

## Temperature e calore

**La temperatura e' una proprieta' del sistema legata all'energia interna.**

E' energia termica.

**Il calore e' la quantita' di energia termica scambiata fra due sistemi.**

E' una forma di trasferimento di energia.

La termodinamica e' lo studio dei processi che coinvolgono il calore.

Anche il lavoro meccanico trasferisce energia.

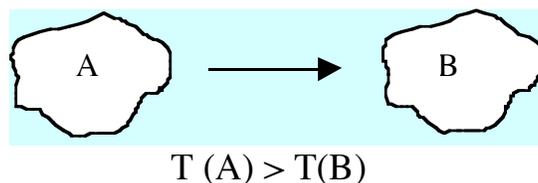
Joule nel 1878 ha dimostrato l'equivalenza degli effetti del lavoro meccanico e del calore.

Due sistemi sono in **contatto termico** quando si puo' aver scambio di energia termica dall'uno all'altro.

Se due sistemi sono in **equilibrio termico** (stessa temperatura) → non si ha nessun trasferimento di energia termica.

Se due sistemi hanno diverse temperature e sono a contatto termico c'e' trasferimento di calore.

Due corpi a contatto termico con temperature diverse dopo un certo tempo raggiungono l'equilibrio termico



**Se A e' in equilibrio termico con un terzo corpo T e B e' in equilibrio termico con lo stesso corpo T → anche A e' in equilibrio termico con B (legge zero della termodinamica).**

**Legge zero della termodinamica** serve anche per misurare la temperatura di un corpo

Corpo T e' un **termometro** cioe' un sistema che si mette rapidamente in equilibrio con qualunque altro sistema ed e' munito di una scala con un indice.

In un termometro puo' essere scelta come indicatore qualunque proprieta' della materia che sia variabile con lo stato termico (**proprieta' termometrica**).

### **Esempi**

- a) Termometri costituiti da un liquido contenuto in un recipiente di vetro (proprieta' termometrica e' il volume del liquido)
- b) Termometri a resistenza (proprieta' termometrica e' la resistenza elettrica di una piccola spira di filo)
- c) Termocoppie (proprieta' termometrica e' la tensione termoelettrica prodotta alla giunzione dei due fili di materiali diversi)

Nei laboratori nazionali di standardizzazione per una misura molto precisa della temperatura si usa un apparecchio (complesso ed ingombrante) che usa come proprieta' termometrica la pressione di un volume fisso di gas idrogeno o elio.

Temperatura e' direttamente proporzionale alla pressione nel **termometro a gas** a volume costante.

## Scale termometriche

Per misure quantitative di temperatura bisogna:

- (1) introdurre una scala di temperatura
- (2) stabilire alcune temperature di riferimento (riproducibile con grande precisione)

Termometri piu' usati si basano sulla dilatazione (termometri a dilatazione)

Sono costituiti da tubo capillare calibrato terminante in un piccolo bulbo riempito da sostanza termometrica liquida (mercurio, alcool etilico, ecc.)



Il termometro è stato inventato dall'istriano **Santorio Santorio** (1561-1636) che nel 1602 aggiunge una scala graduata al termoscopio ad alcool realizzando così il primo termometro clinico. La febbre non è ancora considerata un elemento indicativo della evoluzione clinica di una malattia.

Nel 1868 il medico tedesco A. Wunderlich (1815-1877) attribuisce per la prima volta valore clinico alla febbre.

Ogni scienziato gradua il proprio termometro a piacimento rendendo quindi impossibile la correlazione tra le misure effettuate da due strumenti diversi.

Giovanfrancesco Sagredo, un discepolo di Galileo, fu un costruttore di strumenti scientifici alla corte dei Medici. Fu lui a dividere la scala termometrica in 360 parti come si fa per l'angolo giro e da allora gli scienziati iniziarono a chiamare *gradi* le divisioni della scala dei termometri.

Robert Hooke (1635-1703) fu il primo a suggerire il punto di congelamento dell'acqua come un punto fisso. Il secondo punto fisso e il numero delle divisioni dell'intervallo tra i due punti fissi rimanevano ancora del tutto arbitrari.

## Scala Celsius.

**Nella scala Celsius** la temperatura fra tra  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  e  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  è divisa in 100 parti uguali (da qui il nome di **scala centigrada**).

Prende il nome dallo scienziato svedese Anders Celsius (1701-1744) ed è diventata il sistema di riferimento internazionale.

Il livello termico zero nella scala Celsius è scelto convenzionalmente come la **temperatura di fusione del ghiaccio** a pressione normale (ghiaccio fonde a livello termico ben definito e riproducibile).

Un secondo punto fissato pari a 100 è scelto come il livello termico che corrisponde **alla temperatura dell'acqua pura in ebollizione** a pressione normale.

Fissati questi due punti si può tarare un termometro.

Variazione unitaria di temperatura ( $1^{\circ}\text{ Celsius} = 1\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) è convenzionalmente quella che determina lo spostamento del livello nel capillare di un tratto di lunghezza pari a un centesimo del livello termico ad 0 a 100.

La lunghezza  $(l_1 - l_0)$  viene divisa in 100 tacche  $\rightarrow$  è  $1\text{ }^{\circ}\text{C}$

La temperatura viene estrapolata sopra il 100 e sotto lo zero

## Scala Fahrenheit

Nella scala Fahrenheit la temperatura tra 32 °F e 212 °F é divisa in 180 parti uguali.

Prende il nome dallo scienziato Daniel Gabriel Fahrenheit (1686-1736). In questa scala, largamente impiegata nei paesi anglosassoni, alla temperatura del ghiaccio viene assegnato il valore 32, mentre a quella di ebollizione il valore 212, entrambe alla pressione atmosferica sul livello del mare. Si ha quindi una divisione in 180 parti uguali, ciascuna delle quali rappresenta un grado Fahrenheit (simbolo °F).

Se  $t_F$  e' temperatura espressa in Fahrenheit e  $t$  in gradi Celsius si ha:

$$t = 5/9 (t_F - 32)$$

per  $t_F = 32^0$  si ha  $t = 0^0C$  e per  $t_F = 212^0$  si ha  $t = 100^0C$

## Scala assoluta della temperature o scala Kelvin.

Proposta da Lord Kelvin nel 1868 partendo dalla considerazione che esiste una temperatura minima assoluta, lo **zero assoluto**. La scala prende quindi come riferimento lo zero assoluto come  $0^0K$  e il punto di congelamento dell'acqua che si associa a  $273.15^0K$

E' usata per scopi scientifici

$$t (^0C) = T (^0K) - 273.15$$

La scala Celsius e Kelvin hanno una diversa scelta dello zero.

Un grado Celsius = un grado Kelvin

Scala termometrica	PUNTI FISSI		
	ghiaccio fondente	acqua in ebollizione	divisioni
Centigradi	0 ° C	100 ° C	100
Kelvin	273,15 ° K	373,15 ° K	100
Fahrenheit	32 ° F	212 ° F	180

## **Primo principio della termodinamica**

**Il calore e' una forma di energia che si trasferisce da un corpo ad un altro se si ha differenza di temperatura.**

Joule trova la corrispondenza sperimentale fra lavoro meccanico e calore.

Il lavoro produce calore (es. scomparsa di energia meccanica in attrito)

Calore produce lavoro (es.: macchina a vapore)

Lavoro e' energia meccanica trasferita in modo meccanico → movimento di corpi.

Calore e' energia trasferita senza movimento.

**Un sistema possiede energia interna → somma energia cinetica e potenziale di tutte le particelle che lo costituiscono.**

**Il principio di conservazione dell'energia e' generalizzato** se si includono fenomeni meccanici e termici (es. energia spesa per vincere l'attrito non scompare ma si trasforma in calore).

