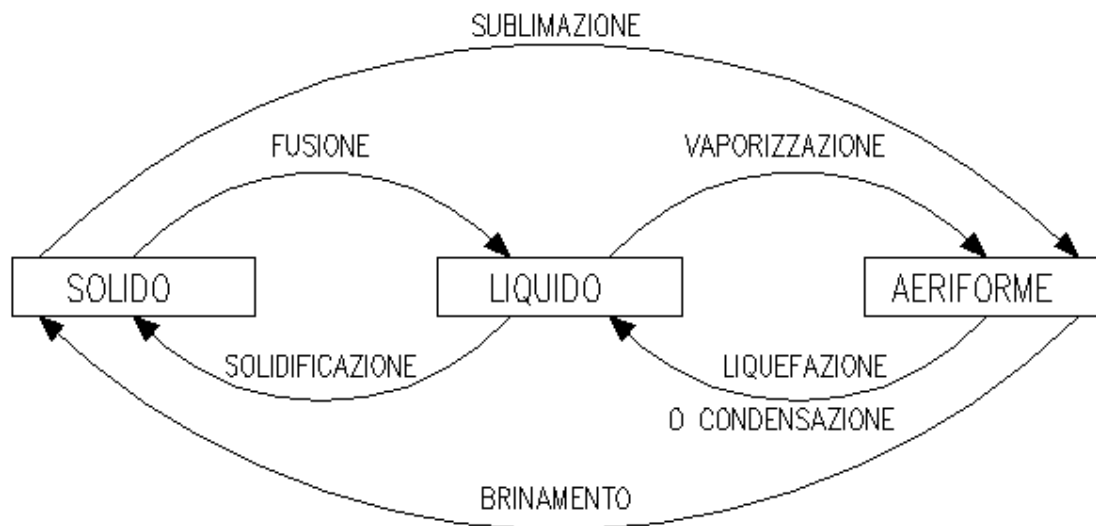
La propagazione del calore per *irraggiamento* è una trasmissione che avviene “*a distanza*”(anche nel vuoto) tramite **onde elettromagnetiche**, quindi senza contatto tra i corpi né spostamento di materia; ad esempio il calore emesso dalla legna che brucia in un caminetto (raggi infrarossi), o quello di una stufetta elettrica, o quello più noto e conosciuto del sole che “*irraggia*” la terra.

1.8 PASSAGGI DI STATI DI AGGREGAZIONE

Come è noto, gli stati di aggregazione della materia sono tre:

- *solido*
- *liquido*
- *aeriforme (gas e vapori)*

Quando un corpo viene sottoposto ad una variazione di temperatura, riscaldamento o raffreddamento, può cambiare il suo stato di aggregazione; in particolare lo schema dei passaggi da uno stato di aggregazione ad un altro è il seguente:

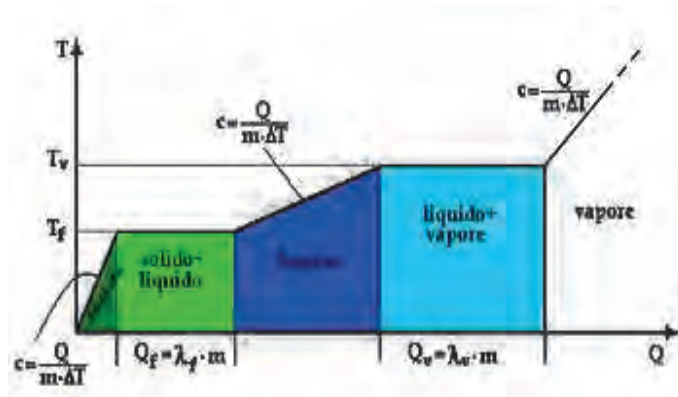


Ma cosa succede, a livello molecolare, che spieghi tali passaggi di stato?

Quando un solido, ad esempio, viene riscaldato, aumenta la sua temperatura e di conseguenza la sua “energia termica” o “energia cinetica” delle particelle; tramite l’agitazione termica, sempre più crescente, i forti legami che tengono insieme le particelle nei solidi, pian piano diminuiscono fino ad allentarsi dando origine allo stato liquido, dove i legami sono più deboli e le particelle, pur conservando le loro mutue distanze (il liquido rimane ancora né comprimibile né espandibile, quindi non può cambiare volume) possono “scorrere” le une sulle altre (il liquido infatti può cambiare forma); aumentando ancora la temperatura, e quindi l’energia cinetica delle particelle, i legami si rompono del tutto e le particelle diventano libere, acquisendo lo stato aeriforme.

Tutto al contrario avviene, invece, con il raffreddamento del corpo.

Riportiamo qui di seguito il grafico relativo a tutti i passaggi di stati di aggregazione, in sequenza



Sono evidenziate in chiaro le fasi di transizione

1.8.1 LA FUSIONE

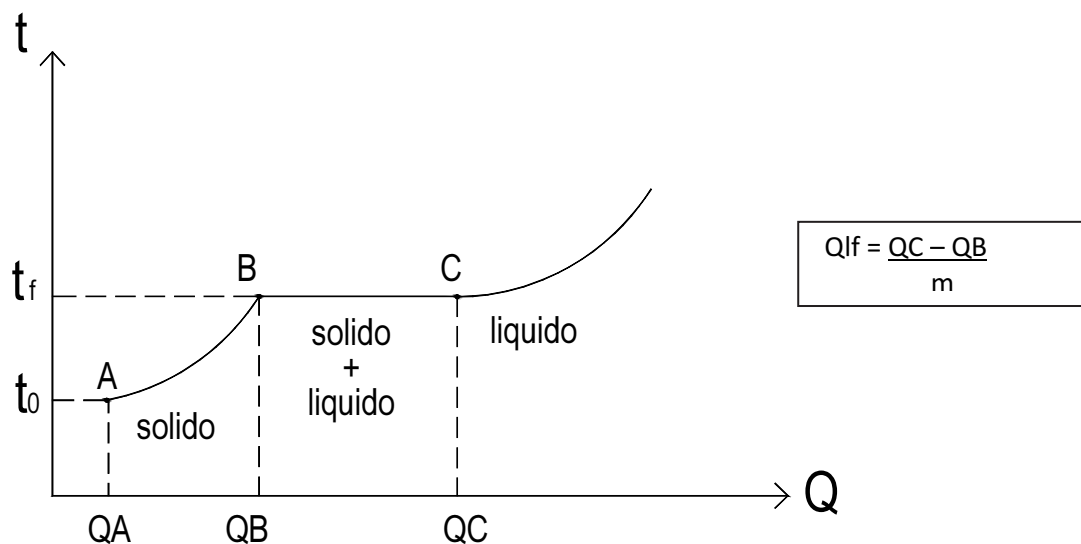
La fusione è il passaggio di stato di aggregazione *da solido a liquido*.

Essa dipende da due fattori:

- la **temperatura**, infatti ogni sostanza ha una sua *temperatura di fusione*, indicata con t_f , alla quale essa passa dallo stato solido a quello liquido;
- la **pressione**, infatti la temperatura di fusione di una sostanza può variare, lievemente, in funzione della pressione alla quale essa si trova.

Il fenomeno della fusione può essere rappresentato graficamente su un diagramma che riporta le quantità di calore sull'asse delle ascisse e le temperature su quello delle ordinate.

GRAFICO FUSIONE



Come si può notare da questo grafico:

- il corpo parte da una temperatura iniziale t_0 ed una quantità di calore Q_A che esso possiede;
- quindi viene riscaldato fino alla sua temperatura di fusione t_f mediante somministrazione di calore $Q_B - Q_A$ calcolabile con la formula $Q = c \cdot m \cdot \Delta t$
- a questo punto (punto B del grafico) esso comincia a fondere e, stranamente, durante tutto il processo di fusione, pur somministrandogli ancora il calore $Q_C - Q_B$, la sua temperatura rimane costante; infatti tale quantità di calore serve proprio per il fenomeno della fusione, incrementando l'energia cinetica delle particelle fino a “vincere” i forti legami che legano i solidi e quindi farli diventare liquidi;
- dopo tale processo, se si continua a fornire calore, la temperatura riprende a salire, fino ad arrivare a quella necessaria per il passaggio dallo stato liquido a quello aeriforme, dove avviene lo stesso fenomeno, e così via.

