



Università degli Studi
Mediterranea
di Reggio Calabria

Parte I

GRANDEZZE FISICHE E SISTEMI DI UNITÀ DI MISURA

A.A. 2014-2015

GRANDEZZE FISICHE E SISTEMI DI UNITA' DI MISURA

Un sistema fisico può essere definito come una porzione di spazio delimitata da una superficie di confine attraverso la quale interagisce con l'ambiente circostante e le cui caratteristiche possono essere espresse mediante grandezze.

Si definisce "grandezza fisica" un'entità che descrive delle proprietà di un sistema fisico o del suo comportamento. Se, ad esempio, consideriamo lo spazio occupato da un corpo o da un sistema esso viene definito dal suo VOLUME, mentre se vogliamo determinare le interazioni che hanno luogo tra due corpi o tra due sistemi sarà necessario introdurre la grandezza FORZA e così via.

In molti casi è possibile associare a grandezze omogenee, che esprimono cioè la medesima proprietà, una caratteristica astratta che le accomuna, permettendo di ricondurle ad un'unica proprietà fondamentale, detta DIMENSIONE.

Le grandezze di questo tipo sono dette dimensionali e la loro entità è definita da un valore numerico accompagnato da una unità di misura che ne esprime la misura. Ad esempio, la lunghezza di un tavolo è una grandezza dimensionale, riconducibile ad una proprietà fondamentale (la dimensione lineare) cui si possono riferire tutte le altre grandezze ad essa omogenee (per esempio lo spazio percorso da un corpo lungo una traiettoria oppure una delle tre dimensioni di un volume). Tale grandezza è misurabile con l'unità di misura denominata metro (m). La dimensione di una grandezza si esprime con una lettera compresa tra parentesi quadre: ad esempio, la dimensione "lunghezza" si esprime con il simbolo [L].

Esistono grandezze ADIMENSIONALI, che cioè non hanno dimensione ed il cui valore è esprimibile con un numero puro: ad esempio, il coefficiente di riflessione di una superficie ρ che, essendo dato dal rapporto tra due grandezze omogenee, energia riflessa ed energia incidente, non ha dimensioni e può assumere valori numerici compresi tra 0 ed 1.

Le unità di misura utilizzate per le grandezze dimensionali sono raggruppate in Sistemi. Esistono vari sistemi di unità di misura, ma dal 1971 è stato ufficialmente adottato in Europa un sistema, detto SISTEMA INTERNAZIONALE (S. I.), che viene universalmente accettato ed usato al fine di uniformare le unità utilizzate per le varie

grandezze nei diversi paesi e rendere più semplici i rapporti che intercorrono tra le varie comunità scientifiche. Anche i paesi anglosassoni lo hanno adottato, anche se al loro interno persistono unità non appartenenti all'S. I. quali la libbra (lb) il pound (pd), il pollice(in) e così via. Del resto anche in Italia alcune unità di misura non facenti parte del

Sistema Internazionale, ad esempio il kgf, la kcal etc., fanno fatica a lasciare il passo a quelle ufficiali corrispondenti, cioè il Newton, il Joule e così via.

I sistemi di unità di misura prevedono alcune unità fondamentali ed altre derivate.

Nell'S. I. le grandezze fondamentali sono quelle indicate nella Tabella 1:

Tabella 1: Grandezze fondamentali del SISTEMA INTERNAZIONALE per la TERMODINAMICA

Grandezza	Simbolo	Dimensione	Unità di misura
Lunghezza	L	[L]	metro (m)
Massa	M	[M]	kilogrammo (kg)
Tempo	t	[t]	secondo (s)
Temperatura	T	[T]	Kelvin (K)

Dalle grandezze fondamentali si ricavano quelle derivate; in particolare, alcune tra le più utilizzate sono indicate nella Tabella 2:

Tabella 2: Grandezze derivate del SISTEMA INTERNAZIONALE

Grandezza	Simbolo	Dimensione	Unità di misura
Superficie	S	[L] ²	metro quadrato(m ²)
Volume	V	[L] ³	metro cubo (m ³)
Densità	ρ	[M][L] ⁻³	kilogrammi su metri cubi (kg/m ³)
Velocità	v	[L][t] ⁻¹	metri al secondo (ms ⁻¹)
Accelerazione	a	[L][t] ⁻²	metri al secondo quadrato (ms ⁻²)
Forza massa per accelerazione	F	[M][L][T] ⁻²	Newton (N)
Pressione forza su superficie	p	[M][L] ⁻¹ [t] ⁻²	Pascal (Pa)
Lavoro/Energia Forza per spostamento	L/E	[M][L] ² [t] ⁻²	Joule (J)
Potenza Lavoro o energia nell'unità di tempo	W	[M][L] ² [t] ⁻³	Watt (W)

Le unità di misura delle superfici e dei volumi devono essere espresse con la notazione esponenziale, quindi sarà “m²” e “m³”, invece di mq (metri quadri) e mc (metri cubi).

I simboli letterali hanno la minima lunghezza possibile, per cui l'unità di tempo, il secondo, viene espressa dal simbolo “s” e non dalla notazione “sec”.

Il prefisso che indica il multiplo 1000 (kilo) si scrive con la lettera minuscola, poiché non va confuso con il simbolo della temperatura (Kelvin) che va invece scritto con la lettera maiuscola “K” e senza l'apposizione del simbolo “°” indicante il grado.

Le unità di misura vanno inoltre scritte con il simbolo che le rappresenta solo se accompagnate da un valore numerico preciso, mentre in caso contrario vanno indicate per esteso; per questa ragione, ad esempio, la frase “...sono stati percorsi alcuni chilometri...” è scritta correttamente, mentre non lo è la corrispondente “...sono stati percorsi alcuni km...”. I simboli vanno scritti con la lettera maiuscola se sono le iniziali di nomi propri (N, Pa, W...), mentre bisogna usare la minuscola se l'unità è scritta per esteso (newton, pascal, watt...). Da ultimo, ricordiamo che il separatore decimale ufficiale nell'S.I. è la virgola e non il punto.

Nella seguente tabella si riportano i prefissi per le unità di misura che consentono di usare, per la misura delle grandezze, numeri più agevoli.

Tabella 3: PREFISSI NUMERICI DELLE UNITA' DI MISURA

Prefisso	Simbolo	Valore	Prefisso	Simbolo	Valore
Tera	T	10^{12}	deci	d	10^{-1}
Giga	G	10^9	centi	c	10^{-2}
Mega	M	10^6	milli	m	10^{-3}
kilo	k	10^3	micro	μ	10^{-6}
etto	h	10^2	nano	n	10^{-9}
deca	da	10	pico	p	10^{-12}

Tabella 4: Unità di misura multiple di unità fondamentali del SISTEMA INTERNAZIONALE

Grandezza	Unità	Simbolo	Equivalenza
Volume	Litro	l	$1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$
Massa	Tonnellata	t	$1 \text{ t} = 1 \text{ Mg} = 10^6 \text{ g} = 10^3 \text{ kg}$
Pressione	bar	bar	$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

Tabella 5: Unità di misura del Sistema Tecnico degli Ingegneri

Grandezza	Unità	Simbolo	Equivalenza
Forza	kilogrammo-peso	k_p	$1 \text{ k}_p = 9,807 \text{ N}$
Calore	caloria	cal	$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$
Potenza	kilocaloria/ora	kcal/h	$1 \text{ kcal/h} = 1,163 \text{ W}$

Se vogliamo, ad esempio, esprimere una misura di forza peso pari a 20 k_p , dobbiamo convertirla nell'unità di misura corrispondente del Sistema Internazionale, il newton, nel modo seguente:

$$20 \text{ kp} = 20 \cdot 9,807 \cong 196 \text{ N}$$

Per quanto riguarda l'unità di misura del calore che veniva utilizzata nel Sistema Tecnico, la caloria, il fattore di conversione indicato in tabella 5, che vale 4,186, è comunemente chiamato "equivalente meccanico della caloria". Nel Sistema Tecnico, infatti, si utilizzava la caloria solo per misurare l'energia termica ed il joule per l'energia meccanica. Nel Sistema Internazionale tutte le forme di energia sono invece misurabili con la stessa unità di misura, il joule (J).

Strettamente correlate alle unità di energia sono quelle di potenza per le quali si adotta il fattore indicato in tabella 5, direttamente ricavabile dal precedente, come dimostrato dalle semplici correlazioni che seguono.