**Prima legge della termodinamica :**

$$Q = W + \Delta U$$

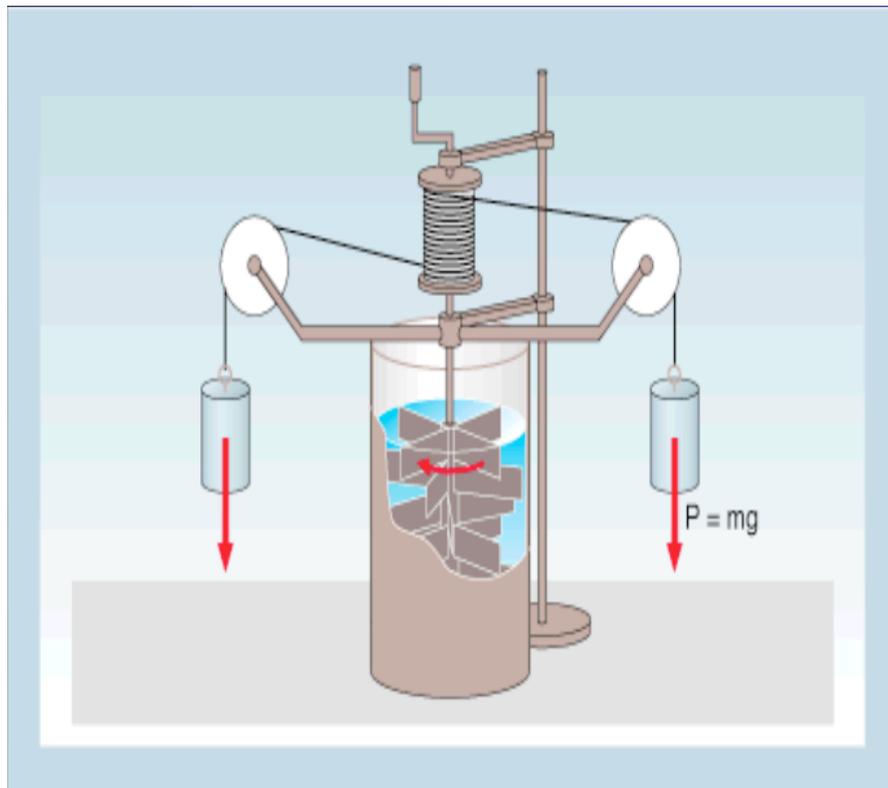
**Q = quantita' di calore assorbito dal sistema**

**W = lavoro compiuto dal sistema**

**$\Delta U$  = variazione dell'energia interna del sistema**

**Il primo esperimento sull'equivalenza fra lavoro e calore fu fatto da Joule nel 1840 con un dispositivo detto calorimetro di Joule. Consiste di un mulinello le cui palette ruotano, all'interno di un calorimetro pieno d'acqua, per effetto della discesa di due masse.**

**Facendo scendere piu' volte le masse e' possibile rilevare un aumento della temperatura dell'acqua.**



Per convenzione:

**Lavoro compiuto dal sistema e' positivo**

**Lavoro compiuto sul sistema e' negativo**

**Calore assorbito dal sistema e' positivo**

**Calore ceduto dal sistema e' negativo**

Possiamo scrivere la prima legge della termodinamica come:

$$\Delta U = Q - W$$

La variazione di energia interna e' la differenza fra calore assorbito (o ceduto) e lavoro compiuto (o subito)

Se in processo di ha :  $Q - W < 0$  risulta una diminuzione di energia interna

Se in processo di ha :  $Q - W > 0$  si ha aumento di energia interna

Per esempio per aumentare l'energia interna di un corpo si può fare lavoro su di esso o fornirgli una adeguata quantità di calore.

**Sistema termodinamico e' determinato univocamente da variabili di stato** che descrivono lo stato del sistema e dipendono da coordinate termodinamiche (pressione, volume, temperatura).

I valori delle variabili di stato sono determinati solo dallo stato presente del sistema.

L'**energia interna** e' una **variabile di stato** (dipende dalle variabili che rappresentano lo stato del sistema), ma una variazione  $\Delta U$  puo' avvenire con varie combinazioni di  $Q$  e  $W$ .

Calore e lavoro dipendono invece da come la trasformazione viene effettuata → NON sono variabili di stato.

## Unita' di misura del calore

**caloria (cal)** = energia necessaria per variare di un grado la temperatura di 1 g di acqua da  $14.5^{\circ}\text{C}$  a  $15.5^{\circ}\text{C}$  alla pressione di 1 atm

**kilocaloria (kcal)** = 1000 cal

E' calore necessario per riscaldare 1 kg di acqua da  $14.5^{\circ}\text{C}$  a  $15.5^{\circ}\text{C}$  alla pressione di 1 atm.

Il calore puo' essere espresso in Joule (e' forma di energia).

**L'equivalente meccanico** del calore in Joule e' determinato sperimentalmente e vale:

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J}$$

Il primo a misurare l'equivalente meccanico del calore e' stato Joule

## Capacita' termica e calore specifico

Per aumentare la temperatura di una sostanza si deve fornire calore che dipende dalla quantita' della sostanza e dalla natura della sostanza.

**Capacita' termica e' quantita' di calore che un sistema deve assorbire o cedere affinche' la sua temperatura vari di un grado:**

$$\text{Capacita' termica} = \frac{Q}{\Delta t}$$

La capacita' termica per unita' di massa e' **calore specifico**:

$$\text{Capacita' termica} = \text{calore specifico} * \text{massa}$$

Il **calore specifico c** risulta:

$$c = \frac{Q}{m\Delta t}$$

m e' la massa totale del sistema

Il calore specifico si misura in :  $\text{cal g}^{-1} \text{grado}^{-1}$  ( $\text{kcal kg}^{-1} \text{grado}^{-1}$ )  
 $\text{J g}^{-1} \text{grado}^{-1}$

La variazione di temperatura  $\Delta t$  e' la stessa in gradi Kelvin o Celsius

Dalla definizione di caloria  $\rightarrow$  **calore specifico dell'acqua** (da  $14.5^{\circ}\text{C}$  a  $15.5^{\circ}\text{C}$ ) e' pari da  **$1 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{K}$**

Se si ha una massa  $m$  di sostanza di calore specifico  $c$ , per aumentare la temperatura da  $T_1$  a  $T_2$  si deve fornire il calore  $Q$ :

$$Q = c m (T_2 - T_1) = c m \Delta t$$

Il calore  $Q$  e' positivo (assorbito dal sistema) quando  $\Delta t > 0$  quindi  $T_2 > T_1$  (temperatura aumenta)

Il calore  $Q$  e' negativo (ceduto dal sistema) quando  $\Delta t < 0$  quindi  $T_2 < T_1$  (temperatura diminuisce)

Per i gas se la misura e' fatta a **volume costante** il calore specifico si indica con  $c_v$ .

Se la misura e' fatta a **pressione costante** il calore specifico si indica con  $c_p$ .

Il calore specifico dipende dalla temperatura.

In generale ci sono piccole variazioni di calore specifico

A temperature basse si ha diminuzione di tutti i calori specifici (tendono a zero avvicinandosi allo zero assoluto).

## Calore specifico molare

**Calore specifico molare C e' capacita' termica riferita ad una mole di sostanza:**

$$C = \frac{Q}{n\Delta t}$$

n = numero di moli

Il calore specifico molare si misura in : cal moli<sup>-1</sup> grado<sup>-1</sup>

Una mole di un elemento di massa atomica M = M grammi di elemento

1 mole contiene N particelle

N = numero di Avogadro = 6.0249\*10<sup>23</sup>

Numero di moli n presenti in un massa m e': n = m/M

$$Q = m c \Delta t = \frac{m}{M} M c \Delta t = n C \Delta t$$

$$m c = n C \rightarrow C = \frac{m}{n} c$$

Se si hanno due sistemi in contatto termico, quando raggiungono la temperatura di equilibrio, il calore assorbito da un sistema e' uguale al calore ceduto dall'altro sistema.

$$|Q_{\text{assorbito}}| = |Q_{\text{ceduto}}|$$

$$c_1 m_1 (T_{\text{finale}} - T_{1,\text{ini}}) = |c_2 m_2 (T_{\text{finale}} - T_{2,\text{ini}})|$$

$$c_1 m_1 (T_{\text{finale}} - T_{1,\text{ini}}) = c_2 m_2 (T_{2,\text{ini}} - T_{\text{finale}})$$

### Esempio:

Consideriamo una massa di acqua  $m$  a temperatura  $t = 35\text{ }^{\circ}\text{C}$  mescolata con massa di acqua  $2m$  a  $t = 5\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Quale e' la temperatura finale  $t_f$  del sistema?

$$Q_{\text{ceduto}} = c m (t_f - 35\text{ }^{\circ}\text{C}) < 0$$

$$Q_{\text{assorbito}} = 2 c m (t_f - 5\text{ }^{\circ}\text{C}) > 0$$

I valori assoluti del calore ceduto e assorbito devono essere uguali:

$$c m (35\text{ }^{\circ}\text{C} - t_f) = 2 c m (t_f - 5\text{ }^{\circ}\text{C})$$

$$35\text{ }^{\circ}\text{C} - t_f = 2t_f - 10\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$t_f = 15\text{ }^{\circ}\text{C}$$

## Esercizio

Una massa  $m_{\text{Fe}}$  a temperatura  $t_1$  e' immersa in una massa  $m_{\text{acqua}}$  a temperatura  $t_2$ . Calcolare la temperatura finale del sistema dato il calore specifico  $c_{\text{Fe}}$ .