Si definisce **calore latente di fusione** di una sostanza la quantità di calore necessaria per far

fondere un Kg della sua massa; quindi
$$Q_{lf} = \frac{Q_C - Q_B}{m}$$

Generalmente la temperatura di fusione di una sostanza è direttamente proporzionale alla pressione cui essa si trova; fa eccezione a questa regola l'acqua, infatti essa sottoposta a pressione fonde ad una temperatura inferiore a 0°C (esempio: il fenomeno dello scorrimento dei ghiacciai).

Altra eccezione è costituita dalle sostanze “*amorfe*” : vetro, paraffina, catrame, ecc.

Esse infatti non hanno una temperatura di fusione ben definita, ma un intervallo di temperatura all'interno del quale subiscono un “rammollimento continuo” (fusione pastosa), fino a passare allo stato liquido.

1.8.2 LA VAPORIZZAZIONE

La vaporizzazione è il passaggio di stato da liquido ad aeriforme.

Essa può avvenire in due modi:

- *ebollizione*
- *evaporazione*

L'*ebollizione* interessa tutta la massa del liquido ed avviene solo in particolari condizioni di temperatura e di pressione; ogni sostanza ha infatti una sua temperatura di ebollizione che dipende anche dalla pressione, generalmente in modo direttamente proporzionale (es. l'acqua bolle a 100 °C alla pressione atmosferica 1 atm, la sua temperatura di ebollizione varia però con la pressione);

Il **calore latente di ebollizione** di una sostanza è la quantità di calore necessaria per far bollire un Kg della sua massa.

Segue tabella con temperature e calori latenti di fusione e di ebollizione

Calore latente e temperatura al cambio di stato di sostanze comuni alla <u>pressione atmosferica</u>				
Sostanza	Calore latente di <u>fusione</u> [kJ/kg]	Temperatura di fusione [°C]	Calore latente di <u>ebollizione</u> [kJ/kg]	Temperatura di ebollizione [°C]
<u>Alcool etilico</u>	108	-114	855	78,3
<u>Ammoniaca</u>	339	-75	1369	-33
<u>Biossido di carbonio</u>	184	-78,5	574	-56,56
<u>Elio</u>	1,25	-269,7	21	-268,93
<u>Idrogeno</u>	58	-259	455	-253
<u>Azoto</u>	25,7	-210	200	-196
<u>Ossigeno</u>	13,9	-219	213	-183
<u>Mercurio</u>	11	-39	294	357
<u>Toluene</u>			351	
<u>Zolfo</u>	54	115	1406	445
<u>Acqua</u>	333,5	0	2272	100

L'*evaporazione* interessa invece solo lo strato superficiale del liquido ed avviene per distacco di molecole da tale strato; essa può avvenire senza particolari condizioni di temperatura e di pressione (l'acqua evapora dal pavimento, dalla bacinella, ecc. anche in condizioni normali ambientali); quando si forma una situazione di equilibrio, in un ambiente chiuso, tra un liquido ed il suo vapore sovrastante si dice che si è raggiunta la condizione di *saturazione*, ed in questo caso la pressione del vapore saturo si chiama *tensione di saturazione*.

1.8.3 LA LIQUEFAZIONE O CONDENSAZIONE

La liquefazione, o condensazione è il passaggio di stato da aeriforme a liquido. essa può avvenire per abbassamento di temperatura (raffreddamento) o per compressione. Premesso che gli aeriformi

comprendono sia i *gas* (aeriformi in condizioni normali) che i *vapori* (aeriformi sottoposti a passaggi di stato la cui natura normalmente è liquida o solida), esiste una temperatura, detta “**temperatura critica**”, al di sopra della quale un aeriforme non può liquefare.

Poiché i vapori hanno temperature critiche abbastanza elevate, mentre i gas hanno temperature critiche molto basse, i primi possono essere liquefatti più facilmente ed anche ricorrendo alla sola compressione, mentre i secondi hanno bisogno anche di un forte raffreddamento.

Vengono riportati di seguito i valori delle temperature e pressioni critiche di alcune sostanze

Sostanza	Temperatura critica (°C)	Temperatura critica (K)	Pressione critica (atm)	Pressione critica (MPa)
Argon	-122,4	150,8	48,1	4,870
Bromo	310,8	584	102	10,340
Cloro	143,8	417	76,0	7,700
Fluoro	-128,85	144,3	51,5	5,220
Elio	-267,96	5,19	2,24	0,227
Idrogeno	-239,95	33,2	12,8	1,297
Krypton	-63,8	209,4	54,3	5,500
Neon	-228,75	44,4	27,2	2,760
Azoto	-146,9	126,2	33,5	3,390
Ossigeno	-118,6	154,6	49,8	5,050
CO₂	31,04	304,1	72,8	7,377
Xeno	16,6	289,7	57,6	5,840
Litio	2.950	3.223	65,2	6,700
Mercurio	1.476,9	1.750	1.587	172
Ferro	8.227	8.500		
Oro	6.977	7.250	5.000	530
Alluminio	7.577	7.850		
Tungsteno	15.227	15.500		
Acqua	373,936	647,096	217,7	22,059

1.8.4 LA SOLIDIFICAZIONE

La solidificazione è il passaggio di stato da liquido a solido.

Essa avviene per sottrazione di calore (raffreddamento) di un liquido fino alla temperatura di fusione (anche temperatura di solidificazione) e segue il grafico dalla fusione in senso contrario.

Il **calore latente di solidificazione** di una sostanza è la quantità di calore che bisogna *sottrarre* ad un Kg della sua massa per farla solidificare.

1.8.5 SUBLIMAZIONE E BRINAMENTO

La sublimazione è il passaggio diretto da solido ad aeriforme; essa consiste praticamente nella vaporizzazione di un solido (es. naftalina)

Il brinamento è il passaggio diretto da aeriforme a solido; esso è il procedimento inverso della sublimazione(es. il vapore d'acqua presente nell'aria, quando d'inverno la temperatura scende bruscamente sotto lo 0°C , passa dallo stato aeriforme a quello solido, formando quei piccoli cristalli di ghiaccio che comunemente chiamiamo "*brina*").

- TERMODINAMICA

1.9 INTRODUZIONE ALLO STUDIO DELLA TERMODINAMICA

La termodinamica è la scienza che studia l'energia, le sue trasformazioni e le sue relazioni con lo stato della materia. In ogni applicazione tecnica ci si imbatte in operazioni in cui avvengono scambi di energia e materia e, pertanto, **la termodinamica, con i suoi principi, la si incontra in qualsiasi attività umana.**

Parlando di termodinamica occorre definire con esattezza alcuni concetti ed espressioni di uso frequente:

Un **sistema termodinamico** è una porzione di spazio ben definita o una quantità di materia, delimitata da superfici che la separano dall'ambiente esterno. Tali superfici, dette pareti, possono essere fisse o mobili.

Una distinzione che occorre fare è fra **sistema chiuso** e **sistema aperto**: intendendosi per chiuso un sistema senza deflusso, nel quale il contenuto di massa non varia e per sistema aperto, o con deflusso, quello nel quale vi è un ingresso e una uscita di massa. Se le superfici sono impermeabili oltre che allo scambio di massa con l'esterno anche a quello di ogni forma di energia, il sistema si definisce **isolato**. Un caso particolare è il sistema termicamente isolato o **adiabatico** quando la sola forma di energia che non attraversa il contorno è il calore.