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J} \Rightarrow 1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J} \Rightarrow 1 \frac{\text{kcal}}{\text{h}} = 4186 \frac{\text{J}}{\text{h}} = \frac{4186 \text{ J}}{3600 \text{ s}} = 1,163 \text{ W}$$

Da cui discende:

$$1 \frac{\text{kcal}}{\text{h}} = 1,163 \text{ W} \Rightarrow 1 \text{ W} = 0,86 \frac{\text{kcal}}{\text{h}}$$

Per esprimere nel SI una quantità di calore pari a 3500 cal, dobbiamo scrivere la seguente equivalenza:

$$3500 \text{ cal} = 3,5 \text{ kcal} = 3,5 \cdot 4186 \text{ J} = 14651 \text{ J} = 14,651 \text{ kJ}$$

In alcuni casi, ad esempio per ciò che riguarda l'energia elettrica, viene ancora utilizzata una specifica unità di misura dell'energia denominata kilowattora. Per questa valgono le seguenti relazioni di equivalenza:

$$1 \text{ kWh} = 1 \text{ kWh} \cdot 3600 \frac{\text{s}}{\text{h}} = 3600 \frac{\text{kJ}}{\text{s}} \cdot \text{h} \cdot \frac{\text{s}}{\text{h}} = 3600 \text{ kJ}$$

Pertanto, un'energia elettrica di 10 kWh, corrispondente al consumo di una potenza di 1 kW per 10 ore di esercizio, può essere espressa con le unità dell'S. I. utilizzando la seguente equivalenza:

$$10 \text{ kWh} = 10 \cdot 3600 \text{ kJ} = 36000 \text{ kJ}$$

Una grandezza fisica per la cui misura sono in uso comune molte unità non appartenenti al Sistema Internazionale è la pressione. Nei diversi settori della fisica, infatti, si trovano spesso unità come l'atmosfera (atm), il bar (bar), i millimetri di mercurio (mmHg). Di seguito vengono riportate le equivalenze che consentono di trasformarle nella corrispondente unità ufficiale dell'S.I. che è il Pascal.

$$1\text{atm} = 101325\text{Pa}$$

$$1\text{atm} = 760\text{mmHg}$$

$$1\text{bar} = 100000\text{Pa} \Rightarrow 1\text{atm} = 1,01325\text{bar}$$

$$1\text{mmHg} = 133,3\text{Pa}$$

La misura di una grandezza può essere espressa da un numero con molte cifre decimali. E' opportuno, in questo caso, stabilire il numero di cifre significative di tale valore numerico per scrivere in maniera più compatta, utilizzando anche la forma esponenziale, il numero stesso. In generale, ogni misura di grandezze fisiche è affetta da un certo grado di incertezza (errore rispetto alla misura vera della grandezza in oggetto) che può dipendere da varie cause, accidentali o sistematiche, quali ad esempio le condizioni dello strumento di misura, alcune condizioni ambientali che si verificano nell'esecuzione della misura, etc.

Non ha alcun senso, perciò, utilizzare, nella espressione della misura di una grandezza, un numero di cifre significative più elevato dell'ordine di incertezza con cui viene eseguita la misura stessa. Se ad esempio, una temperatura viene letta da un termometro con un ordine di incertezza del decimo di grado, non ha senso dire che la temperatura misurata vale 37,43 °C; sarà più corretto dire che tale temperatura vale 37,4°C.

Per ridurre il numero di cifre significative di un valore numerico è dunque necessario effettuare, spesso, una troncatura delle cifre decimali. Per eseguire correttamente tale operazione, una volta fissato il numero di cifre significative, sarà necessario verificare il valore della cifra immediatamente seguente l'ultima cifra significativa e lasciare invariata quest'ultima (l'ultima significativa) se la successiva è minore o uguale a cinque, aumentarla di una unità se è invece maggiore di cinque.

Esempio:

m: numero di cifre significative, stabilito in base al grado di incertezza della misura

Misura della grandezza: $x = 9,8759432$

$m = 3$; m+1^{esima} cifra = 5 $\Rightarrow x = 9,87$ m^{esima} cifra invariata

$m = 4$; m+1^{esima} cifra = 9 $\Rightarrow x = 9,876$ m^{esima} cifra aumentata di una unità

$m = 5$; m+1^{esima} cifra = 4 $\Rightarrow x = 9,8759$ m^{esima} cifra invariata

Definizioni e grandezze termodinamiche

La Termodinamica studia le trasformazioni di un sistema a seguito di scambi di energia (calore e/o lavoro) con altri sistemi o con l'ambiente esterno.

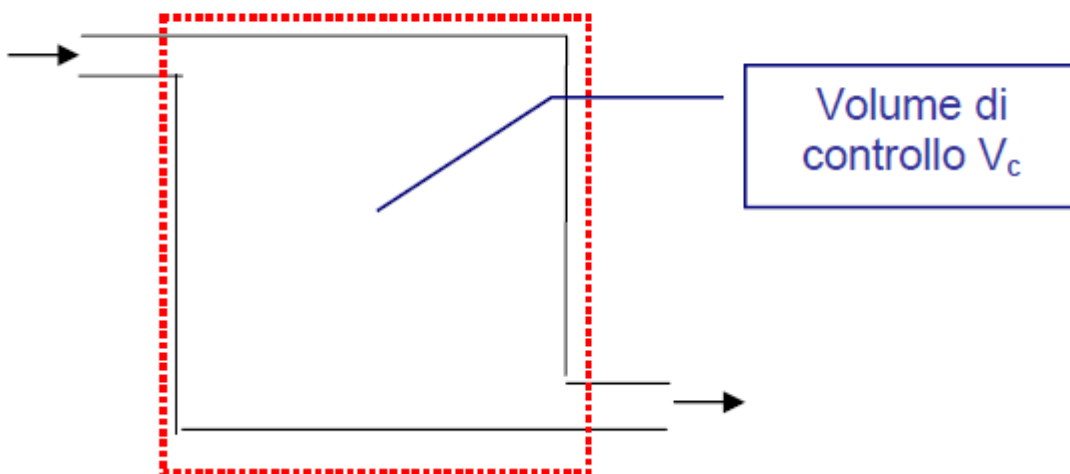
Si definisce "Sistema Termodinamico" una porzione di spazio o di materia separata dal resto dell'universo da una superficie di contorno, reale o fittizia, attraverso cui interagisce con l'esterno o con altri sistemi mediante scambi di energia e/o di massa.

A questo riguardo, potremo definire CHIUSO un sistema in cui non si hanno flussi di massa attraverso la sua superficie di contorno; un tale sistema è dunque caratterizzato da massa costante.

Al contrario sarà APERTO se attraverso la sua superficie di contorno avvengono flussi di massa (in entrata e/o in uscita) dando luogo di conseguenza ad un sistema a massa variabile. Ad esempio, un serbatoio ermeticamente chiuso contenente un fluido costituisce un sistema chiuso a massa costante poiché impedisce sia ingressi che fuoriuscite di massa, mentre una turbina idraulica, che prevede una sezione di ingresso ed una di uscita dell'acqua di alimentazione, subisce variazioni di massa ed è dunque un

sistema aperto. Se un sistema è aperto, poiché la sua massa è variabile, risulta necessario stabilire convenzionalmente un volume di controllo che lo delimiti; tale volume è generalmente compreso tra le sezioni di ingresso e di uscita (vedi Figura 1).

Figura 1



Un sistema termodinamico si definisce ISOLATO se non è oggetto di flussi di energia, in particolare è ADIABATICAMENTE isolato, o più semplicemente ADIABATICO, se risulta termicamente isolato, ossia non scambia calore con l'ambiente esterno o con altri sistemi.

Per quel che riguarda la massa contenuta in un sistema, possiamo trovarla in una sola fase o stato di aggregazione, oppure in più fasi: nel primo caso il sistema sarà detto OMOGENEO mentre nell'altro caso sarà detto ETEROGENEO.

Un sistema può inoltre essere costituito da uno o più componenti. Ad esempio, l'aria che respiriamo è un sistema a più componenti (ossigeno O_2 , azoto N_2 , vapore acqueo H_2O ed altri gas in quantità minori), omogeneo poiché tutti i componenti si presentano allo stato gassoso, mentre un miscuglio di acqua liquida e ghiaccio è un sistema ad un solo componente ma eterogeneo, essendo in esso presenti contemporaneamente due fasi.

Un sistema è detto in EQUILIBRIO MECCANICO se non esiste moto relativo tra le sue parti, verificandosi evidentemente una condizione di equilibrio tra le forze ad esso applicate. Conseguenza dell'equilibrio meccanico è un valore uniforme della PRESSIONE in ogni suo punto.

Un sistema si trova poi in condizioni di EQUILIBRIO CHIMICO se al suo interno non sono in atto reazioni chimiche o fenomeni di diffusione di specie chimiche, il che comporta un valore uniforme del POTENZIALE CHIMICO di ciascuna specie presente.

Infine diciamo che il sistema si trova in condizioni di EQUILIBRIO TERMICO se in esso non avvengono fenomeni di scambio termico a causa di un valore uniforme della TEMPERATURA in ogni suo punto.

La coesistenza degli stati di equilibrio meccanico, chimico e termico comporta per il sistema considerato una condizione di EQUILIBRIO TERMODINAMICO.

E' possibile, a questo punto, attribuire ad un sistema in equilibrio termodinamico delle proprietà interne ed esterne, le prime, anche dette termostatiche, quali massa, volume, pressione, temperatura, etc., possono anche essere considerate come le coordinate termodinamiche del sistema, mentre le seconde, quali ad esempio la quota o la velocità rispetto ad un sistema di riferimento inerziale, determinano la sua posizione spazio-temporale e definiscono le coordinate meccaniche del sistema. La conoscenza delle coordinate meccaniche e di quelle termodinamiche consente di fissare lo stato del sistema.

In riferimento ad uno stato è possibile definire GRANDEZZE di STATO tutte quelle proprietà termodinamiche che sono univocamente determinate solo dallo stato stesso del sistema e che, nel passaggio da uno stato all'altro (trasformazione) subiscono variazioni dipendenti solo dalle condizioni iniziali e finali e non dal particolare percorso seguito. Da un punto di vista analitico tali grandezze sono funzioni potenziali e danno luogo, se differenziate, a differenziali esatti. Appartengono a tale categoria la temperatura T , la pressione p , il volume V , l'entalpia H , l'energia interna U e così via.

Possiamo effettuare un'ulteriore classificazione delle grandezze di stato suddividendole in INTENSIVE ed ESTENSIVE.