## Soluzione:

$$|m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}} (t_f - t_1)| = m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} (t_f - t_2)$$

$$m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}} (t_1 - t_f) = m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} (t_f - t_2)$$

$$m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}} t_1 - m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}} t_f = m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} t_f - m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} t_2$$

$$(m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} + m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}}) t_f = m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}} t_1 + m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} t_2$$

$$t_f = (m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}} t_1 + m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} t_2) / (m_{\text{acqua}} c_{\text{acqua}} + m_{\text{Fe}} c_{\text{Fe}})$$

## Calore latente

Non e' sempre vero che la temperatura aumenta fornendo calore ad una sostanza.

In certi casi la temperatura rimane costante.

Per esempio quando il ghiaccio scioglie o quando l'acqua evapora: si spende calore ma la temperatura non aumenta

**Le sostanze esistono in tre fasi:**

- solida**
- liquida**
- gassosa**

Il passaggio fra una fase all'altra e' detto **transizione di fase**.

Nelle transizioni di fase (fusione, evaporazione) si ha un brusco **aumento di energia interna**.

Un grammo di vapore l'acqua a 100°C ha energia interna molto maggiore di 1 grammo di acqua liquida

Il calore viene speso per rompere legami molecolari.

**La temperatura nelle transizioni di fase rimane costante.**

Nelle transizioni di fase (solidificazione, condensazione) si ha una diminuzione di energia interna.

**Calore latente e' il calore necessario per portare la massa unitaria da una fase all'altra.**

Dipende dalla sostanza e dalla transizione di fase.

Si parla per esempio di:

**Calore latente di fusione (solido → liquido)**

**Calore latente di evaporazione (liquido → gas)**

**Calore latente di sublimazione (solido → gas)**

Il calore latente fornito nelle transizioni  
solido  $\rightarrow$  liquido e liquido  $\rightarrow$  gas  
viene integralmente restituito nei processi inversi, solidificazione e  
condensazione.

**Per esempio:**

Per sciogliere una massa  $m$  di una sostanza e' necessario il calore  $Q$ :

$$Q = c_f m$$

$c_f$  e' il **calore di fusione** della sostanza

Il calore latente si misura in : cal/g

Lo stesso calore  $Q$  viene ceduto se la massa  $m$  si solidifica di nuovo.

### **Esercizio**

Un cubetto di ghiaccio di 150 g alla temperatura di  $0^{\circ}\text{C}$  e' gettato in  
un recipiente che contiene 300 g di acqua alla temperature di  $50^{\circ}\text{C}$ .  
Dato il calore latente di fusione del ghiaccio di  $c_1 = 80\text{cal/g}$ , trovare  
la temperatura finale.

Soluzione

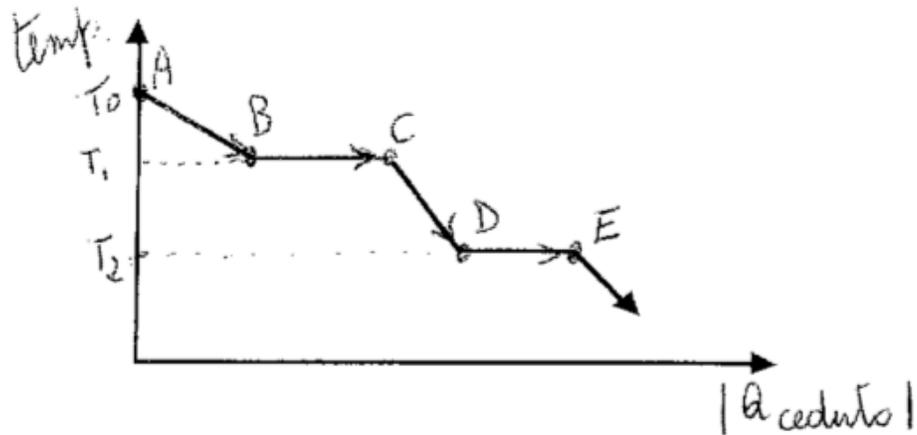
$$|Q_{\text{assorbito, ghiaccio}}| = |Q_{\text{ceduto, acqua}}|$$

$$m_{\text{ghiaccio}} c_1 + m_{\text{ghiaccio}} c (t_{\text{fin}} - t_0) = |m_{\text{acqua}} c (t_{\text{fin}} - t_{\text{ini}})|$$

$$m_{\text{ghiaccio}} c_1 + m_{\text{ghiaccio}} c (t_{\text{fin}} - t_0) = m_{\text{acqua}} c (t_{\text{ini}} - t_{\text{fin}})$$

$$150 \times 80 + 150 \times 1 \times (t_{\text{fin}} - 0) = 300 \times 1 \times (50 - t_{\text{fin}}) = 6.6^{\circ}\text{C}$$

## Curva di raffreddamento



Vapore di raffredda:  $A \rightarrow B$

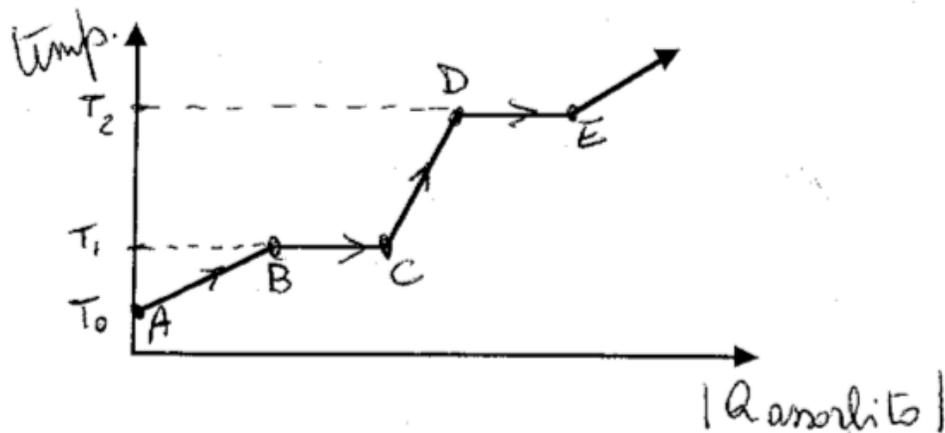
Vapore condensa:  $B \rightarrow C$  (transizione di fase: **condensazione**)

Liquido si raffredda:  $C \rightarrow D$

Liquido congela:  $D \rightarrow E$  (transizione di fase: **solidificazione**)

Solido continua a raffreddarsi

## Curva di riscaldamento



Solido si riscalda:  $A \rightarrow B$

Solido fonde:  $B \rightarrow C$  (transizione di fase: **liquefazione**)

Liquido si riscalda:  $C \rightarrow D$

Liquido bolle:  $D \rightarrow E$  (transizione di fase: **evaporazione**)

Vapore continua a riscaldarsi

# Trasferimento del calore

**Conduzione:** il calore si diffonde in un solido o in un fluido in quiete

**Convezione:** liquido o gas in movimento assorbono calore e lo trasportano in un altro posto

**Irraggiamento:** trasferimento calore per mezzo di onde elettromagnetiche

## Conduzione

Non si ha trasporto macroscopico di materia, ma **trasferimento di energia**.

Nei metalli trasporto di energia e' dovuto ad elettroni liberi. Negli isolanti il trasferimento dipende da vibrazioni molecolari

### Trasporto di calore attraverso parete a facce piane parallele

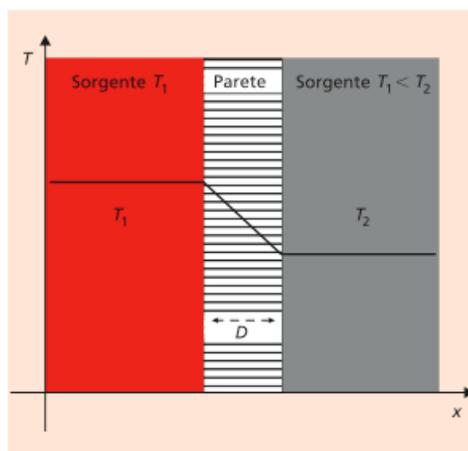


Fig. 4.1. Trasporto stazionario attraverso una parete omogenea a facce piane e parallele.

Se due facce di una di materiale sono tenute a temperature diverse  
→ il calore fluisce da faccia 1 (a temperatura  $T_1$ ) a faccia 2 (a temperatura  $T_2 < T_1$ ) → la temperatura varia con continuità'

**Flusso di calore**  $\frac{\Delta Q}{\Delta tempo}$  attraverso lo spessore  $\Delta x$  e':

$$\frac{\Delta Q}{\Delta tempo} = KA \frac{T_1 - T_2}{\Delta x}$$

K e' la **conducibilita' termica**  
A e' la superficie della faccia

$\frac{\Delta Q}{\Delta tempo}$  e' una **corrente termica**. Si misura in **Watt**

**Conducibilita' termica K** si misura in **W m<sup>-1</sup> gradi<sup>-1</sup>**

La conducibilita' termica diminuisce se diminuisce la perfezione cristallina della sostanza.