Un sistema si definisce **omogeneo** o **eterogeneo** se è costituito rispettivamente da una o più fasi; e sarà detto a “n” componenti se n sono le specie chimiche presenti. Per esempio l'aria (miscela di ossigeno e azoto allo stato gassoso) costituisce un sistema omogeneo a due componenti; un miscuglio di acqua e ghiaccio costituisce un sistema eterogeneo a un componente.

Le più comuni **proprietà termodinamiche** di un sistema, le quali ne definiscono lo stato, sono: la **temperatura T** , la **pressione p** , la **massa volumica ρ** o il suo **volume specifico v** .

Spesso la combinazione di alcune proprietà termodinamiche ne definisce un'altra, per esempio l' **entalpia** è definita da

$$h = u + pv \quad (\text{J/Kg})$$

dove:

u = energia interna specifica (J/Kg)

p = pressione (Pa)

v = volume specifico (m^3/Kg)

Ogni proprietà ha un valore ben definito e univoco per ogni stato.

Per **processo** si intende una modificazione di stato che determina la variazione di almeno una proprietà di un sistema. Il **ciclo** è un processo o una serie di processi per cui lo stato finale del sistema coincide con quello iniziale; alla fine del ciclo, quindi, tutte le proprietà hanno lo stesso valore posseduto all'inizio.

Sostanza pura: è un composto chimico invariabile e omogeneo, può esistere in più di una fase ma la composizione chimica è costante in ogni fase.

Se una sostanza esiste come liquido alla temperatura e pressione di saturazione essa è definita **liquido saturo**. Se la temperatura del liquido è inferiore a quella di saturazione (alla data pressione) si parla di **liquido sottoraffreddato** o, se la pressione è maggiore di quella di saturazione per una data temperatura, si parla di **liquido compresso**. Quando una sostanza si trova in parte allo stato liquido e parte vapore, alla temperatura di saturazione, la sua caratteristica è espressa dal rapporto fra la massa del vapore e quella totale.

Se una sostanza esiste come vapore, alla temperatura di saturazione, viene definito **vapore saturo**. Quando il vapore è a una temperatura superiore a quella di saturazione si parla di **vapore surriscaldato**. In questo caso la pressione e la temperatura sono proprietà indipendenti poiché la temperatura può aumentare mentre la pressione rimane costante. I gas possono considerarsi vapori altamente surriscaldati.

Concetti basilari in termodinamica sono quelli di **entropia** e di **energia**.

L'entropia è indice del disordine molecolare di un sistema.

L'energia rappresenta la capacità di un sistema di produrre un effetto e può essere definita:

energia interna	è l'energia posseduta da un sistema a causa del movimento delle sue molecole e/o delle forze intermolecolari
energia potenziale	è l'energia posseduta da un sistema per le forze di attrazione esistenti fra le molecole o per la posizione del sistema ($e = m g z$, dove m è la massa, g è l'accelerazione di gravità, z è l'elevazione del sistema rispetto a un piano orizzontale di riferimento)
energia cinetica	è l'energia posseduta da un sistema a causa del movimento delle molecole ($e_c = m v^2/2$, dove m è la massa e v la velocità)
energia chimica	è l'energia posseduta da un sistema a causa della reciproca posizione degli atomi costituenti le molecole
energia nucleare	è l'energia posseduta da un sistema per le forze di coesione fra protoni e neutroni presenti insieme nel nucleo dell'atomo

Queste forme di energia sono anche classificate come intrinseche alla materia. Esistono, però, anche altre forme di energia dette energie in transito attraverso le pareti del sistema sede di trasformazione:

Calore	rappresenta il trasferimento di energia da un sistema ad alta temperatura ad uno a temperatura più bassa.
Lavoro	rappresenta il trasferimento di energia da un sistema a pressione (o forze di qualsiasi natura) più alta ad una pressione più bassa.
Energia meccanica	è quella liberata o assorbita da una macchina quale una turbina, un compressore, un motore a combustione interna ecc.

Equilibrio termodinamico, equazione di stato.

Un sistema si definisce in equilibrio se le sue condizioni rimangono invariate nel tempo quando non si hanno variazioni nelle condizioni dell'ambiente.

Un equilibrio è detto *stabile* se il sistema, inizialmente in equilibrio, vi ritorna al cessare di una condizione esterna che ne abbia modificato lo stato iniziale. Se, viceversa, il sistema non ritorna nelle condizioni iniziali, l'equilibrio è detto *instabile*.

Un sistema chiuso in equilibrio stabile viene anche detto in *equilibrio termodinamico*.

In particolare si parla di:

- *equilibrio meccanico*, quando non vi è moto relativo fra le parti costituenti il sistema, essendoci equilibrio fra le forze applicate;
- *equilibrio chimico*, quando all'interno del sistema non si hanno reazioni chimiche;
- *equilibrio termico*, quando all'interno del sistema non vi è flusso di calore e, cioè, non esistono differenze di temperatura all'interno del sistema o, se le pareti non sono adiabatiche (pareti, cioè, non impermeabili a flussi di calore), quando non c'è flusso di calore fra il sistema e l'ambiente esterno.

Un sistema in equilibrio termodinamico è, quindi, caratterizzato da una serie ben definita di grandezze (massa, volume, temperatura, pressione, conducibilità termica, elettrica ecc.) dette *proprietà interne* o *termostatiche*.

Se si considera un sistema formato da un solo componente fra queste grandezze (per esempio pressione, volume e temperatura) esiste una relazione che può scriversi:

$$f(p, V, T) = 0$$

questa formula che prende il nome di *equazione di stato* o *equazione caratteristica* e non è altro che la definizione, in forma matematica, dello stato di un gas alle diverse pressioni, volumi e temperature; pertanto, per tale sistema, lo stato termodinamico è individuato da una coppia di proprietà termostatiche indipendenti (per esempio pressione e volume) e ne è possibile la rappresentazione su un piano cartesiano avente sugli assi coordinati tali proprietà. Un punto su un diagramma così

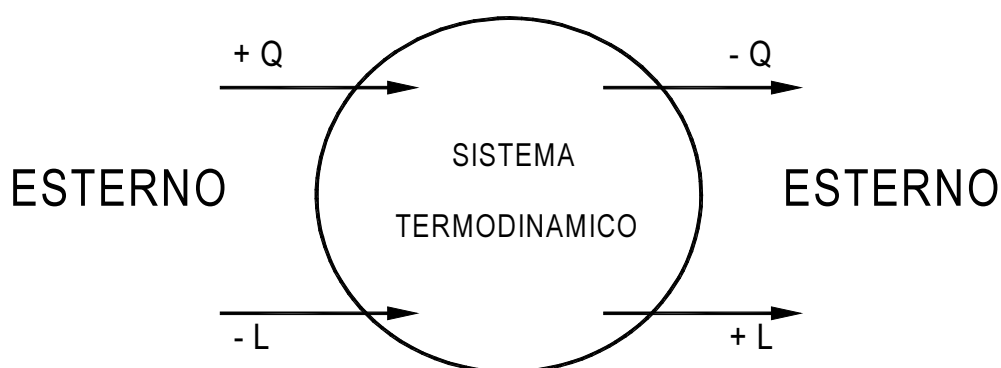
costruito (*diagramma di stato*) rappresenta una condizione di equilibrio del sistema.

Le equazioni di stato, essendo relazioni funzionali fra tre proprietà termostatiche, determinano, in uno spazio cartesiano a tre dimensioni avente sugli assi tali proprietà, una *superficie di stato* i cui punti rappresentano tutti i possibili stati di esistenza del sistema in equilibrio termodinamico.

1.10 TRASFORMAZIONI: CALORE - LAVORO

Si è visto che il processo termodinamico è una qualsiasi trasformazione termodinamica o modificazione che comporti la variazione di almeno una delle proprietà termostatiche di un sistema. Durante una trasformazione per la quale un sistema passa da uno stato di equilibrio **1** (p_1, V_1, T_1) a un altro **2** (p_2, V_2, T_2) si scambia con l'ambiente esterno un'energia alla quale viene dato nome di **calore** o di **lavoro**. Si parla di calore se l'energia è trasferita per effetto di una differenza di temperatura fra il sistema e l'ambiente, **si parla di lavoro in tutti gli altri casi**.