Si dicono intensive quelle grandezze che sono indipendenti dalla massa del sistema ed estensive, al contrario, quelle che dipendono dalla massa del sistema. Come diretta conseguenza di tali definizioni, alle grandezze estensive possiamo applicare la proprietà additiva, per cui, ad esempio, sommando i volumi di due sistemi si ottiene un sistema che ha per volume la somma dei due volumi componenti, mentre le grandezze intensive non godono di tale proprietà per cui, ad esempio, un sistema risultante dalla somma di due sistemi componenti con lo stesso valore di temperatura sarà anch'esso caratterizzato da quello stesso valore di temperatura e non dalla somma dei valori iniziali delle temperature dei due sistemi componenti.

Ad ogni grandezza estensiva corrisponde una intensiva ottenibile dividendo il suo valore per la massa, cioè introducendo la relativa grandezza specifica. Ad esempio, considerando un sistema di massa M si ha:

V : volume (m^3) → v : volume specifico V/M (m^3/kg)

H : entalpia (J) → h : entalpia specifica H/M (J/kg)

U : energia interna (J) → u : energia interna specifica U/M (J/kg)

I simboli delle grandezze estensive si scrivono con la lettera maiuscola, quelle intensive con la lettera minuscola.

Tra le grandezze intensive di un sistema in condizioni di equilibrio termodinamico esistono delle relazioni che permettono di determinare il valore di una dalla conoscenza delle altre.

Il numero di variabili indipendenti di un sistema, quelle cioè che possono essere determinate indipendentemente l'una dall'altra senza modificare lo stato di aggregazione del sistema e consentendo di definirlo compiutamente dal punto di vista termodinamico, dipende dallo stato di aggregazione e dal numero di componenti che costituiscono il sistema stesso, secondo la seguente regola di Gibbs o delle fasi:

$$V = C - F + 2$$

dove:

V : numero di variabili indipendenti;

C : numero di componenti;

F : numero di fasi.

Esempio 1: miscuglio acqua liquida-ghiaccio: sistema chimicamente omogeneo ($C=1$), coesistenza di due fasi ($F=2$), $V = 1 - 2 + 2 = 1$ sistema monovariante: è sufficiente la conoscenza di una sola variabile intensiva per determinare lo stato del sistema;

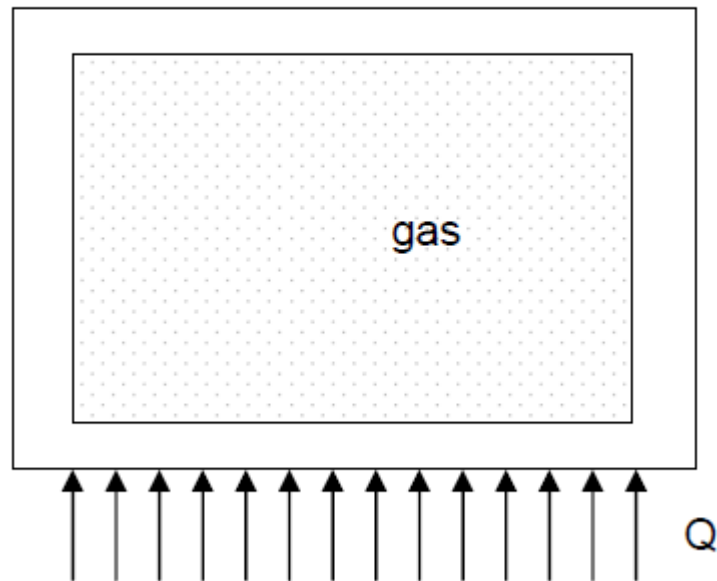
Esempio 2: ossigeno in una bombola: sistema chimicamente omogeneo ($C=1$), con un'unica fase ($F=1$), $V = 1 - 1 + 2 = 2$ sistema bivariante: è necessaria la conoscenza di due variabili intensive per determinare lo stato del sistema.

Le relazioni che esistono tra le grandezze di stato di un sistema, dette equazioni di stato, possono essere espresse in forma grafica, nei cosiddetti diagrammi di stato, che rappresentano, nello spazio a tre dimensioni, il luogo dei punti dei vari stati di aggregazione del sistema in funzione delle variabili di stato p, v e T . Essi sono utili per studiare le trasformazioni che subiscono i sistemi e consentono di fare interessanti considerazioni anche in relazione alle modalità con cui avvengono i passaggi di stato: solido-liquido, liquido-vapore, solido-vapore e viceversa.

Parallelamente alle grandezze di stato, vanno definite alcune grandezze dette di scambio, che non possono essere definite in corrispondenza di uno stato termodinamico, ma solo all'interno di una trasformazione. Sono infatti grandezze energetiche, che esprimono le quantità di energia meccanica (lavoro) o termica (calore) che, scambiate dal sistema con l'ambiente esterno o tra due sistemi, consentono lo svolgersi di una trasformazione. E' infatti grazie alla possibilità di scambiare calore e/o lavoro attraverso la sua superficie di contorno, che un sistema può evolvere da uno stato all'altro.

Si definisce infatti trasformazione ogni modificazione dello stato termodinamico di un sistema che comporti la variazione del valore assunto da almeno una delle grandezze di stato che lo caratterizzano rispetto alla condizione iniziale.

Figura 2



Se ad esempio ad un gas contenuto in un recipiente a pareti rigidamente fissate (vedi figura 2) viene fornita una certa quantità di calore, alcuni suoi parametri di stato, quali la temperatura e la pressione, variano mentre il volume rimane costante.

Il sistema dunque subisce una trasformazione passando da uno stato iniziale 1, cui corrispondevano alcuni valori delle grandezze di stato (p_1, v_1, T_1) ad uno finale 2 cui corrispondono altri valori delle grandezze di stato (p_2, v_2, T_2). Nel caso particolare in oggetto il sistema subisce una trasformazione che ha la caratteristica di conservare costante il valore del volume: una trasformazione di tal genere si dice ISOCORA. Altre trasformazioni possono essere caratterizzate dal valore costante di un altro o di due parametri di stato facendo contemporaneamente variare i rimanenti. Le grandezze di scambio sono caratterizzate da un segno che indica il verso in cui la quantità in oggetto viene scambiata. Secondo una convenzione internazionale, il calore che un sistema cede all'esterno (uscente) viene considerato negativo, mentre quello che riceve da una sorgente esterna (entrante) è positivo. Al contrario il lavoro ceduto dal sistema all'esterno (uscente) è positivo, mentre si considera negativo se il sistema lo subisce dall'esterno.

Ad esempio, un gas all'interno di un sistema cilindro-pistone che espande grazie all'apporto di calore ricevuto da una sorgente esterna, riceve una quantità di calore positivo e compie un lavoro positivo. Al contrario lo stesso gas che viene compresso da una forza esterna subisce un lavoro che, dunque, è da considerarsi negativo.

REVERSIBILITÀ DEI PROCESSI TERMODINAMICI –DEFINIZIONE DI LAVORO

I processi termodinamici o trasformazioni che avvengono in natura (reali) sono sempre causati da uno squilibrio iniziale di una grandezza potenziale e sono caratterizzati da fenomeni dissipativi. Ad esempio, la corrente elettrica che attraversa un circuito viene messa in moto grazie ad una tensione (differenza di potenziale elettrico) e lungo il circuito si sviluppano fenomeni di dissipazione (trasformazione di energia elettrica in calore per effetto Joule); in una centrale idroelettrica, una massa d'acqua effettua un salto di quota sviluppando energia meccanica grazie alla differenza di energia potenziale gravitazionale che la caratterizza nelle condizioni iniziali e lungo il percorso dissipa in parte l'energia a disposizione a causa di fenomeni di attrito.

Durante lo svolgimento di un fenomeno reale lo squilibrio di potenziale che ne era stato origine tende a diminuire fino ad annullarsi. Questo rende impossibile lo svolgimento del fenomeno inverso senza un intervento dall'esterno, cioè senza che venga utilizzata un'altra forma di energia non appartenente al sistema. Una trasformazione di questo tipo si dice irreversibile poiché può avvenire solo in un verso (quello determinato dal verso dello squilibrio iniziale della grandezza potenziale) e non ha alcuna possibilità di verificarsi spontaneamente in senso opposto.

Un modello di trasformazione cui si fa ricorso per descrivere i processi termodinamici è quello di trasformazione REVERSIBILE. In contrasto con le caratteristiche appena enunciate, tipiche di tutte le trasformazioni reali, un processo reversibile non presenta alcun fenomeno di attrito e può svolgersi indifferentemente in un verso o nell'altro impiegando esattamente la stessa quantità di energia. In altre parole lo svolgimento del processo diretto e di quello inverso non lascia alcun segno nell'ambiente circostante, poiché essi vengono effettuati impiegando il potenziale di energia contenuto nel sistema nelle condizioni iniziali, senza alcun apporto dall'esterno, indifferentemente in un verso o nell'altro.

E' chiaro che un processo di questo tipo è ideale poiché presuppone assenza di fenomeni dissipativi, che sono invece sempre presenti in qualsiasi fenomeno fisico e la possibilità che un fenomeno avvenga spontaneamente in un verso o nell'altro, circostanza questa irrealizzabile in natura.