Esempio: per argento  $K = 406 \text{ W m}^{-1} \text{ gradi}^{-1}$   
per legno  $K = 0.12 \text{ W m}^{-1} \text{ gradi}^{-1}$   
per aria ( a 0 °C)  $K = 0.024 \text{ W m}^{-1} \text{ gradi}^{-1}$

Tab. 4.2. Valori della conducibilità termica di alcuni materiali.

<b>Materiale</b>	<b>w, conducibilità termica (W/mK)</b>
Diamante	1000
Argento	406.0
Rame	385.0
Oro	314
Ottone	109.0
Alluminio	205.0
Ferro	79.5
Acciaio	50.2
Piombo	34.7
Mercurio	8.3
Ghiaccio	1.6
Vetro	0.8
Calcestruzzo	0.8
Acqua a 20° C	0.6
Amianto	0.08
Neve (secca)	0.07
Fibra di vetro	0.04
Mattone (isolante)	0.15
Mattone rosso	0.6
Grasso corporeo	0.20
Sughero	0.04
Feltro di lana	0.04
Lana di roccia	0.04
Polistirene	0.033
Poliuretano	0.02
Legno	0.12-0.04
Aria at 0° C	0.024
Elio (20°C)	0.138
Idrogeno (20°C)	0.172
Azoto (20°C)	0.0234
Ossigeno (20°C)	0.0238
Gel di silicio	0.003

# Convezione

Trasferimento di calore nei fluidi quando il fluido stesso si muove.

**Convezione naturale:** movimento di fluido → fluido a contatto con un corpo caldo si riscalda e sale perché densità diminuisce → sostituzione con fluido più freddo spinto verso il basso per gravità (es.: calorifero)

**Convezione forzata:** agente esterno mantiene il moto del fluido (es. ventilatore)

Nella convezione naturale si ha strato di fluido immobile a contatto con superficie calda.

Nella convezione forzata non è possibile avere strato immobile con superficie calda per presenza di agente esterno che muove il fluido.

In questo caso la perdita di calore per unità di superficie per unità di tempo:

$$\frac{\Delta Q}{A \Delta tempo} = w_{conv} \Delta T$$

dove  $w_{conv}$  è **coefficiente di trasporto di calore per convezione**,  $\Delta T$  è la differenza fra regione calda e regione fredda (esempio differenza di temperatura fra radiatore e aria che lo circonda)

# Irraggiamento

**Ogni corpo caldo emette energia sotto forma di radiazione elettromagnetica.**

E' radiazione termica o infrarossa.

Lunghezza d'onda ad 1  $\mu\text{m}$  a 100  $\mu\text{m}$ .

Il calore irradiato avviene anche nel vuoto. Due corpi A e B si scambiano energia finche' le temperature di uguagliano (equilibrio termico).

All'equilibrio termico l'emissione di radiazione da parte dei corpi continua, ma non ci sono variazioni di temperatura  $\rightarrow$  i corpi assorbono tanta energia radiante quanta ne emettono.

Un buon emettitore e' anche un buon assorbitore (altrimenti non sarebbe possibile l'equilibrio termico).

A parita' di temperatura l'emissione dipende dal **potere emissivo** del corpo

**Corpo nero** e' un assorbitore che assorbe tutta la radiazione incidente.

Sperimentalmente puo' essere rappresentato da un foro piccolo in un contenitore cavo  $\rightarrow$  radiazione puo' entrare nel foro ma difficilmente esce

Corpo nero e' anche un buon emettitore.

Capacita' di emissione di altri corpi e' confrontata con il potere emissivo del corpo nero.

**Potere emissivo totale di un corpo** = energia raggiante totale emessa dal corpo per metro quadro e per secondo.

Per il corpo nero vale:

$$\epsilon_0 = \sigma T^4 \quad \text{legge di Stefan-Boltzmann}$$

$\sigma = \text{costante di Stefan} = 5.685 \cdot 10^{-8} \text{ W m}^{-2} \text{ K}^{-4}$

Potere emissivo di un corpo qualunque:  $\epsilon = e \epsilon_0$

$e = \text{emissivita' del corpo}$

## Potenza metabolica. Valore energetico degli alimenti

**Metabolismo basale** o **potenza metabolica basale** di un organismo umano esprime il **consumo energetico minimo dell'organismo nell'unita' di tempo**.

E' consumo di energia strettamente necessario per il mantenimento della temperatura corporea, del tono muscolare, delle funzioni cardiache, respiratorie, ghiandolari e nervose.

Potenza metabolica basale per un individuo sano e' di circa **40 kcal per m<sup>2</sup> di superficie corporea e per ora**, ovvero circa **1.2 W per kg di massa corporea**.

Per una **persona normale di 70 kg e' circa 1700 kcal al giorno**.

Se individuo non e' a riposo e a digiuno alla quota energetica di base si aggiunge la **potenza metabolica addizionale** cioe' **consumo di energia per unita' di tempo legato al lavoro muscolare, mentale, processi digestivi e accresciuti fabbisogni interni**.

La **potenza metabolica totale** e' la **somma della potenza metabolica basale e potenza metabolica addizionale** e viene compensata dall'assunzione di alimenti cioe' metabolizzazione di sostanze alimentari fondamentali (proteine, carboidrati, grassi).

Una persona adulta di 70 kg che svolge attivita' normale ha una potenza metabolica totale di circa **2500 kcal in 24 ore**.

Per lavoro fisico intenso la potenza metabolica totale puo' anche essere superiore a **4000 kcal al giorno**.

Carboidrati e proteine forniscono circa 4.1 kcal/g.

Grassi forniscono circa 9.3 kcal/g.

Energia chimica degli alimenti si converte pero' solo in parte in energia meccanica legata all'attivita' fisica svolta, anzi e' spesa maggiormente per i processi interni al corpo.

## Esercizio

Determinare quanto zucchero una persona sana dovrebbe ingerire nelle 24 ore per compensare la potenza metabolica basale (40 kcal per m<sup>2</sup> per ora) sapendo che 1 g di zucchero fornisce un'energia di 4.1 kcal e assumendo che la superficie corporea sia 1.8 m<sup>2</sup> (valore medio).

$P_b$  = potenza metabolica basale

$E$  = energia ottenuta metabolizzando 1 g zucchero

$E_T$  = consumo energetico totale

$E_T = P_b * \text{superficie corporea} * \text{tempo}(h) = 40 * 1.8 * 24 = 1728 \text{ kcal}$

$m$  = massa zucchero da assumere

$$E_T = m * E$$

$$m = E_T / E = 1728 / 4.1 = 421 \text{ g}$$

## Esercizio

Si supponga che un atleta abbia assunto 380 kcal in più rispetto al suo fabbisogno giornaliero. Volendo compensare tale eccesso calorico con un lavoro equivalente, fatto scalando una montagna, fino a che altezza deve salire l'atleta se ha una massa di 70 kg?

L'atleta salendo ad altezza  $h$  deve compiere un lavoro contro la forza di gravità pari alla variazione di energia potenziale

$$L = mgh$$

Eccesso calorico va espresso in Joule:

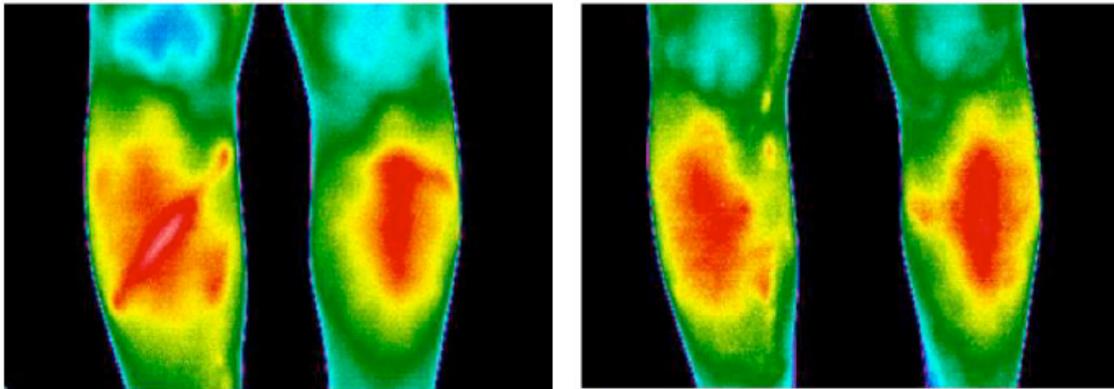
$$380 \text{ kcal} = 380 \text{ kcal} * 4186 \text{ J/kcal} = 1.6 * 10^6 \text{ J}$$