Convenzionalmente il calore viene assunto positivo quando è somministrato dall'esterno al sistema, negativo nel caso contrario; mentre il lavoro è positivo quando è fornito dal sistema, negativo in caso contrario, così come rappresentato nel seguente schema



Il calore e il lavoro non sono proprietà termostatiche ma sono grandezze di scambio che entrano in gioco durante una trasformazione.

Un tipo di lavoro che si incontra di frequente è quello connesso con lo spostamento

di una o più pareti di un sistema in conseguenza di una variazione dell'equilibrio meccanico. Si consideri un sistema costituito da un fluido in un cilindro, inizialmente in equilibrio termodinamico, in particolare meccanico: la forza peso agente sullo stantuffo equilibra la pressione interna; successivamente, per effetto della riduzione della forza agente sullo stantuffo, il gas si espande e lo stantuffo assumerà una nuova posizione di equilibrio, definito da nuovi valori di pressione, volume e temperatura. In questa trasformazione si è trasferita parte dell'energia dal sistema all'ambiente, tale energia è il lavoro compiuto dalle forze esterne. Se la trasformazione è molto lenta e si passa successivamente attraverso stati di equilibrio, essa viene detta *quasistatica* e, pertanto, si possono considerare istante per istante i valori dei parametri di stato. Questa definizione è molto importante in quanto le trasformazioni sono spesso molto rapide e, per poterle analizzare, è necessario immaginare queste trasformazioni come la pellicola di un film formata da migliaia di fotogrammi molto simili tra loro ma scorrendo in un proiettore determinano il film. Si consideri il sistema fluido-cilindro della fig.1 Se il sistema subisce una trasformazione *quasistatica*, istante per istante esiste la relazione:

$$p \cdot A = F$$

dove:

p = pressione esercitata dal fluido

A = area del pistone

F = risultante delle forze applicate sul pistone

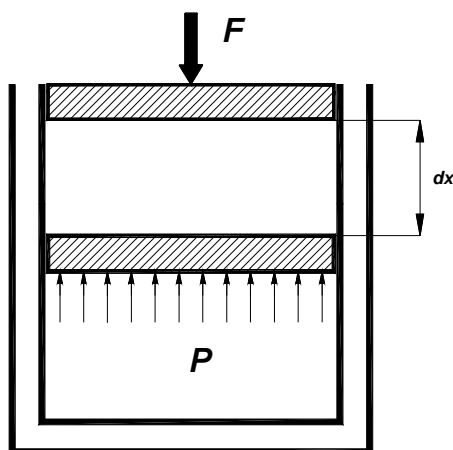


Fig. 1 - Trasformazione quasistatica

Nell'ipotesi in cui, in conseguenza di una trasformazione infinitesima, il pistone si sollevi di dx (dx =movimento infinitesimale come si faceva l'esempio del fotogramma di un film), la quantità di energia trasferita dal sistema all'ambiente esterno è rappresentata dal lavoro infinitesimo dL dato da:

$$dL = F \cdot dx = p \cdot A \cdot dx$$

e poiché $A \cdot dx = dV$ è la variazione infinitesima di volume del sistema, si può anche scrivere:

$$dL = p \cdot dV$$

per una trasformazione (quasistatica) dallo stato A allo stato B si ha:

$$\int_1^2 L_{1,2} = p \cdot dV$$

questa simbologia può sembrare complicata ma in realtà rappresenta semplicemente la somma di tante piccolissime variazioni di volume che moltiplicate per la pressione determinano il LAVORO compiuto dal sistema passando dalla posizione 1 alla posizione 2

e se si riferisce al volume specifico v (massa unitaria), si ha il lavoro specifico.

$$L_{1,2} = \int_1^2 p dv$$

Dal punto di vista grafico le relazioni precedenti possono essere rappresentate su un piano cartesiano pressione-volume detto piano di Clapeyron come mostrato in fig. 2

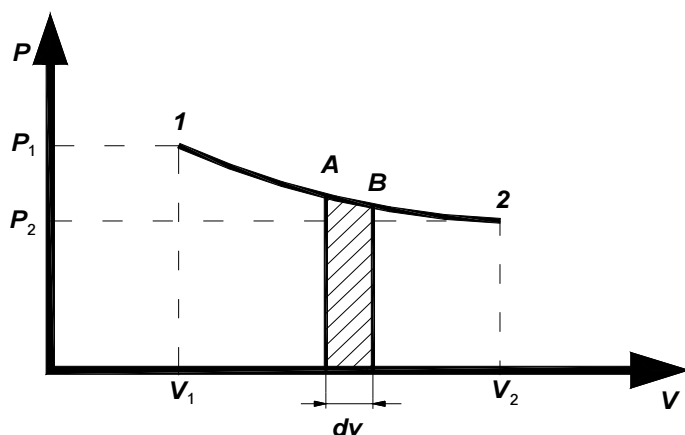


Fig. 2 - Piano di Clapeyron: Rappresentazione di una trasformazione quasistatica nel piano $p - v$

Se 1-2 è la linea che rappresenta la trasformazione, il lavoro specifico, infinitesimo, compiuto dal sistema per una variazione dv del volume specifico è dato dall'area tratteggiata compresa fra il segmento AB, le ordinate estreme e l'asse dell'ascisse, mentre il lavoro relativo all'intera trasformazione è rappresentato dall'area sottesa dalla curva 1-2. Nel caso in cui la trasformazione avvenga fra lo stato 1 e 2 (aumento del volume) il lavoro è positivo; negativo nell'altro senso. Se la trasformazione è chiusa il lavoro risulta positivo quando il senso di percorrenza è quello orario, negativo nel caso opposto.

Il lavoro sarà dato dall'area della superficie racchiusa (fig. 3).

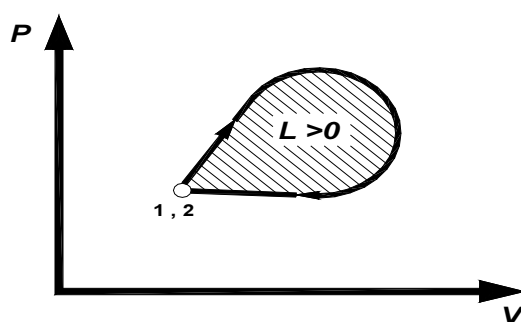


Fig. 3 - Trasformazione chiusa

Si passi ora a considerare un **sistema aperto**, già definito come sistema i cui confini sono, anche parzialmente, permeabili alla materia. I sistemi aperti non si troveranno mai in equilibrio termodinamico perché in essi si hanno necessariamente differenze di pressione, di temperatura ecc. Non si potrebbero, perciò, definire le proprietà termostatiche; in realtà le approssimazioni che si fanno sono in buon accordo con i dati sperimentali.

La quasi totalità dei sistemi di interesse tecnico sono sistemi aperti: i motori, le pompe, i compressori, gli scambiatori di calore, le tubazioni di distribuzione dei fluidi, gli impianti di condizionamento dell'aria ecc.