Per meglio comprendere quest'ultima caratteristica propria della reversibilità immaginiamo un fenomeno termico che avvenga tra due sistemi o corpi a diversa temperatura: il calore passa spontaneamente dal corpo più caldo a quello più freddo. Il fenomeno inverso non avverrà mai naturalmente, ma possiamo avvicinarci sempre più ad una situazione in cui il trasferimento di calore avvenga indifferentemente nei due versi quanto più facciamo diminuire la differenza di temperatura tra i due sistemi. Quando tale differenza si annulla non c'è più nessun motivo per cui il calore vada da una parte o dall'altra, quindi abbiamo raggiunto la condizione voluta, ma, nello stesso tempo, non abbiamo più il presupposto che rende possibile la trasformazione, cioè lo squilibrio termico tra i

due corpi. In altre parole, facendo tendere a zero la differenza di temperatura tra i due corpi abbiamo raggiunto le condizioni per la reversibilità, ma il fenomeno non ha più la possibilità di avere luogo poiché manca la causa che lo potrebbe generare. Si tratta dunque di un fenomeno ideale e non reale.

Facciamo ora riferimento ad un sistema chiuso, ad esempio una massa di gas contenuta in un sistema cilindro-pistone in grado di scambiare lavoro con l'esterno mediante espansione o compressione dovuta al movimento del pistone. Nel caso in cui il gas si espande parleremo di lavoro compiuto dal sistema sull'esterno (lavoro uscente), mentre nel caso di compressione del gas, il lavoro è subito dal sistema da parte dell'ambiente esterno (lavoro entrante).

Nel sistema cilindro-pistone illustrato in Figura 3 si consideri la massa di gas in esso contenuta e si ipotizzi di trascurare l'attrito tra cilindro e pistone e tra i vari strati di fluido.

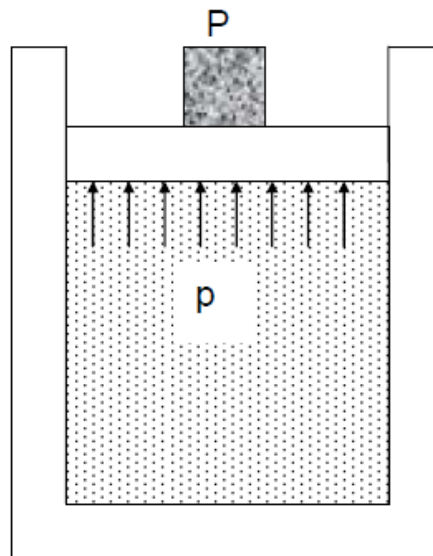
In condizioni di equilibrio, la pressione p esercitata dal gas sulla superficie interna del pistone equivale all'azione esercitata sul lato esterno dello stesso dalla forza peso P .

Se indichiamo con A l'area di contatto tra gas e pistone, possiamo scrivere:

$$P = A \cdot p$$

Ad ogni incremento o decremento di P (ΔP) corrisponde uno spostamento del pistone e, di conseguenza, un lavoro scambiato dal sistema con l'esterno.

Figura 3



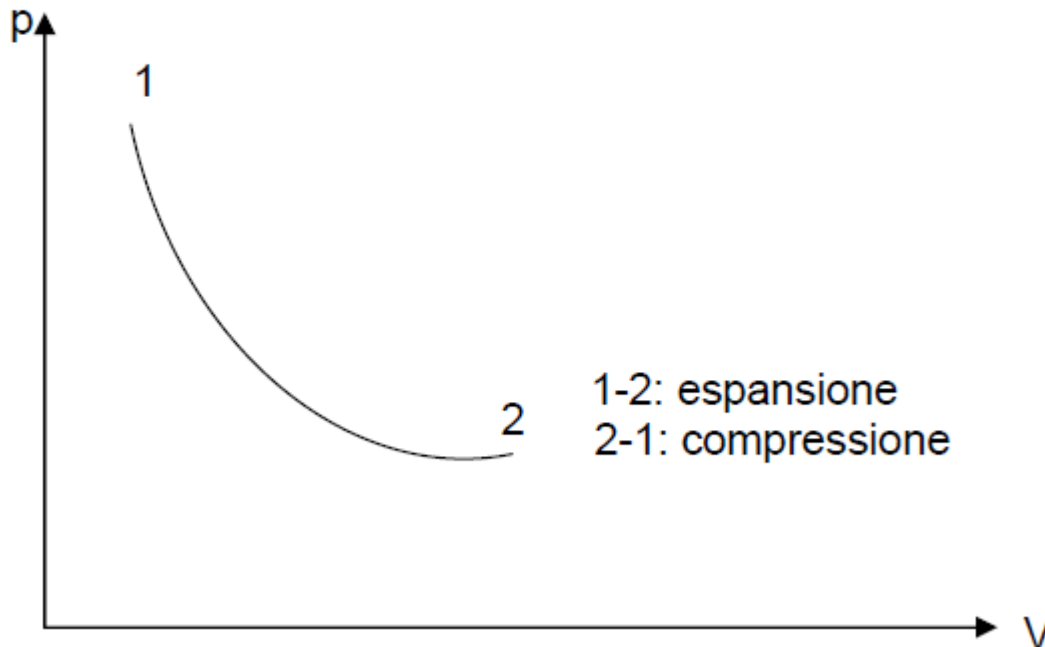
Se togliamo all'improvviso il peso P , il pistone si muove verso l'alto, non esistendo più equilibrio tra le forze interne e quelle esterne, e all'interno della massa di gas si innescano moti turbolenti delle particelle costituenti. Questo provoca una certa disuniformità spaziale di pressione e temperatura che rendono impossibile caratterizzare il sistema con un unico valore dei parametri di stato, in particolare della pressione p .

Se, al contrario, il peso P viene asportato gradualmente e lentamente, sottraendo porzioni infinitesime di peso dP , in ogni istante il sistema si trova in condizioni molto prossime all'equilibrio in corrispondenza delle quali le sue proprietà termodinamiche godono di uniformità spaziale.

In queste condizioni il sistema risulta caratterizzabile in ogni istante con un unico valore della pressione p . Un processo di questo tipo, passante attraverso infiniti stati di equilibrio successivi tra loro ed infinitamente vicini si dice QUASISTATICO e la trasformazione in oggetto è rappresentabile in un diagramma termodinamico p - V (espansione o compressione), come illustrato in figura 4.

Un processo quasistatico, in cui siano totalmente assenti fenomeni di attrito o dissipativi di ogni genere, si dice REVERSIBILE.

Figura 4



Per ogni tratto infinitesimo di espansione o compressione dx il sistema compie un lavoro dL . Tale lavoro è sempre esprimibile in funzione delle forze esterne:

Se $p_{est} = P/A$, allora:

$$dL = p_{est} \cdot A \cdot dx$$

In un processo reale, non potendo definire in ogni istante un valore della pressione interna rappresentativo dell'intero sistema e non potendo fissare posizioni di equilibrio tra forze esterne ed interne intermedie tra i punti iniziale e finale, non è possibile esprimere tale lavoro in funzione delle variabili interne del sistema e delle loro variazioni.

Ma se il processo ha caratteristiche di reversibilità il lavoro delle forze esterne è esprimibile in funzione della pressione interna poiché in ogni istante è possibile definire una condizione molto vicina all'equilibrio, in cui pressione interna ed esterna si equivalgono. La reversibilità infatti sottintende la quasistaticità.

In un processo reversibile si può allora scrivere la seguente relazione:

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

Siccome:

$$A \cdot dx = dV$$

dove dV è la variazione di volume nel cilindro, si ha:

$$dL = p \cdot dV$$

Se M è la massa del gas contenuto nel cilindro e v il suo volume specifico, si ha:

$$dL = p \cdot M \cdot dv$$

da cui è possibile ricavare il lavoro per unità di massa dl :

$$dl = p \cdot dv$$

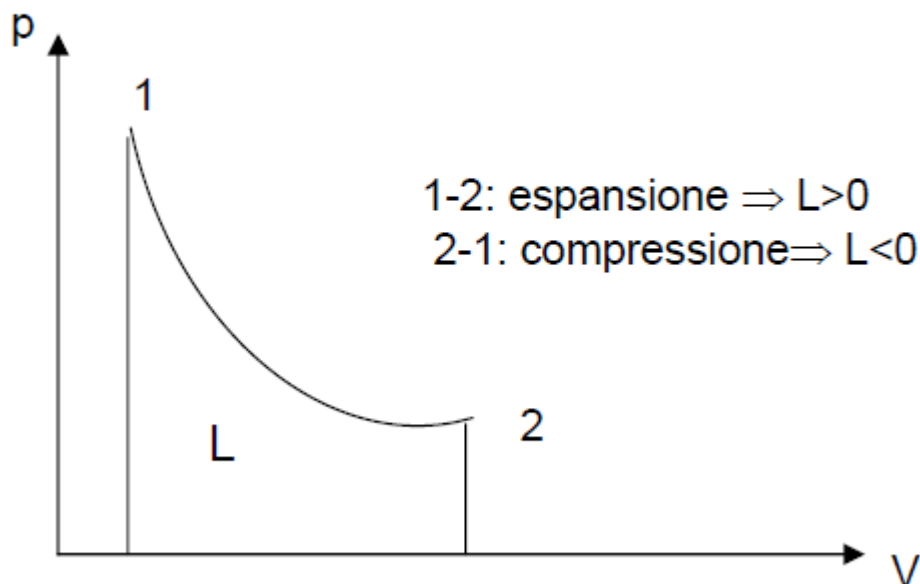
In un processo finito 1-2 si può scrivere:

$$L_{12} = \int_1^2 p \cdot dV \quad (\text{J}) \quad \text{e} \quad l_{12} = \int_1^2 p \cdot dv \quad (\text{J/kg})$$

In un diagramma p - V (Figura 5) il lavoro di espansione/compressione di un gas è espresso dall'area sottesa dalla linea che indica la trasformazione sull'asse delle ascisse.