Si uguaglia eccesso calorico  $E_{\text{cal}}$  con lavoro  $L$ :  $E_{\text{cal}} = mgh$

$$h = E_{\text{cal}} / mg = 1.6 * 10^6 / (70 * 9.8) = 2330 \text{ m}$$

## Radiazione a infrarossi

- Il termine “emissività” si riferisce all’abilità di un oggetto di emettere radiazioni.
- Le telecamere a infrarossi generano immagini basate sulla quantità di calore dissipato sulla superficie di un oggetto attraverso la radiazione infrarossa.
- La tecnologia dei dispositivi permette di ricevere la radiazione elettromagnetica e di convertirla in segnali elettrici. Questi segnali sono infine trasformati in colori che rappresentano valori di temperatura.
- Il calore del corpo umano è trasmesso all’ambiente circostante per via di quattro meccanismi:
  - (1) Conduzione: il trasferimento di energia calorica attraverso il contatto fra due corpi con temperature differenti;
  - (2) Convezione: scambio di calore fra la pelle e ciò che la circonda;
  - (3) Radiazione: un trasferimento di calore che non richiede un mezzo. L’energia è trasferita fra due oggetti separati a differenti temperature attraverso onde elettromagnetiche;
  - (4) Evaporazione attraverso sudore.
- Il termogramma costruito fornisce una mappa qualitativa e quantitativa della temperatura della superficie, che può essere collegata a distinte condizioni patologiche e al flusso sanguigno.



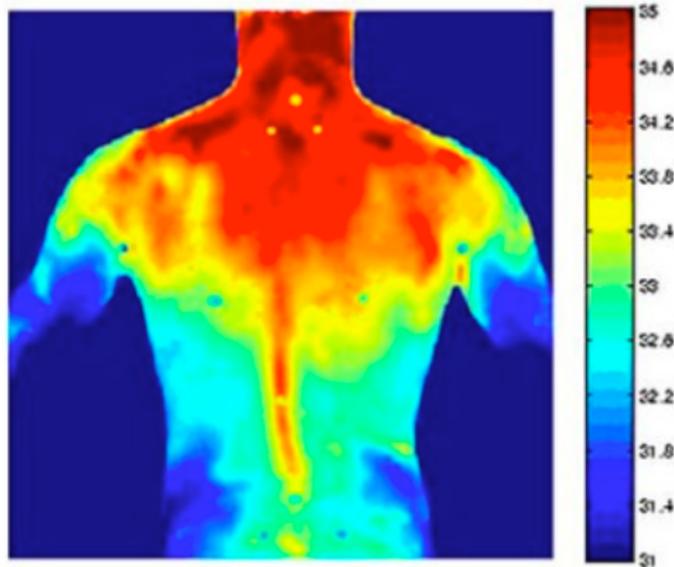
Frattura di tibia e fibula con inserzione di chiodo intermedio (sinistra) e immagine (destra) dopo 3 mesi. Definizione attività metabolica delle strutture coinvolte. Immagine dopo 3 mesi mostra completo recupero.

## Termografia medica

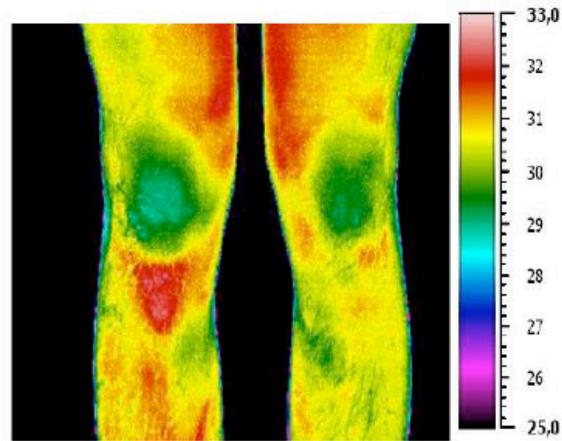
La termografia medica è una tecnica che consente di evidenziare e misurare le temperature della superficie del corpo umano, sfruttando l'energia calorica emessa dall'organismo attraverso la cute sotto forma di radiazioni elettromagnetiche infrarosse.

Quest'esame viene utilizzato per la diagnosi di alcuni tumori, soprattutto della mammella e della tiroide, nonché per valutare le alterazioni del flusso del sangue negli arti. Consente, inoltre, di rilevare stati infiammatori a livello del sistema muscolare sempre però in aree superficiali.

L'organismo umano è capace di mantenere costante la sua temperatura interna, indipendentemente dalle condizioni esterne. Per questo motivo produce calore che disperde per la maggior parte nell'ambiente attraverso la pelle. Quest'ultima, come qualsiasi corpo, a temperatura superiore allo zero assoluto, irradia energia elettromagnetica nella regione infrarossa dello spettro elettromagnetico.



**Figure 4.** Infrared image of the anterior aspect of the knees (Enthesopathy of the ligamentum patellae affects the right knee). The temperature scale applies for each infrared image below.



**Table 3.** Temperature readings ( $^{\circ}\text{C}$ ) of the area above the tibial tuberosity ( $n = 7$ ).

	Affected knee	Non-affected knee	Temperature differences
<b>Mean</b>	32.8 ( $\pm 0.48$ )	31.1 ( $\pm 0.32$ )	1.4 ( $\pm 0.58$ )
<b>Minimum</b>	31.4 ( $\pm 0.43$ )	30.3 ( $\pm 0.41$ )	0.8 ( $\pm 0.31$ )
<b>Maximum</b>	33.4 ( $\pm 0.39$ )	32.1 ( $\pm 0.60$ )	1.3 ( $\pm 0.64$ )

## Legge dei gas ideali

Un gas è un insieme di molecole che a differenza degli altri stati della materia (solido e liquido) si trovano distribuite in modo più "ampio". Proprio per questo motivo essi non hanno volume proprio e, liberi, tendono ad espandersi occupando tutto lo spazio disponibile, essendo esigue le forze coesive tra molecole ed atomi.

Il loro stato è caratterizzato dalle **variabili termodinamiche**:

temperatura  
pressione  
volume

Nel caso di un gas ideale l'equazione di stato è semplice.

**Gas ideale o gas perfetto** è un gas costituito da masse puntiformi, (in cui si trascurano le interazioni reciproche tra particelle costituenti e l'attrito interno), in cui comportamento a temperatura costante segue la:

**Legge di Boyle-Mariotte:**

**a temperatura costante il prodotto della pressione per il volume di una certa massa di gas è costante**

$$p V = \text{costante}$$

Gas come idrogeno, elio, aria a temperature ordinarie seguono la legge di Boyle con precisione superiore all'1% fino a 10 atm.

Se tracciamo la curva con  $V$  in ordinata e  $p$  in ascissa si ottiene che la curva  $pV = \text{costante}$  è geometricamente una **iperbole equilatera**;

fisicamente curve a temperatura costante sono **isoterme**

**Legge di Charles-Gay Lussac** riguarda l'aumento di volume di un gas a pressione costante

$$V = V_0 (1 + \beta t)$$

$V_0$  è il volume occupato a  $0^\circ\text{C}$

$t$  è la temperatura, espressa in  $^\circ\text{C}$

$V$  è il volume occupato alla temperatura  $t$

$\beta$  è il coefficiente di dilatazione termica del gas,  $\beta = 1/273.15$

Si dimostra sperimentalmente che  $\beta$  è in modo approssimato lo stesso per tutti i gas

**La legge dei gas perfetti si ottiene combinando le due leggi:**

**legge di Boyle-Mariotte**

**legge di Charles-Gay Lussac**

**R** è la **costante universale** dei gas

$$R = 8.31 \text{ Pa m}^3 / ^\circ\text{K} = 0.082 \text{ litri atm} / ^\circ\text{K}$$