In uno dei sistemi sopracitati nel quale un gas a pressione p_1 entra in una camera e ne esce alla pressione p_2 si ottiene un lavoro espresso dalla seguente formula:

$$L_{1,2} = \int_1^2 p dV$$

Essendo, però, il sistema aperto, con deflusso, il sistema scambia lavoro con l'esterno tra le sezioni di ingresso 1 e di uscita 2. Il lavoro d'ingresso (per una massa unitaria), è negativo e vale $-p_1 v_1$, quello in uscita, positivo, vale $p_2 v_2$ e c'è da considerare il lavoro utile L , reale, che è quello fornito al sistema. In definitiva:

$$L_{1,2} = p_2 v_2 - p_1 v_1 + L$$

Da cui si ricava:

$$L = \int_1^2 p dv + p_1 v_1 - p_2 v_2$$

Per cui avremo che il lavoro è dato da :

$$L_{1,2} = - \int_1^2 p dv$$

Nel piano di Clapeyron il valore del lavoro è dato dall'area tratteggiata della fig. 4. Per trascurabili variazioni di volume specifico al variare delle pressioni (liquidi) si può anche scrivere:

$$L = v (p_1 - p_2) = v \Delta p$$

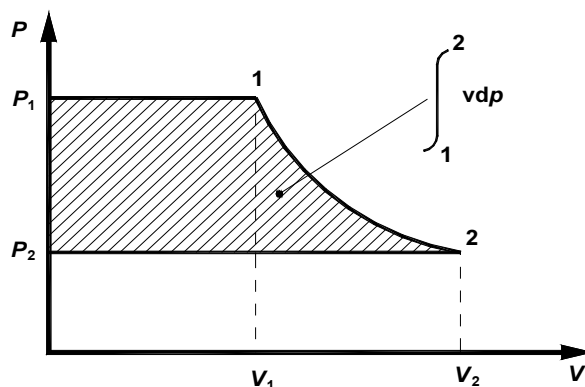


Fig. 4 – Rappresentazione del lavoro in un processo aperto con deflusso

1.11 PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Se si considera un sistema che, attraverso una trasformazione generica, passa da uno stato iniziale 1 a uno finale 2 coincidente con 1 (vedi fig. 3), l'esperienza dimostra che è valida la relazione:

$$Q - L = 0$$

dove si è indicato con Q la somma delle quantità di calore scambiate complessivamente dal sistema con l'ambiente e con L il lavoro complessivamente ottenuto. In altri termini la quantità totale di calore fornita al sistema in un processo ciclico è eguale alla quantità totale di lavoro ceduta dal sistema o, viceversa, la quantità totale di calore ceduta dal sistema è eguale alla quantità totale di lavoro fornita al sistema.

Il primo principio, quindi, detto anche *principio di conservazione dell'energia*, stabilisce l'equivalenza fra energia meccanica ed energia termica.

Se il sistema non segue un ciclo chiuso per cui lo stato iniziale 1 non coincide con quello finale 2, durante la trasformazione la differenza $Q_{1-2} - L_{1-2}$ non è nulla. Se, per esempio, $Q_{1-2} > L_{1-2}$ parte del calore fornito al sistema è stato in esso immagazzinato sotto forma di *energia interna*:

Se riferita all'unità di massa la formula, riferita ad una massa unitaria si scrive:

$$Q_{1,2} - L_{1,2} = u_2 - u_1 = \Delta u_{1-2}$$

Nel caso di sistemi aperti con deflusso si è visto che il lavoro L_{1-2} scambiato dal sistema con l'esterno si compone di una parte utile e dei lavori di ingresso e uscita per cui si ricava:

$$Q_{1,2} - (L - p_1 v_1 + p_2 v_2) = \Delta u_{1-2}$$

da cui:

$$Q_{1,2} - L = (u_2 + p_2 v_2) - (u_1 + p_1 v_1)$$

La grandezza $h = u + p \cdot v$ è chiamata, come si è già detto, **entalpia**; è un potenziale termodinamico e si misura in **joule**.

L'espressione, quindi, del primo principio della termodinamica, per sistemi con deflusso è:

$$Q_{1,2} - L = h_2 - h_1$$

Trasformazioni termodinamiche

Fra le molteplici possibili trasformazioni termodinamiche di un sistema chiuso si esaminano in questo paragrafo alcune fra le più interessanti e comuni nel campo termotecnico.

Si suppone che siano valide le seguenti ipotesi:

- che il lavoro sia lavoro meccanico di espansione o compressione;
- che l'energia potenziale e cinetica esterna del sistema siano costanti.

Trasformazione a pressione costante o isobara

In questa trasformazione è $dp = 0$ e, quindi, nel piano di Clapeyron essa è rappresentata da un segmento parallelo all'asse delle ascisse (fig. 5).

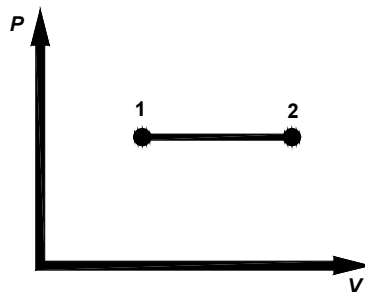


Fig. 5 Trasformazione a pressione costante

Quando, per esempio, un fluido passa in un tubo e scambia calore con l'esterno senza che la sua pressione si modifichi e senza scambiare lavoro con l'esterno si ottiene:

$$Q_{1,2} = h_2 - h_1$$

il che significa che in una trasformazione a pressione costante il calore scambiato con l'esterno è eguale alla variazione di entalpia del sistema. Solo in questo caso vale la definizione di entalpia quale "contenuto di calore", in altri casi in cui esiste un lavoro esterno la differenza di entalpia non corrisponde al calore scambiato.

Trasformazione a volume costante o isocora

Nelle ipotesi fatte che il lavoro sia esclusivamente di tipo meccanico di espansione o compressione in una trasformazione a volume costante il lavoro è nullo e, quindi, la formula diventa:

$$Q = u_2 - u_1$$

e, cioè, in qualunque trasformazione a volume costante il calore fornito o sottratto si ritrova integralmente come aumento o diminuzione di energia interna. Nel piano di Clapeyron la trasformazione a volume specifico costante è rappresentata da un segmento parallelo all'asse delle ordinate (fig. 6).

$$dT = 0$$

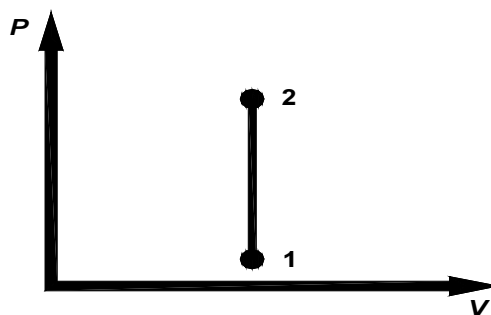
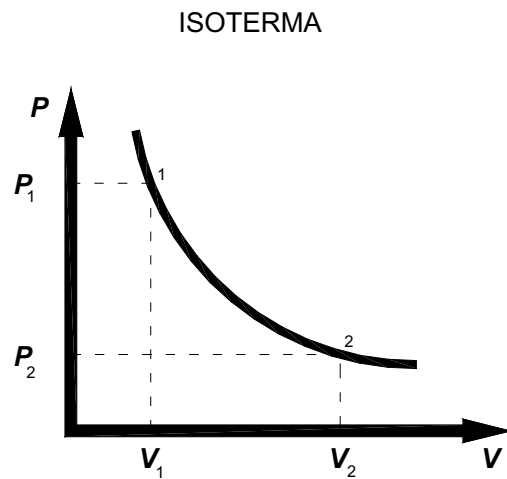


Fig. 6 – Trasformazione a volume costante

Trasformazione a temperatura costante o isoterma

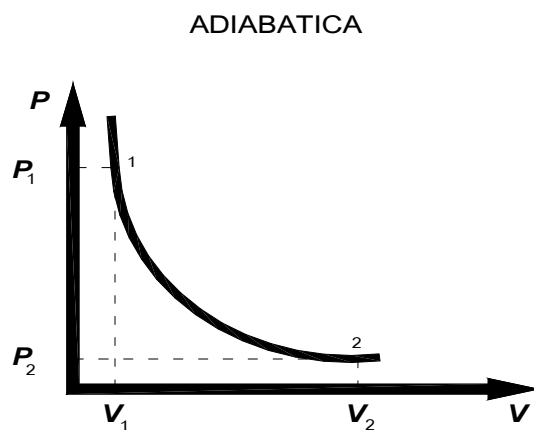
Questa trasformazione è definita dall'equazione:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{oppure} \quad PV = K \text{ (costante)}$$



Trasformazione senza scambio di calore con l'esterno o adiabatica

In questa trasformazione sono nulli gli scambi di energia termica fra sistema e ambiente esterno e, quindi, risulta:



$$Q_{1,2} = 0$$

e pertanto :

$$L = h_1 - h_2$$

In un processo adiabatico il lavoro ceduto dal sistema, nel caso di espansione, o speso, nel caso di compressione, è eguale alla differenza di entalpia fra lo stato iniziale e quello finale.