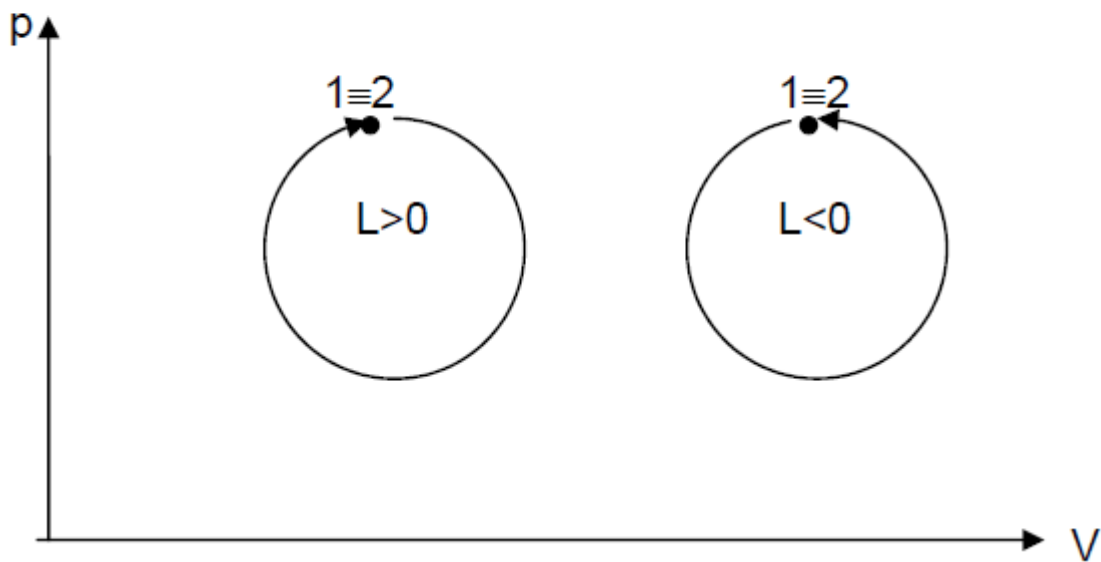
Il lavoro risulta positivo se la trasformazione comporta un aumento di volume (espansione), negativo in caso contrario (compressione).

Figura 5



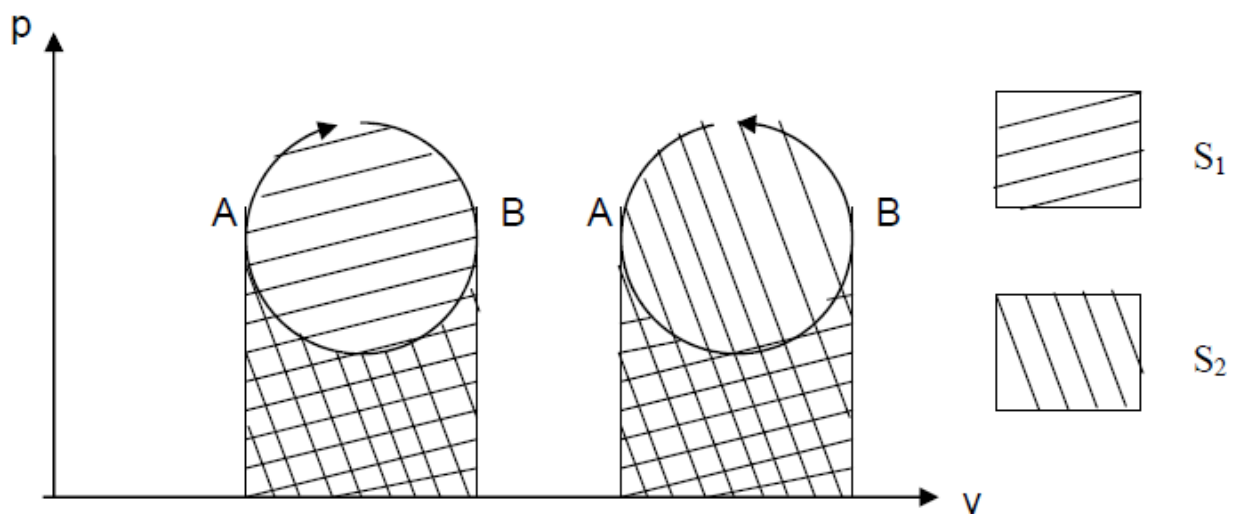
Se il punto iniziale e quello finale della trasformazione coincidono la trasformazione è chiusa o ciclica ed il lavoro risulta positivo se la trasformazione avviene in senso orario, negativo in caso contrario.

Figura 6



Infatti, supponiamo di percorrere il ciclo in senso orario, cioè di compiere un ciclo diretto, e consideriamo i due rami componenti individuati tracciando le rette verticali tangenti al ciclo nei punti A e B.

Figura 7



Essi sottendono rispetto all'asse delle ascisse due aree S_1 ed S_2 , per cui possiamo scrivere:

$$l_{ciclo} = \int_1^2 p \cdot dv = S_1 - S_2$$

Nel caso di ciclo diretto si ha $S_1 > S_2$ e, di conseguenza, $l_{ciclo} > 0$, mentre, nel caso di ciclo inverso, che prevede il verso di percorrenza antiorario, si ha $S_1 < S_2$, quindi $l_{ciclo} < 0$.

Per calcolare il lavoro compiuto da un sistema lungo una trasformazione reversibile è necessario conoscere dunque l'andamento di p in funzione di V .

Se la trasformazione è isobara ($p = \text{costante}$), il calcolo risulta molto semplice:

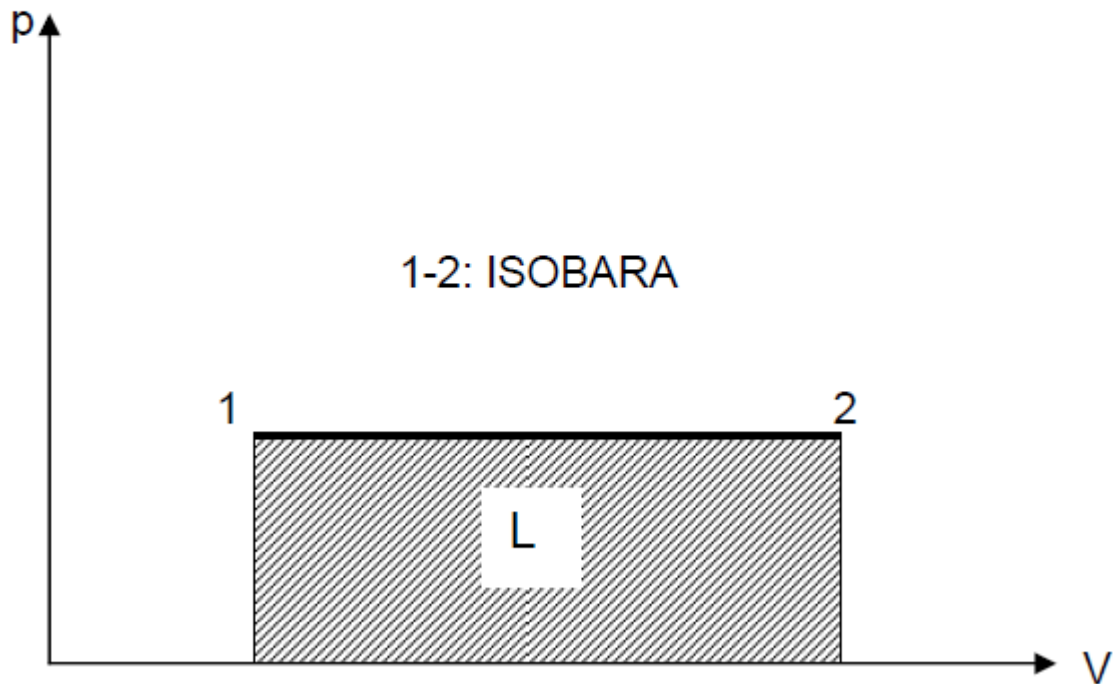
$$L_{12} = \int_1^2 p \cdot dV = p \cdot \int_1^2 dV = p \cdot (V_2 - V_1)$$

Graficamente il lavoro compiuto lungo una espansione/compressione isobara è dato dall'area del rettangolo sotteso dall'isobara sull'asse delle ascisse di lati p e $(V_2 - V_1)$, come illustrato in Figura 8.

L'espressione del lavoro indicata ($dL = p dV$) riguarda sempre processi reversibili cioè caratterizzati da velocità quasi nulla (infinitamente lenti) e da totale assenza di fenomeni d'attrito.

I processi reali non sono reversibili ma irreversibili, poiché avvengono sempre a velocità finita, per cui non hanno la caratteristica di quasi-staticità, e con fenomeni dissipativi quali l'attrito.

Figura 8



ENERGIA INTERNA DI UN SISTEMA

Si definisce energia totale o livello energetico di un sistema la somma di tutte le forme di energia da esso possedute. Queste possono essere raggruppate in due grosse categorie: quelle manifeste a livello macroscopico, identificabili nell'energia potenziale ed in quella cinetica, e quelle che, invece, non sono apprezzabili a livello macroscopico, in quanto riguardano lo stato energetico delle particelle microscopiche (atomi, molecole ed elettroni) del sistema stesso. Quest'ultimo gruppo di energie va a costituire nel suo complesso una grandezza denominata ENERGIA INTERNA del sistema.