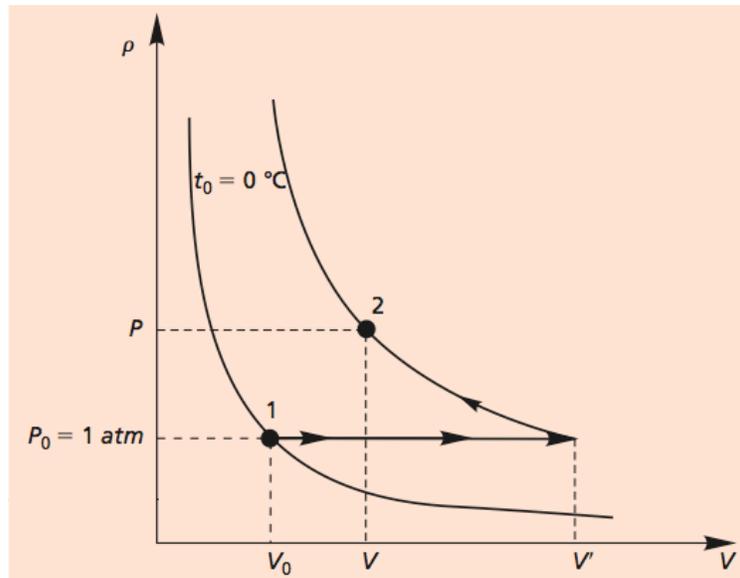
**n** è il numero di moli

$$P V = n R T$$

## Per ricavare la legge dei gas perfetti:

Immaginiamo di voler passare da uno **stato 1** ad uno **stato 2** con un processo a due fasi:

Stato iniziale:  $p_0, V_0, t_0 = 0^\circ\text{C}$ , stato finale :  $p, V, t$



### Fase 1): **isobara**

gas riscaldato a temperatura  $t$  a pressione costante

$$p_0, V_0, t_0 \rightarrow p_0, V', t$$

### Fase 2): **isoterma**

gas, a temperatura costante  $t$ , varia la pressione da  $p_0$  a  $p$

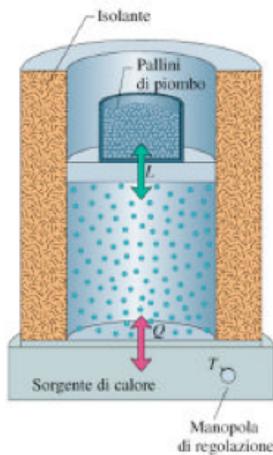
$$p_0, V', t \rightarrow p, V, t$$

E' dimostrato che 1 mole di gas ideale a temperatura di  $0^\circ\text{C}$  e pressione  $p_0$  di 1 atm occupa un volume costante  $V_0 = 22.4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$  (1 mole =  $N_0$ , numero di Avogadro di molecole)

$$\mathbf{P V = n R T}$$

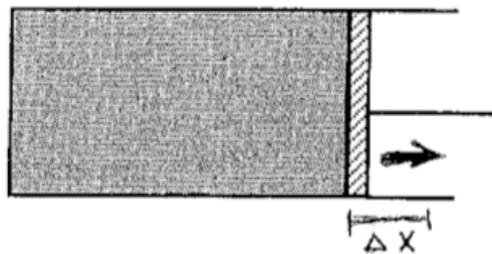
## Lavoro di un gas e diagramma pV

Consideriamo un recipiente con al suo interno un gas, sia il recipiente chiuso da un pistone libero di muoversi lungo il recipiente senza attrito.



Sia il nostro sistema in equilibrio con l'ambiente esterno. Togliamo dal pistone, di area  $A$ , un pallino di piombo. Il gas esercita sul pistone una forza  $F$  che lo spinge verso l'alto, il gas si espande passando dal volume iniziale  $V_i$  a quello finale  $V_f$ . Il gas, inizialmente nello stato iniziale  $p_i, V_i, T_i$ , si porta allo stato finale  $p_f, V_f, T_f$ .

Se il pistone si muove di  $\Delta x \rightarrow$  il gas aumenta il volume di  $\Delta V$



Lavoro del gas

$$\Delta W = F \Delta x = F/A (A \Delta x) = p \Delta V$$

Lavoro infinitesimo:  $dW = p dV$

In generale  $p$  può variare lungo il percorso.

**Lavoro totale** e':

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

**Espansione**  $\rightarrow V_2 > V_1 \rightarrow$  lavoro compiuto del gas e' positivo  $\rightarrow$  il gas cede parte dell'energia all'ambiente

**Compressione**  $\rightarrow V_2 < V_1 \rightarrow$  lavoro compiuto sul gas e' negativo  $\rightarrow$  il gas acquista energia all'esterno

Per il calcolo del lavoro si usa l'equazione dei gas perfetti.

**Equazione vale in ogni istante del processo se la variazione di volume o pressione e' quasi-statica (processo reversibile).**

Le **trasformazioni reversibili** sono quindi tutte le trasformazioni che

1. sono provocate da variazioni infinitesime
2. sono una successione di stati di equilibrio termodinamico
3. sono molto lente
4. possono essere eseguite sia in un verso che nel suo opposto

Le trasformazioni reversibili sono descrivibili tramite le **variabili termodinamiche p, V, T**

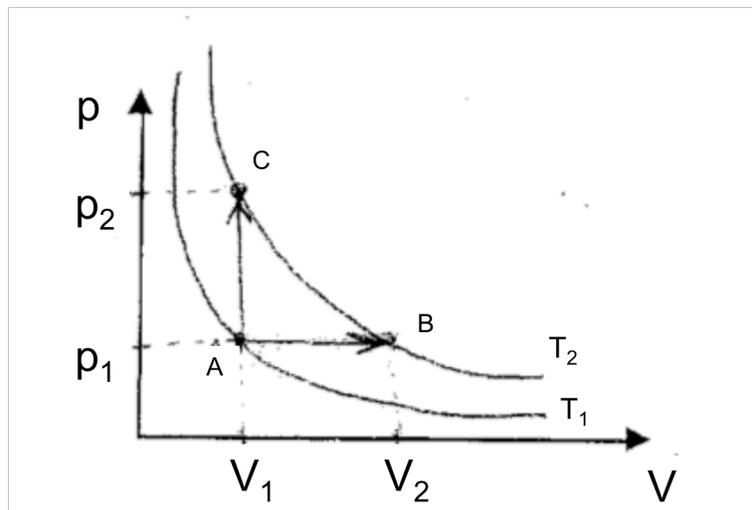
trasformazioni a **p = costante**  
trasformazioni a **V = costante**  
trasformazioni a **T = costante**  
trasformazioni a **Q = 0**

**isobare**  
**isocore**  
**isoterme**  
**adiabatiche**

## Il lavoro NON e' una variabile di stato.

Il lavoro associato ad un cambiamento di stato dipende dal percorso seguito dal sistema. Non ha senso determinare il contenuto di lavoro di un sistema.

Si puo' andare da un punto di partenza ad un punto di arrivo con diversi percorsi nel digramma pV



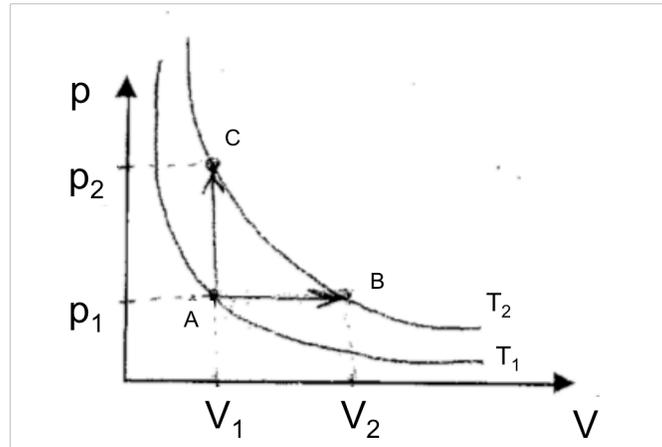
## Trasformazione isobara

Se una trasformazione e' **isobara** il calore scambiato dal sistema con l'esterno avviene a **pressione costante**.

Consideriamo il diagramma pV

Stato A( $p_1, V_1, T_1$ )  $\rightarrow$  Stato B( $p_1, V_2, T_2$ )

Nell'espansione isobara la curva e' una retta orizzontale

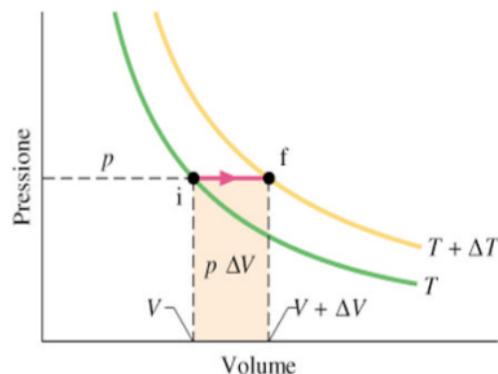


Il gas e' riscaldato a pressione costante

Lavoro nel processo isobaro e':

$$W = p_1 \int_{V_1}^{V_2} dV = p_1(V_2 - V_1) = nR(T_2 - T_1)$$

Il lavoro e' area sotto la curva da A a B.