Trasformazione politropica

Una trasformazione politropica è rappresentata da una linea, nel piano di Clapeyron, definita da un'equazione tipo:

$$pv^n = \text{costante}$$

dove l'esponente n può assumere qualsiasi valore da $+\infty$ a $-\infty$

1.12 SECONDO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Il secondo principio fissa i limiti della possibilità di trasformazione dell'energia termica in energia meccanica. Esistono diversi enunciati, tra i quali l'enunciato di *Kelvin* e quello di *Clausius*.

Enunciato di Kelvin: una macchina termica può funzionare soltanto assorbendo calore da una sorgente a temperatura superiore e cedendone una parte a una sorgente a temperatura inferiore.

Enunciato di Clausius: è impossibile un processo nel quale il solo risultato sia il trasferimento di calore da una sorgente a temperatura più bassa a una sorgente a temperatura più alta. In questo caso occorre spendere lavoro in una macchina (frigorifero).

Se ne può dedurre che per ottenere lavoro occorre disporre di due sorgenti a temperature differenti.

In un ciclo diretto la frazione di calore, ceduta dalla sorgente a più alta temperatura e che può essere trasformata in lavoro, è tanto più elevata per quanto maggiore è la differenza fra le due temperature. Si può anche dire che, avendo una sorgente a temperatura T_1 , solo una parte del calore Q_1 somministrato al sistema viene trasformata in lavoro L mentre una parte Q_2 viene ceduta alla sorgente a temperatura più bassa T_2 .

Si definisce *rendimento di una macchina termica* il rapporto fra il lavoro ottenuto e la quantità di calore fornita Q_1 :

$$\eta = \frac{L}{Q_1}$$

Questo rendimento è indipendente dal tipo di fluido che opera nella macchina e dal tipo di macchina. Esso rappresenta il limite superiore, praticamente irraggiungibile, di qualsiasi macchina che trasformi energia termica in lavoro.

Nel caso di trasformazione inversa e, cioè, di trasferimento di calore da una sorgente a temperatura T_2 più bassa a una sorgente a temperatura T_1 più alta occorre spendere il lavoro L . Dalla sorgente fredda viene attinto il calore Q_2 e viene riversato alla sorgente calda con l'aggiunta dell'equivalente termico del lavoro speso L . In una macchina frigorifera si definisce COP (*coefficient of performance*) dato dal rapporto fra il calore Q_2 asportato e il lavoro speso L :

$$\text{C.O.P.} = \frac{Q_2}{L} \leq \frac{T_2}{T_1 - T_2}$$

Non si tratta di un rendimento e può essere maggiore dell'unità.

Se ne deduce che il lavoro è tanto maggiore quanto più bassa è la temperatura T_2 (per esempio la temperatura dell'acqua refrigerata) e più alta è la temperatura T_1 (temperatura dell'acqua o dell'aria utilizzate quali fluidi per i condensatori delle macchine frigorifere). Spesso il COP delle macchine frigorifere viene, molto semplicemente, espresso quale rapporto fra la potenza frigorifera ottenuta espressa in kW (termici) e la potenza elettrica assorbita kW (elettrici).

Nel caso di una pompa di calore, il cui scopo è quello di riversare alla sorgente a temperatura T_1 il calore Q_1 il coefficiente COP è dato dal rapporto fra Q_1 e L :

$$\mathbf{C.O.P.} = \frac{Q_1}{L} \leq \frac{T_1}{T_1 - T_2}$$

cioè il C.O.P. di una pompa di calore (operante secondo il ciclo inverso di Carnot) è sempre maggiore dell'unità perché alla sorgente a più alta temperatura si ritrova non solo l'equivalente termico del lavoro speso ma anche il calore Q_2 (gratuito) assorbito dalla sorgente a bassa temperatura. In pratica il C.O.P. di una pompa di calore viene espresso come rapporto fra la potenza termica resa kW (termici) e l'energia elettrica assorbita kW (elettrici).

Dal punto di vista della classificazione energetica si riportano i valori per i quali ad ogni macchina frigorifera viene assegnata la rispettiva classe energetica.

CLASSE ENERGETICA	C.O.P.
A	>3.60
B	3.40 – 3.60
C	3.20 – 3.40
D	2.80 – 3.20
E	2.60 – 2.80
F	2.40 – 2.60
G	<2.40

ESERCITAZIONE SU CICLO TERMODINAMICO

Tracciare nei piani termodinamici p,v e T,S il ciclo ideale di Brayton-Joule determinando:

- i valori di p,v e T in ogni vertice del ciclo;
- il lavoro in ogni trasformazione del ciclo;
- il calore Q_s restituito nella fase di scarico;
- il lavoro utile L_u ottenuto nel ciclo;
- il rendimento termico η del ciclo .

Il ciclo ideale di Brayton-Joule è costituito dalle seguenti trasformazioni termodinamiche:

- compressione adiabatica isoentropica ;
- trasformazione isobara con fornitura di calore ;
- espansione adiabatica isoentropica ;
- trasformazione isobara con cessione di calore .

Il ciclo ideale di Brayton-Joule è il ciclo di riferimento per le macchine termiche con turbine a gas.

La trasformazione 1 è realizzata con un compressore centrifugo o assiale.

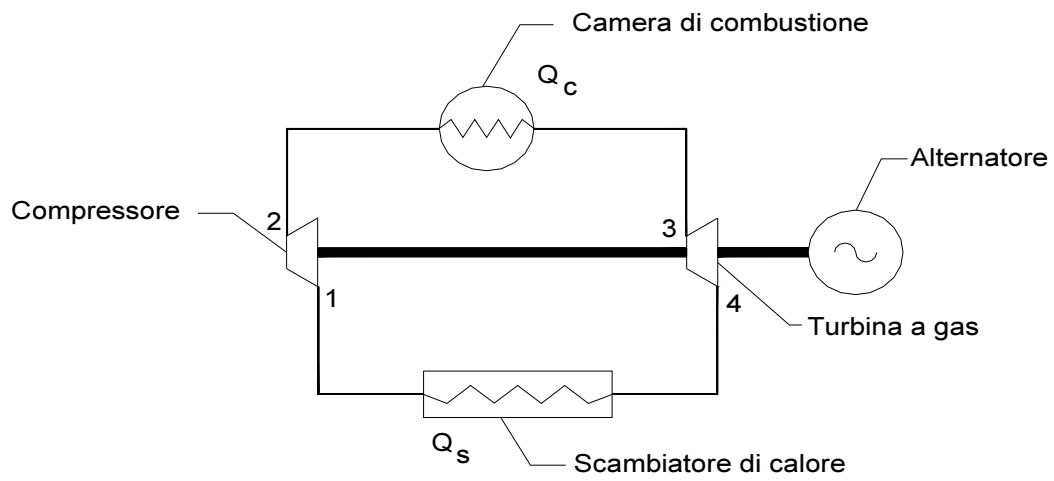
La trasformazione 2 rappresenta la fase nella quale il fluido che evolve nel ciclo (normalmente aria) riceve calore ad alta temperatura in uno scambiatore od in una camera di combustione.

La trasformazione 3 avviene in una turbina che fornisce il lavoro utile all'impianto.

La trasformazione 4 è la trasformazione nella quale viene restituito il calore a bassa temperatura direttamente nell'atmosfera (nel caso di ciclo aperto come ad esempio quello per le turbine a gas utilizzate negli aerei) o in uno scambiatore di calore (nel caso di ciclo chiuso come ad esempio in un impianto combinato con turbine a vapore) .