In particolare, a livello microscopico, possiamo attribuire alle molecole, agli atomi, agli elettroni ed a tutte le particelle elementari energie potenziali legate alle interazioni che si svolgono tra di loro; queste possono essere di tipo elettrico, poiché le particelle sono dotate di carica, oppure gravitazionale essendo esse dotate di massa.

Le molecole sono dotate inoltre di energia cinetica poiché animate da moti traslazionali, rotazionali e vibrazionali, mentre gli elettroni sono dotati di moto rotazionale intorno al proprio asse oltre che intorno al nucleo dell'atomo di appartenenza.

In termini analitici potremmo scrivere una relazione di questo tipo:

$$E = E_c + E_p + U$$

essendo:

E_c : energia cinetica del sistema [J];

E_p : energia potenziale del sistema [J];

U : energia interna del sistema [J].

Alle grandezze estensive scritte corrispondono le relative grandezze intensive e_c , e_p ed u misurabili in [J/kg], che indicano le quantità energetiche in relazione all'unità di massa del sistema.

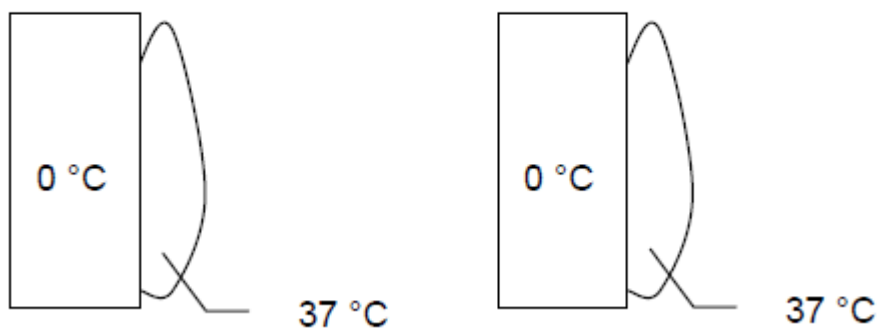
Dunque, l'energia interna di un sistema e la sua corrispondente grandezza specifica indicano il contenuto globale di energia del sistema a livello microscopico, ossia lo stato energetico del sistema indipendentemente dalla posizione occupata nello spazio (energia potenziale macroscopica) e dalla sua velocità (energia cinetica macroscopica). L'energia interna di un corpo o di un sistema è in qualche modo legata al suo stato termico di cui è espressione macroscopica una grandezza di stato di difficile definizione ma di comune esperienza: la "temperatura".

Definizione della temperatura

Abbiamo già detto che la temperatura esprime a livello macroscopico, il contenuto energetico che ha un sistema a livello microscopico. In particolare essa non è espressione di tutta l'energia interna specifica del corpo, ma solo di una parte di essa, quella riguardante l'energia cinetica molecolare. Se facciamo infatti riferimento ad un processo termodinamico che dia luogo ad un cambiamento di stato (es: liquido \rightarrow vapore o viceversa), durante la trasformazione il sistema subisce una variazione di energia interna specifica, legata allo spezzarsi o al ricostituirsi di legami tra gli atomi che costituiscono le molecole, con conseguente modificazione delle energie potenziali microscopiche, ma tali fenomeni sono tipicamente isotermi, cioè avvengono sempre a temperatura costante, per cui, in questo caso, ad una modificazione di energia interna del sistema non corrisponde una variazione di temperatura. L'energia termica necessaria ad effettuare tali cambiamenti di stato prende il nome di "CALORE LATENTE". Quando, al contrario, al sistema viene fornito calore "SENSIBILE", in grado cioè di far variare la temperatura del sistema, l'energia cinetica delle molecole aumenta e di conseguenza aumenta la temperatura del sistema stesso. In questo caso, ad una variazione dell'energia interna corrisponde una variazione concorde della temperatura, La temperatura è una grandezza di difficile definizione, poiché legata alla sensazione di caldo o di freddo prodotta da un corpo, sensazione che, in alcuni casi, può risultare ingannevole.

Infatti, se poniamo una mano a contatto con un corpo metallico in equilibrio termico con l'ambiente esterno considerato ad una temperatura tipicamente invernale, ad esempio $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, percepiamo una sensazione diversa da quella prodotta, in condizioni analoghe, dal contatto con un corpo costituito da materiale isolante alla stessa temperatura. Il primo appare più freddo del secondo (vedi Figura 9).

Figura 9



Il calore passa dalla mano all'ambiente ($\Delta T = 37\text{ }^{\circ}\text{C}$) attraverso il materiale. All'interno dello strato di materiale metallico il calore passa rapidamente, mentre, nell'isolante, lo stesso fenomeno avviene più lentamente. A questa diversa velocità di svolgimento del fenomeno fisico sono legate le sensazioni termiche diverse: il metallo appare più freddo e l'isolante più caldo. Può risultare dunque ingannevole definire la temperatura basandosi sulla sensazione termica prodotta da un certo livello termico.

Per tentare di descriverla in modo corretto e di costruire delle scale termometriche adatte ad effettuarne la misura, partiamo dal confronto tra due sistemi termodinamici e stabiliamo quando essi hanno la stessa temperatura.

Consideriamo due sistemi a diversa temperatura inizialmente a contatto fra di loro: un serbatoio 1 contenente il gas 1 ed un serbatoio 2 con esso a contatto contenente il gas 2.

Tra i due sistemi avvengono scambi termici che li conducono dopo un po' di tempo ad una condizione di equilibrio termico. Gli scambi sono tanto più veloci quanto più la parete che li separa è DIATERMICA, avendo definito con tale termine una parete che offre una resistenza nulla al passaggio di calore. Al contrario, gli scambi termici risultano tanto più lenti quanto più essa ha caratteristiche di adiabaticità, cioè risulta in grado di impedire il passaggio di calore. Nella realtà non esistono pareti diatermiche o adiabatiche, ma queste rappresentano dei modelli che descrivono condizioni estreme a cui ci si può avvicinare tanto più quanto più si fa diminuire o aumentare la resistenza termica del materiale, facendola tendere a zero nel primo caso e ad infinito nel secondo.

Se la parete di separazione tra i due sistemi non è adiabatica, si consentono gli scambi termici e, durante il processo, le proprietà termodinamiche dei due sistemi p , v e T cambiano continuamente fino a che non si raggiunge una condizione di equilibrio. In uno stato di equilibrio le variabili p , v e T non possono più assumere valori arbitrari ma dipendono l'una dall'altra. Se, invece, la parete di separazione è adiabatica, questo rende impossibile il raggiungimento dell'equilibrio termico, di conseguenza le grandezze termodinamiche dei due sistemi possono variare arbitrariamente. In uno stato di equilibrio, la pressione, la temperatura ed il volume specifico di ciascuno dei due sistemi sono legati da una relazione del tipo:

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

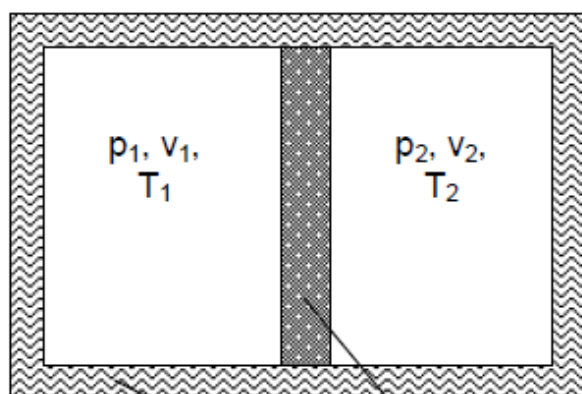
per cui, permanendo tale stato di equilibrio, al variare di una, variano automaticamente le altre due secondo la funzione scritta. La relazione scritta può essere posta in forma esplicita rispetto alla temperatura:

$$T = f(p,v)$$

Consideriamo, con riferimento alla Figura 10, due sistemi inizialmente a diversa temperatura, separati da una parete diatermica. Dopo un certo tempo raggiungeranno la condizione di equilibrio termico. Due sistemi in equilibrio termico hanno in comune il valore della TEMPERATURA, di conseguenza possiamo scrivere:

$$T_1 = f(p_1, v_1) = T_2 = f(p_2, v_2)$$

Figura 10



Equilibrio termico:

$$T_1 = T_2 \Rightarrow f(p_1, v_1) = f(p_2, v_2)$$

Adiabatica

Diatermica

Supponiamo ora di fare un altro esperimento. Ipotizziamo che i sistemi 1 e 2 siano a contatto mediante una parete diatermica con un terzo sistema e, contemporaneamente, che ogni scambio termico tra di essi sia inibito mediante una parete adiabatica (vedi

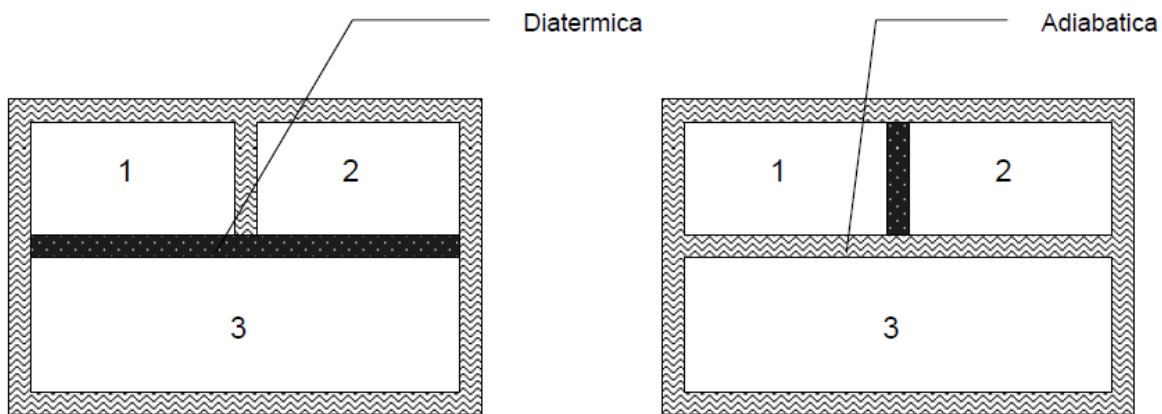
Figura 11). Partendo da una condizione iniziale di squilibrio termico, dopo un certo periodo di tempo, i sistemi 1 e 2 si portano in condizioni di equilibrio termico con il sistema 3, per cui si ha:

$$T_1 = T_3$$

$$T_2 = T_3$$

Successivamente, se si rende adiabatica la parete che prima era diatermica e diatermica quella di separazione tra 1 e 2 che prima era adiabatica, si impediscono gli scambi termici, rispettivamente, fra 1 e 3 e fra 2 e 3, e si consente viceversa lo scambio fra 1 e 2. Si osserva il perdurare in 1 ed in 2 di uno stato di equilibrio termico con totale assenza di scambi termici.