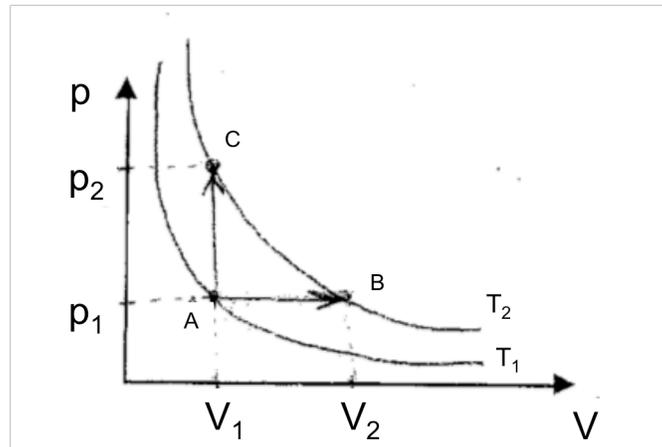
## Trasformazione isocora

Se una trasformazione e' **isocora** il calore scambiato dal sistema con l'esterno avviene a **volume** costante.

Consideriamo il diagramma pV

Stato  $A(p_1, V_1, T_1) \rightarrow$  Stato  $C(p_2, V_1, T_2)$

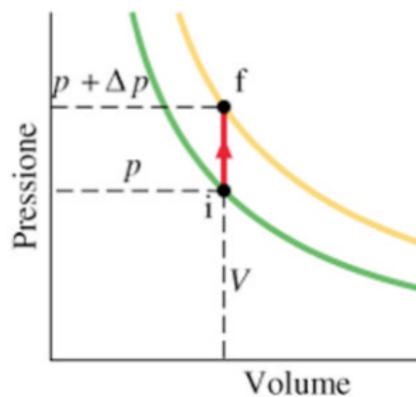
Nel processo isocoro la curva e' una retta verticale.



**Il gas e' riscaldato a volume costante:**

**Lavoro nel processo isocoro e' nullo.**

Lavoro da A e C e' nullo perche' non c'e' variazione di volume.

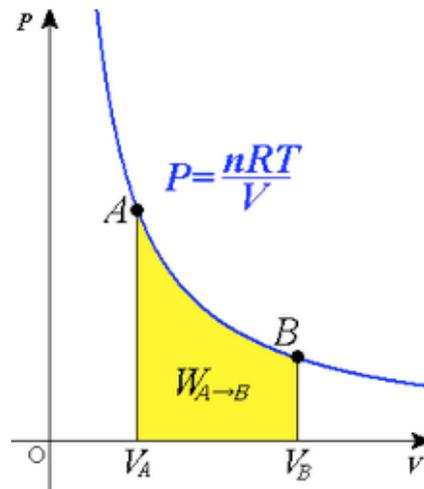


## Trasformazione isoterma

Se una trasformazione e' **isoterma** il calore scambiato dal sistema con l'esterno avviene a **temperatura** costante.

Se trasformazione e' **isoterma** il gas e' a temperatura costante:

Stato A( $p_1, V_1, T_1$ )  $\rightarrow$  Stato B( $p_2, V_2, T_1$ )



**Lavoro in una espansione isoterma :**

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT_1}{V} dV = nRT_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{1}{V} dV$$

$$W = n R T_1 (\ln V_2 - \ln V_1)$$

Il lavoro e' area sotto isoterma che e' ramo di iperbole equilatera  $T_1$  fra  $V_1$  e  $V_2$

Dal primo principio della termodinamica in una espansione isoterma il calore assorbito non porta a una variazione di energia termica ma il gas subisce espansione, quindi compie lavoro:  $Q = W$

## Calori specifici nei gas

Quantita' di calore richiesta per ottenere lo stesso aumento di temperatura e' diversa a seconda della natura del processo considerato.

Infatti in un processo isobarico si ha aumento di temperatura + aumento di volume  $\rightarrow$  parte del calore assorbito va in lavoro di dilatazione.

In un processo isometrico il lavoro e' nullo e tutto il calore va in aumento dell'energia interna.

Il **calore specifico** dei gas dipende dal tipo di trasformazione:  **$c_p, c_v$** .  
Per solido o liquido  $c_p = c_v$  perche' il lavoro speso per dilatazione termica e' trascurabile rispetto il calore assorbito.

Riferendosi alla mole si hanno i calori specifici molari  **$C_p, C_v$** :

## Teoria cinetica dei gas

La teoria cinetica dei gas dà la correlazione fra la pressione e la velocità delle particelle di gas e la correlazione fra energia cinetica e la temperatura.

Definizione microscopica di gas perfetto, significato cinetico delle temperatura e della pressione

### Ipotesi per gas perfetto:

- a) le particelle sono puntiformi
- b) volume proprio delle particelle è trascurabile rispetto al volume occupato dal gas
- c) si trascurano le forze di gravità agenti sulle particelle e le interazioni a distanza fra le particelle stesse
- d) Urti delle molecole fra di loro e con le pareti del contenitore sono considerati perfettamente elastici → in ogni collisione il modulo della velocità è inalterato, ma varia la direzione quindi si conserva l'energia cinetica delle molecole coinvolte.

Se  $\rho$  è la densità assoluta del gas e  $\overline{v^2}$  la media dei quadrati delle velocità molecolari si ha la relazione:

$$p = \frac{1}{3} \rho \overline{v^2}$$

Relazione che lega la pressione (proprietà macroscopica) e la media dei quadrati delle velocità (proprietà microscopica).

Dalla relazione della pressione, data la pressione e la densità (quantità macroscopiche) si può ricavare la **velocità quadratica media**:  $\sqrt{\overline{v^2}}$

La pressione che un gas esercita sulle pareti di un contenitore è attribuita agli urti e rimbalzi delle molecole sulle pareti stesse.

Inoltre se  $M$  è massa totale del gas e  $m$  è la massa della singola particella e  $N_0$  numero di Avogadro:

$$p = \frac{1}{3} \frac{M}{V} \overline{v^2} \Rightarrow pV = nRT = \frac{1}{3} M \overline{v^2} = \frac{1}{3} nN_0 m \overline{v^2}$$

Risulta quindi che la **temperatura del gas** (proprietà macroscopica) è legata all'**energia cinetica media** di una singola particella del gas:

$$T = \frac{2}{3} \frac{N_0}{R} \overline{K} = \frac{2}{3} \frac{N_0}{R} \left( \frac{1}{2} m \overline{v^2} \right)$$

$$\overline{K} = \frac{3}{2} \frac{R}{N_0} T = \frac{3}{2} kT$$

**k = costante di Boltzmann** ( $k = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ )

Energia cinetica è direttamente proporzionale a  $T$

L'energia cinetica media associata al moto traslazionale della particella dipende solo dalla temperatura e non dipende da pressione e volume.

Temperatura è proprietà media del sistema. È concetto statistico. In un gas ideale l'energia interna è solo energia cinetica.

## Gradi di liberta' del sistema

In generale per una molecola l'energia interna dipende anche da stati rotazionali e vibrazionali

$$\Delta U = \Delta K_{tr} + \Delta K_{rot} + \Delta K_{vib} + \Delta U_{vib}$$

$\Delta K_{tr}$  = energia cinetica traslazionale della molecola

$\Delta K_{rot}$  = energia cinetica rotazionale della molecola rispetto centro di massa

$\Delta K_{vib}$  = energia cinetica vibrazionale degli atomi formanti le molecole (oscillazione periodiche all'interno della singola molecola)

$\Delta U_{vib}$  = energia potenziale associata a forze di richiamo che determinano vibrazioni di atomi nelle molecole

Massa puntiforme (gas monoatomico)  $\rightarrow$  si muove nello spazio in 3 direzioni indipendenti  $\rightarrow$  3 gradi di liberta'

Corpo rigido ha 6 gradi di liberta'  $\rightarrow$  3 per traslazione e 3 per rotazione indipendenti rispetto ai 3 assi perpendicolari

## Legge classica di equipartizione dell'energia

Ad ogni grado di liberta' di una molecola di gas e' associata una quantita' di energia:  $\frac{1}{2}kT$

Per un gas ideale i gradi di liberta' sono 3: l'energia e'  $K_{tr} = \frac{3}{2}kT$

Se  $f$  e' il numero di gradi di liberta' della molecola e si ha  $N$  molecole l'energia interna e':

$$U = N f \frac{1}{2} k T$$

### Esempio: Molecola di ossigeno $O_2$

3 gradi di liberta' di traslazione + 2 gradi di liberta' efficaci di rotazione (3 rotazioni ma rotazione attorno asse congiungente i due atomi ha piccolo momento d'inerzia, poco efficace) + 1 grado di liberta' per energia cinetica di vibrazione + 1 grado di liberta' per energia potenziale di vibrazione

$$\text{Energia totale per molecola biatomica} = \frac{7}{2}kT$$

## Secondo principio della termodinamica

Il primo principio tratta scambi di energia fra un sistema termodinamico e l'esterno → principio generalizzato di conservazione dell'energia.