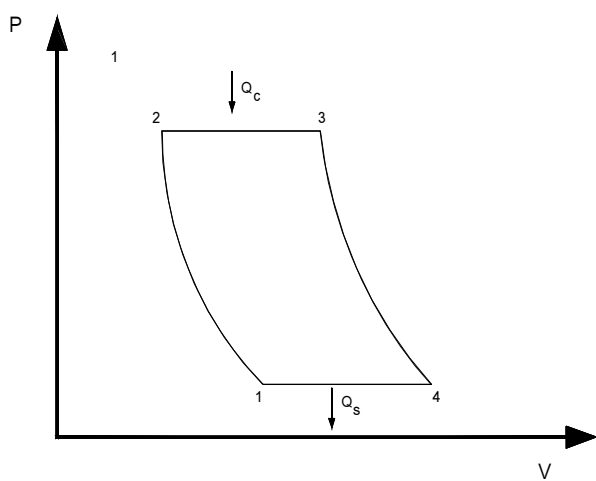
DATI		
Fluido che evolve nel ciclo	Aria	
Calore specifico a pressione costante	c_p	1000 J/kg °K
Calore specifico a volume costante	c_v	716 J/kg °K
Esponente della trasformazione adiabatica	$k = c_p / c_v$	1,4
Costante elastica dell'aria	R	287 J/kg °K
Pressione iniziale della fase di compressione	p_1	1 bar
Temperatura iniziale della fase di compressione	T_1	15 °C
Rapporto di compressione	$\beta = p_2 / p_1$	15
Pressione finale di espansione	$p_4 = p_1$	1 bar
Calore fornito ad 1 kg di aria	Q_c	1080 kJ/kg

Fig. 1 Schema di impianto



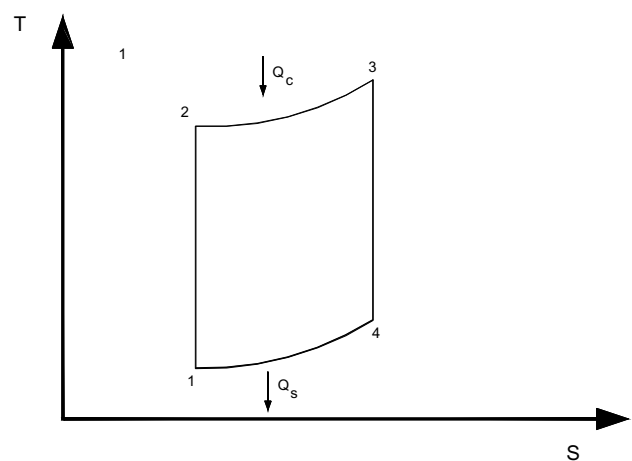
Schema di impianto termoelettrico con turbina a gas

Fig. 2 Ciclo termodinamico nel piano p,v



Ciclo Brayton

Fig. 3 Ciclo termodinamico nel piano T,S



Ciclo Joule

Risoluzione

1. Determinazione di p,v,T nei vertici del ciclo.

1.1 Determinazione di p,v,T nel vertice 1 del ciclo.

La pressione p_1 e la temperatura T_1 sono assegnate e risultano rispettivamente pari a $p_1 = 1 \text{ bar}$ e $T_1 = 15^\circ\text{C}$, occorre però esprimere p_1 in Pascal e T_1 in gradi Kelvin. Si ottiene $p_1 = 1 \text{ bar} = 100.000 \text{ Pa}$; $T_1 = 15^\circ\text{C} = (15 + 273)^\circ\text{K} = 288^\circ\text{K}$

Per trovare il volume specifico v_1 si utilizza l'equazione di stato dei gas $pv = RT$.

Risulta $v_1 = RT_1 / p_1$ e si ottiene quindi:

$$v_1 = [(287 \times 288) / 100.000] \text{ m}^3 / \text{kg} = 0,827 \text{ m}^3 / \text{kg}$$

1.2 Determinazione di p,v,T nel vertice 2 del ciclo.

La pressione p_2 si calcola in base al rapporto di compressione $\beta = p_2 / p_1$ assegnato.

Si ottiene $p_2 = p_1 \times \beta = (100.000 \times 15) \text{ Pa} = 1.500.000 \text{ Pa}$.

La temperatura T_2 si ottiene dall'equazione della trasformazione adiabatica

$$T / p^{(k-1)/k} = \text{costante}.$$

Risulta quindi $T_1 / p_1^{(k-1)/k} = T_2 / p_2^{(k-1)/k}$ da cui si ottiene:

$$T_2 = T_1 \times (p_2 / p_1)^{(k-1)/k} = T_1 \times (\beta)^{(k-1)/k}$$

$$T_2 = [288 \times (15)^{(1,4-1)/1,4}]^\circ\text{K} = 624,34^\circ\text{K}$$

Il volume specifico v_2 si ottiene dall'equazione di stato dei gas:

$$v_2 = RT_2 / p_2 = [(287 \times 624,34) / 1.500.000] \text{ m}^3 / \text{kg} = 0,119 \text{ m}^3 / \text{kg}$$

1.3 Determinazione di p,v,T nel vertice 3 del ciclo.

Essendo la trasformazione 2 - 3 isobara risulta: $p_2 = p_3 = 1.500.000 \text{ Pa}$

La temperatura T_3 si ottiene dal primo principio della termodinamica, applicato ad una trasformazione isobara, in base al quale risulta $Q = \Delta H$ dove Q è il calore fornito nella trasformazione e ΔH rappresenta la variazione di entalpia del fluido.

Per un gas perfetto vale la relazione $\Delta H = c_p \times \Delta T$.

Applicando le precedenti relazioni alla trasformazione in esame ed indicando con $Q_c = Q_{2,3}$

il calore fornito si ottiene: $Q_{2,3} = \Delta H_{2,3}$ e quindi $Q_{2,3} = c_p \times (T_3 - T_2)$ da cui

$$T_3 = T_2 + (Q_{2,3} / c_p) = [624,34 + (1080 / 1,00)]^\circ\text{K} = 1.704,34^\circ\text{K}$$

Il volume specifico v_3 si ottiene dall'equazione di stato dei gas:

$$v_3 = RT_3 / p_3 = [(287 \times 1.704,34) / 1.500.000] \text{ m}^3 / \text{kg} = 0,326 \text{ m}^3 / \text{kg}$$

Il volume specifico v_3 si poteva anche ricavare dall'equazione della trasformazione

isobara $v / T = \text{costante}$ dalla quale si ottiene: $(v_2 / T_2) = (v_3 / T_3)$ e quindi sviluppando

$$v_3 = v_2 \times (T_3 / T_2) = [0,119 \times (1.704,34 / 624,34)] \text{ m}^3 / \text{kg} = 0,325 \text{ m}^3 / \text{kg}$$

La differenza tra i due valori trovati è dovuta alle approssimazioni usate nei calcoli.

1.4 Determinazione di p,v,T nel vertice 4 del ciclo.

La trasformazione 3 - 4 che rappresenta l'espansione nella turbina è adiabatica isoentropica.

La pressione di fine espansione è assegnata e vale $p_4 = 1 \text{ bar} = 100.000 \text{ Pa}$

La temperatura T_4 di fine espansione si ottiene dall'equazione della trasformazione adiabatica $T / p^{(k-1)/k} = \text{costante}$.