Figura 11



Di conseguenza si deduce:

$$T_1 = T_2$$

Si può a questo punto enunciare il **Principio zero della Termodinamica**:

“Se due sistemi sono in equilibrio termico con un terzo sistema, lo sono anche tra di loro ed hanno in comune la proprietà temperatura”.

$$\text{Se } T_1 = T_3 \text{ e } T_2 = T_3$$

$$\Rightarrow T_1 = T_2$$

Si considerino ancora due sistemi in equilibrio termico fra di loro. Risulterà:

$$T_1 = T_2 = f(p_2, v_2)$$

con ovvio significato dei simboli.

Questo significa che esistono una serie di coppie di valori di p e v del sistema 2 che realizzano l'equilibrio termico con il sistema 1, poiché 1 e 2 hanno la stessa temperatura. Il sistema 2 può essere allora utilizzato per misurare la temperatura del sistema 1 se, mantenuta costante una delle due proprietà p e v , si fa variare l'altra. In altre parole il sistema 2 costituisce un "termometro", uno strumento cioè in grado di misurare la temperatura di un corpo. A seconda della grandezza che viene fatta variare, si hanno vari tipi di termometri: ad esempio, in un termometro a gas a pressione costante viene fatto variare il volume, mentre la pressione rimane costante; al contrario, in un termometro a gas a volume costante, è la pressione che varia mentre il volume rimane costante.

Quella delle due variabili che, di volta in volta, viene fatta variare, è la variabile termometrica del termometro in oggetto. Conoscendo la legge con cui tale grandezza varia in funzione della temperatura, si può costruire e tarare una opportuna scala di misura della temperatura in riferimento alle variazioni che essa subisce durante la misura.

Indichiamo adesso con x la generica variabile termometrica e definiamo, rispetto ad essa, la grandezza temperatura.

Scegliamo, tra tutte quelle possibili, la più semplice relazione tra la temperatura e la variabile termometrica:

$$T = a \cdot x$$

dove a è una costante.

Per definire T , nota x , si deve determinare il valore assunto da a . E' possibile farlo attraverso due metodi.

I METODO

Il primo metodo prevede di fissare due punti di riferimento precisi e riproducibili in laboratorio, il primo denominato "punto di fusione normale" (PFN) ed il secondo "punto di ebollizione normale" (PEN).

Il PFN corrisponde alla condizione in cui acqua pura allo stato solido fonde alla pressione atmosferica, mentre il PEN fa riferimento alla condizione in cui acqua pura allo stato liquido vaporizza alla pressione atmosferica.

Poniamo inizialmente il termometro in un recipiente contenente acqua pura al punto di fusione normale. Indichiamo con x_g il valore assunto dalla variabile termometrica e con T_g il corrispondente valore della temperatura; il pedice g indica la condizione iniziale di ghiaccio. Si ha:

$$T_g = a \cdot x_g$$

Successivamente poniamo lo stesso termometro in un recipiente con acqua pura al punto di ebollizione normale ed indichiamo con x_v il valore assunto dalla variabile termometrica e con T_v il corrispondente valore della temperatura. In questo caso possiamo scrivere:

$$T_v = a \cdot x_v$$

Combinando le tre relazioni si ottiene:

$$T_v - T_g = a \cdot (x_v - x_g)$$

$$T(x) = a \cdot x$$

Da cui si ottiene:

$$T_v - T_g = \frac{T(x)}{x} \cdot (x_v - x_g) \Rightarrow T(x) = \frac{T_v - T_g}{(x_v - x_g)} \cdot x$$

Per definire la scala di temperatura è necessario fissare, arbitrariamente, l'intervallo di ampiezza dell'unità di misura. Si stabilisce pertanto che la differenza $T_v - T_g$ sia uguale a 100 e si ottiene:

$$T_v - T_g = 100 \Rightarrow T(x) = 100 \cdot \frac{x}{x_v - x_g}$$

Esistono vari tipi di termometri con diverse variabili termometriche. A seconda della proprietà termometrica scelta, si ha ad esempio:

$$T(L) = 100 \cdot \frac{L}{L_v - L_g} \quad (\text{L: livello di liquido in un termometro a mercurio});$$

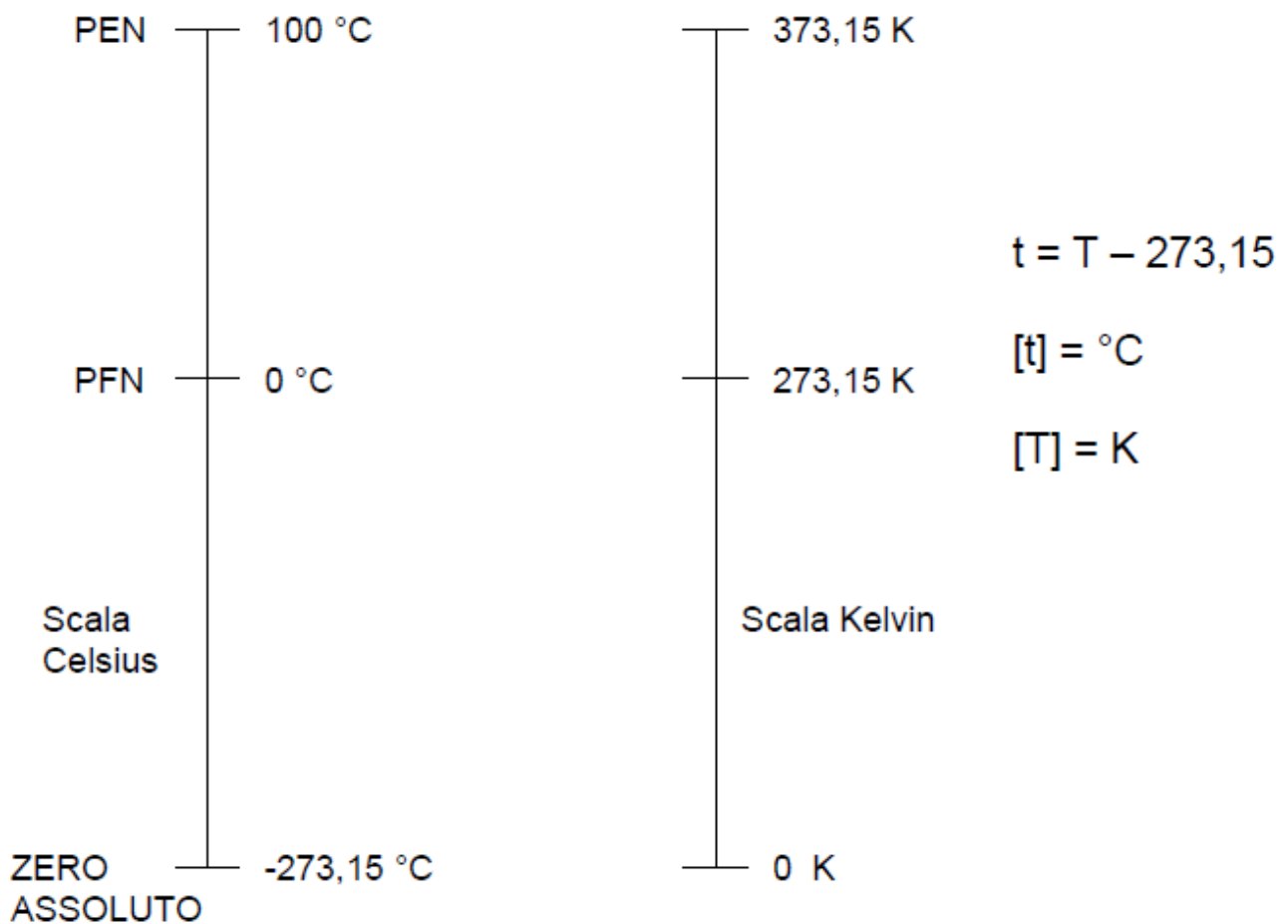
$$T(R) = 100 \cdot \frac{R}{R_v - R_g} \quad (\text{R: resistenza in un termometro a resistenza elettrica});$$

$$T(p) = 100 \cdot \frac{p}{p_v - p_g} \quad (\text{p: pressione in un termometro a gas a volume costante});$$

$$T(V) = 100 \cdot \frac{V}{V_v - V_g} \quad (\text{V: volume in un termometro a gas a pressione costante}).$$