Risulta quindi : $T_3 / p_3^{(k-1)/k} = T_4 / p_4^{(k-1)/k}$ da cui essendo $p_1 = p_4$ e $p_2 = p_3$ si ricava

$$T_4 = T_3 \times (p_4 / p_3)^{(k-1)/k} = T_3 \times (p_1 / p_2)^{(k-1)/k} = T_3 \times (1 / \beta)^{(k-1)/k}$$

$$T_4 = [1.704,34 \times (1/15)^{(1,4-1)/1,4}] \text{ °K} = 786,19 \text{ °K}$$

Il volume specifico v_3 si ottiene dall'equazione di stato dei gas :

$$v_4 = RT_4 / p_4 = [(287 \times 786,19) / 100.000] \text{ m}^3 / \text{kg} = 2,256 \text{ m}^3 / \text{kg}$$

2. Determinazione del lavoro nelle trasformazioni del ciclo.

2.1 Lavoro nella trasformazione 1 - 2 .

La trasformazione è adiabatica isoentropica ed il lavoro della trasformazione si può ottenere in due modi :

- a) dal primo principio della termodinamica ;
- b) dall'espressione del lavoro per una trasformazione adiabatica .

Nel primo modo in base al primo principio della termodinamica si ottiene :

$Q_{1,2} - L_{1,2} = \Delta U_{1,2}$ dove $\Delta U_{1,2}$ è la variazione dell'energia interna.

Per un gas perfetto vale la relazione $\Delta U = c_v \times \Delta T$.

Applicando le relazioni precedenti alla trasformazione in esame, essendo $Q_{1,2} = 0$ in quanto la trasformazione è adiabatica si ottiene :

$$- L_{1,2} = \Delta U_{1,2} \text{ ossia } L_{1,2} = - \Delta U_{1,2} \text{ da cui}$$

$$L_{1,2} = - c_v \times (T_2 - T_1) = [- 716 \times (624,34 - 288)] \text{ J} = - 240.819 \text{ J} = - 240,819 \text{ kJ}$$

Il segno meno indica che il lavoro viene fatto dall'esterno sul fluido.

Nel secondo modo adoperando l'espressione del lavoro per una trasformazione

adiabatica $L_{1,2} = [(p_1 \times v_1) / (k - 1)] \times [1 - (p_2 / p_1)^{(k-1)/k}]$ si ottiene :

$$L_{1,2} = [(p_1 \times v_1) / (k - 1)] \times [1 - (\beta)^{(k-1)/k}]$$

$$L_{1,2} = [(100.000 \times 0,827) / (1,4 - 1)] \times [1 - (15)^{(1,4-1)/1,4}] \text{ J}$$

$$L_{1,2} = [206.750 \times (1 - 2,1678)] \text{ J} = - 241.450 \text{ J} = - 241,45 \text{ kJ} .$$

La differenza tra i valori trovati nei due modi è dovuta alle approssimazioni usate nei calcoli.

2.2 Lavoro nella trasformazione 2 - 3 .

La trasformazione è isobara e per tale trasformazione il lavoro risulta $L = p \times \Delta v$.

Si ottiene quindi :

$$L_{2,3} = p_2 \times (v_3 - v_2) = [1.500.000 \times (0,326 - 0,119)] \text{ J} = 310.500 \text{ J} = 310,500 \text{ kJ}$$

2.3 Lavoro nella trasformazione 3 - 4 .

La trasformazione è una espansione adiabatica isoentropica e come per il punto 2.1 il lavoro della trasformazione si può ottenere in due modi :

- a) dal primo principio della termodinamica
- b) dall'espressione del lavoro per una trasformazione adiabatica .

Nel primo modo dal primo principio della termodinamica si ottiene :

$$Q_{3,4} - L_{3,4} = \Delta U_{3,4} = c_v \times \Delta T_{3,4} .$$

Essendo $Q_{3,4} = 0$, in quanto la trasformazione è adiabatica, si ottiene :

$$L_{3,4} = - c_v \times (T_4 - T_3) = [- 716 \times (786,19 - 1.704,34)] \text{ J} = 657.395 \text{ J} = 657,395 \text{ kJ}$$

Nel secondo modo, adoperando l'espressione del lavoro per una trasformazione adiabatica si ottiene : $L_{3,4} = [(p_3 \times v_3) / (k - 1)] \times [1 - (p_4 / p_3)^{(k-1)/k}]$.

Essendo $p_4 = p_1$, $p_3 = p_2$ e $(p_4 / p_1) = 1/\beta$ risulta :

$$L_{3,4} = [(p_3 \times v_3) / (k - 1)] \times [1 - (p_1 / p_2)^{(k-1)/k}] = [(p_3 \times v_3) / (k - 1)] \times [1 - (1/\beta)^{(k-1)/k}]$$

$$L_{3,4} = [(1.500.000 \times 0,326) / (1,4 - 1)] \times [1 - (1/15)^{(1,4 - 1)/1,4}] \text{ J}$$

$$L_{3,4} = [1.222.500 \times 0,538] \text{ J} = 657.705 \text{ J} = 657,705 \text{ kJ}$$

La differenza tra i valori trovati nei due modi è dovuta alle approssimazioni usate nei calcoli.

2.4 Lavoro nella trasformazione 4 - 1 .

La trasformazione è isobara e per tale trasformazione il lavoro risulta : $L_{4,1} = p_4 \times \Delta v_{4,1}$.

Si ottiene quindi :

$$L_{4,1} = p_4 \times (v_1 - v_4) = [100.000 \times (0,827 - 2,256)] \text{ J} = - 142.900 \text{ J} = - 142,900 \text{ kJ}$$

3. Calore restituito nel ciclo.

Il calore viene restituito durante la trasformazione isobara 4 - 1 .

Indicando con $Q_s = Q_{4,1}$ il calore restituito e con $\Delta H_{4,1}$ la variazione di entalpia, per il primo principio della termodinamica applicato ad una trasformazione isobara risulta :

$Q_{4,1} = \Delta H_{4,1}$ ed essendo $\Delta H_{4,1} = c_p \times (T_1 - T_4)$ si ottiene :

$$Q_{4,1} = c_p \times (T_4 - T_1) = [1000 \times (288 - 786,19)] \text{ J} = - 498.190 \text{ J} = - 498,190 \text{ kJ} .$$

Il segno meno indica che il calore viene ceduto dal fluido verso l'esterno.

4. Lavoro utile ottenuto nel ciclo.

Il lavoro ottenuto nel ciclo può essere calcolato in due modi :

- a) in base al primo principio della termodinamica ;
- b) dalla somma algebrica dei lavori di ogni trasformazione .

Nel modo a) applicando il primo principio della termodinamica al ciclo si ottiene :

$L_u = Q_c - Q_s$ dove Q_c è il calore ricevuto dal fluido dall'esterno mentre Q_s è il calore ceduto dal fluido all'esterno (considerato in valore assoluto) .

Essendo $Q_c = Q_{2,3} = 1.080 \text{ kJ}$ e $Q_s = Q_{4,1} = 498,190 \text{ kJ}$ si ottiene:
 $L_u = (1.080 - 498,190) \text{ kJ} = 581,810 \text{ kJ}$.

Nel modo b) il lavoro ottenuto nel ciclo viene calcolato effettuando la somma algebrica dei lavori di ogni trasformazione : $L_u = L_{1,2} + L_{2,3} + L_{3,4} + L_{4,1}$ e quindi risulta
 $L_u = [-240,819 + 310,500 + 657,395 + (-142,900)] \text{ J} = 584,176 \text{ kJ}$.

5. Rendimento termico del ciclo

Il rendimento termico η del ciclo si può calcolare in due modi :

a) dall'espressione generale valida per qualsiasi ciclo termodinamico :
 $\eta = L_u / Q_c = (Q_c - Q_s) / Q_c$ in base alla quale si ottiene :
 $\eta = 581,810 / 1.080 = 0,5387$ da cui $\eta \% = 53,87 \%$.

b) dall'espressione specifica del rendimento del ciclo di Brayton-Joule
 $\eta = [1 - (1/\beta)^{(k-1)/k}]$ in base alla quale si ottiene :
 $\eta = [1 - (1/15)^{(1,4-1)/1,4}] = 1 - (1/2,1678) = 1 - 0,4613 = 0,5387$ da cui $\eta \% = 53,87 \%$.