Le più accurate misure sperimentali di tale grandezza hanno prodotto il valore seguente:

$$T_g = 273,15\text{K}$$



II METODO

Il secondo metodo, in accordo con le indicazioni date nel 1954 dalla Conferenza Generale di Pesì e Misure, utilizza, per la determinazione della costante “a” nell’espressione:

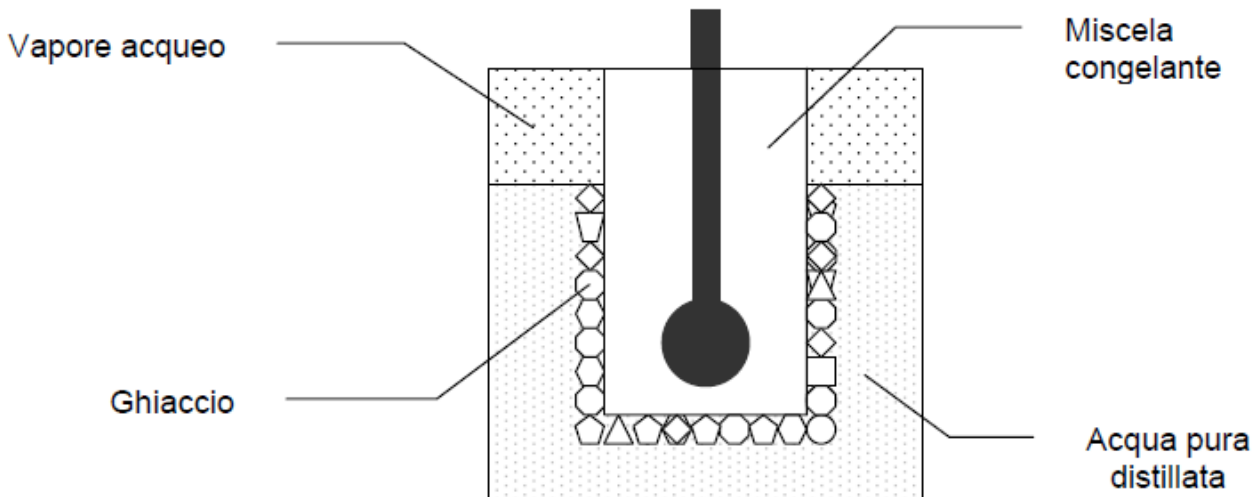
$$T(x) = a \cdot x$$

la conoscenza di un solo punto fisso riproducibile, il punto triplo dell’acqua P_T , stato di coesistenza della fase solida, di quella liquida e di quella gassosa. Con riferimento alla figura 12, consideriamo un recipiente contenente acqua pura distillata con una cavità interna. Mediante una pompa da vuoto si estrae l’aria e si sigilla il recipiente. L’abbassamento della pressione provoca l’evaporazione di parte dell’acqua sul pelo libero del liquido. La pressione che si instaura è dunque dovuta al solo vapore acqueo e dipende dalla temperatura in cui si trova il sistema.

Nella cavità interna si pone una miscela congelante che provoca la formazione di uno strato di ghiaccio nel recipiente nella zona adiacente la cavità. Si inserisce, a questo punto, nella cavità, il bulbo di un termometro a gas. Poiché esso si trova ad una

temperatura maggiore di quella della miscela congelante, cede al sistema una certa quantità di calore che provoca la fusione di un sottile strato di ghiaccio sulla parete. In questo modo si realizza la coesistenza delle fasi solida, liquida e vapore, cioè lo stato termodinamico denominato punto triplo.

Figura 12



Si fissa la temperatura del punto triplo come segue:

$$T_T = 273,16 \text{ K}$$

Se si indica con x_T il valore assunto dalla variabile termometrica in corrispondenza del punto triplo dell'acqua, si può scrivere:

$$T_T = a \cdot x_T \Rightarrow 273,16 = a \cdot x_T \Rightarrow a = \frac{273,16}{x_T}$$

$$T(x) = a \cdot x \Rightarrow T(x) = 273,16 \frac{x}{x_T}$$

Quella scritta è l'attuale definizione operativa della temperatura, misurabile in K. Il Kelvin (K) risulta quindi definito come l'ampiezza di intervallo di temperatura pari alla frazione $1/273,16$ della temperatura del punto triplo dell'acqua.

La pressione al valore di saturazione del punto triplo è $p_T = 0,006 \text{ atm}$.

Aumentando la pressione, diminuisce la temperatura di fusione¹. Questa osservazione

¹ L'acqua è una delle pochissime sostanze il cui volume diminuisce durante un processo di fusione, di

conferma che la scelta del valore della temperatura del punto triplo dell'acqua risulta in accordo con il valore della temperatura di fusione normale pari a 273,15 K, cioè 0,01 K inferiore alla T_T .

Il punto triplo dell'acqua è quindi pari a :

$$T_T = 273,16 \text{ K}$$

$$t_T = 0,01 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$p_T = 0,006 \text{ atm}$$

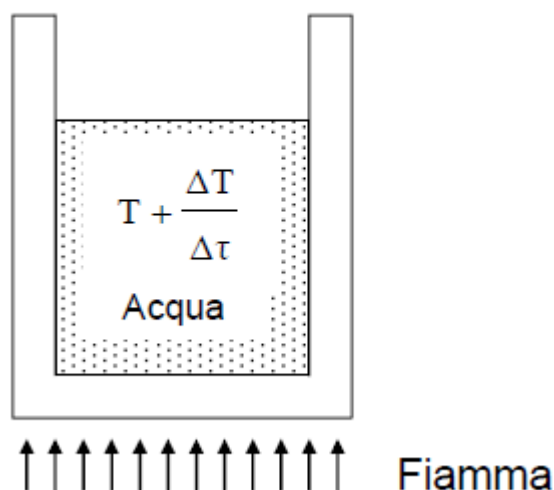
Regime stazionario o permanente e regime transitorio o variabile

Si definisce “stazionario” un regime in cui le grandezze che influenzano il fenomeno rimangono costanti nel tempo. Al contrario, si definisce “transitorio” o “variabile” un regime in cui tali grandezze variano in funzione del tempo.

• Esempio di regime transitorio:

Fenomeno di scambio termico tra una sorgente di calore (fiamma) ed un sistema termodinamico (acqua contenuta in un recipiente).

Figura 13



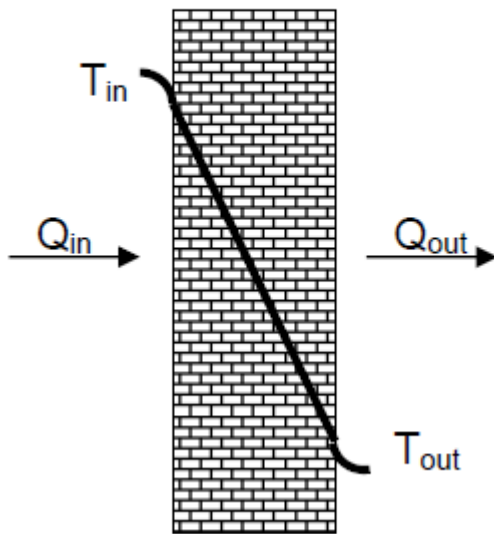
In seguito al calore ceduto dalla sorgente al sistema, la temperatura dell'acqua subisce continue variazioni nel tempo.

• Esempio di regime stazionario:

Una parete sottoposta ad una differenza di temperatura è attraversata da un flusso termico ad essa proporzionale. Se il calore entrante equivale a quello uscente l'andamento termico all'interno della parete rimane costante nel tempo.

conseguenza un aumento della pressione favorisce la fusione abbassando la temperatura a cui si realizza.

Figura 14



In un processo termodinamico in regime variabile, il comportamento del sistema è condizionato dalla sua CAPACITA' TERMICA, che si definisce come “la quantità di calore scambiata da un sistema durante una trasformazione per unità di variazione di temperatura”.

$$C = \frac{\Delta Q}{\Delta T} \quad [\text{J/K}]$$

A rigore, poiché in un processo di scambio termico la temperatura di un corpo varia in modo non regolare, la capacità termica va definita con riferimento alle grandezze infinitesime:

$$C = \frac{dQ}{dT} \quad [\text{J/K}]$$

La capacità termica di un sistema esprime la sua inerzia termica: un sistema caratterizzato da un elevato valore della capacità termica offre una notevole resistenza a subire variazioni di temperatura in seguito ad uno scambio termico. In parole semplici, sarà necessario fornire una grossa quantità di calore ad un corpo di elevata capacità termica perché la sua temperatura aumenti di 1 K. Al contrario piccoli valori della capacità termica sono indici di una ridotta inerzia termica ed un corpo con tale caratteristica varia facilmente

la sua temperatura se subisce un fenomeno di scambio termico.

Accanto alla grandezza estensiva si può definire, anche in questo caso, la corrispondente specifica, cioè intensiva, denominata “calore specifico”. Si definisce calore specifico di un sistema la quantità di calore necessaria all’unità di massa del sistema stesso per farle subire una variazione unitaria di temperatura.

$$c = \frac{dQ}{M \cdot dT} \quad [\text{J/kg K}]$$

Tra la capacità termica ed il calore specifico di un corpo esiste, ovviamente, la seguente relazione:

$$c = \frac{C}{M}$$