Molti processi non proibiti dal primo principio sono proibiti per il secondo

La **seconda legge della termodinamica stabilisce quali processi possono essere realizzati in pratica** (e quelli proibiti anche se permessi dal primo principio)

### Esempi:

Energia cinetica può essere convertita in calore (attrito) ma non viceversa. Infatti un'automobile che frena trasforma il lavoro meccanico, attraverso l'attrito delle ruote sull'asfalto, in calore: è impossibile che il terreno e le ruote riscaldate mettano in moto l'auto.

Aperto un rubinetto il gas si espande spontaneamente ma non si comprime spontaneamente.

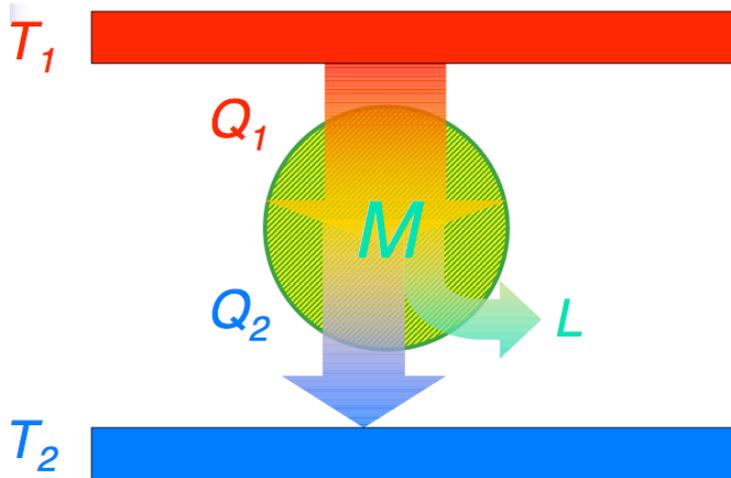
Un cubetto di acciaio freddo in un bicchiere di acqua calda esso si scalda e l'acqua si raffredda. Per il primo principio poteva succedere anche l'acqua si riscaldasse ulteriormente, aumentando la sua energia interna, e l'acciaio si raffreddasse ulteriormente, diminuendo la sua energia interna della medesima quantità, poiché anche questa seconda possibilità rispetta il principio di conservazione dell'energia.

**Ci sono diversi enunciati tutti equivalenti per il secondo principio.**

Uno degli enunciati più semplici fa riferimento alla **macchina termica = sistema termodinamico che converte energia termica in energia meccanica compiendo ciclo chiuso di trasformazioni.**

In termodinamica una **trasformazione ciclica**, o più semplicemente un **ciclo termodinamico**, è data da una serie di trasformazioni su un sistema nelle quali alla fine del ciclo le grandezze che caratterizzano il sistema (temperatura, pressione e volume) hanno valori identici a quelli iniziali. Un ciclo termodinamico è rappresentato sul piano  $p, V$  da una curva chiusa, in modo che alla fine della serie di trasformazioni il sistema ritorna allo stato iniziale.

**Macchina termica compie lavoro meccanico assorbendo calore da una sorgente (serbatoio) ad alta temperatura e cedendolo in parte ad un ricevitore (pozzo di calore) a temperatura piu' bassa**



Una macchina termica lavora in modo ciclico.  
Ad ogni ciclo il sistema sottrae calore  $Q_1$  al serbatoio caldo a temperatura  $T_1$ , converte parte in energia meccanica e cede quantita' inutilizzata di calore  $Q_2$  nel serbatoio temperatura  $T_2$ .

**Rendimento termico** e':

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

$Q_1$  e' il calore assorbito dal serbatoio caldo per ogni ciclo (positivo)  
 $W$  e' il lavoro compiuto verso l'esterno

Il **calore complessivamente assorbito** per ogni ciclo  $\Delta Q$  e':

$$\Delta Q = Q_1 - Q_2$$

$Q_2$  = calore ceduto al serbatoio freddo (preso in valore assoluto)

Dopo un ciclo completo il sistema torna allo stato iniziale → variazione energia interna e' nulla, per il primo principio della termodinamica:

$$\Delta U = \Delta Q - W = 0 \rightarrow \Delta Q = W$$

quindi

$$\eta = \frac{W}{Q_1} = \frac{\Delta Q}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}$$

$$\eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

**Il rendimento e' sempre minore di uno perche' ogni macchina termica cede sempre una quantita' di calore al serbatoio freddo.**

Dal punto di vista matematico una macchina risulta vantaggiosa se  $Q_2 = 0$  quindi  $W = Q_1$  (tutto il calore fornito va in lavoro).

Sarebbe possibile per il primo principio ma il secondo principio lo vieta → rendimento sempre  $< 1$

Un fatto fisico fondamentale ed alla base della formulazione originale (ad opera di Kelvin e Planck) del II principio della termodinamica: **non è possibile realizzare una macchina ciclica che converta integralmente il calore in lavoro.** Una macchina reale è destinata sempre a “sprecare” parte del calore assorbito: soltanto una frazione di esso è destinata alla conversione in lavoro utile, mentre ciò che rimane deve venire disperso ancora in forma di calore ceduto.

Dunque, almeno in questa forma, il II principio fissa l'evidenza sperimentale secondo la quale **non può essere costruita una macchina con efficienza unitaria (100% di resa) in termini di conversione calore/lavoro.**

**Enunciato di Clausius** definisce il II principio della termodinamica in due modi diversi:

**1) Il calore non puo' passare spontaneamente da un corpo piu' freddo ad uno piu' caldo**

**2) Nessun dispositivo puo' trasferire calore da un corpo a temperatura piu' bassa ad un corpo a temperatura piu' alta senza l'intervento di agenti esterni**

**Enunciato di Kelvin:**

**Nessun agente materiale puo' ricavare lavoro meccanico da un corpo raffreddandolo ad una temperatura inferiore a quella dei corpi che lo circondano.**

E' possibile trasferire calore da un corpo piu' freddo ad uno piu' caldo, ma solo se qualche agente esterno compie lavoro.

Questa e' una macchina termica funzionante al contrario (macchina frigorifera)

## Proprieta' dei gas reali

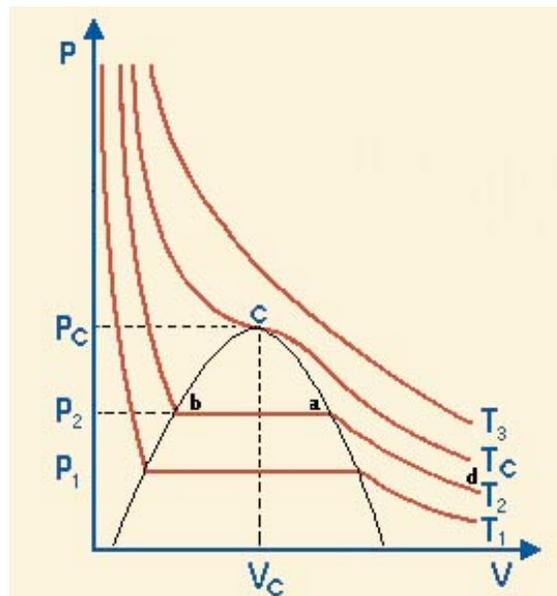
La legge di Boyle e' rappresentata da un'iperbole equilatera cioe' una isoterma per ogni temperatura.

Per i gas reali la curva e' diversa.

I gas reali se sottoposti ad una adeguata pressione e portati ad una temperatura abbastanza bassa, condensano.

Consideriamo il passaggio alla fase liquida di un gas reale.

Nel diagramma  $p/V$  vediamo quali curve si ottengono, al variare delle temperatura.



Le varie curve sono ottenute a diverse T: ( $T_1, T_2, T_C, T_3$ ).

Le **isoterme a  $T > T_C$** , come per esempio  $T_3$ , hanno un andamento simile a quello dei gas ideali: seguono la **legge di Boyle**, e corrisponde perciò al ramo di iperbole equilatera.

Per **isoterme con  $T < T_C$**  esiste il fenomeno della **liquefazione** o **condensazione** del gas.

Per  $T = T_C$ , l'isoterma ha un flesso, ma non si ha ancora liquefazione del gas.

$T_C$  è chiamata **temperatura critica del gas** e l'isoterma è detta **isoterma critica**.

C è detto **punto critico** ed è identificato da una coppia di valori:

**$p_C$  = pressione critica**

**$V_C$  = volume critico**

Sopra l'isoterma critica non è possibile liquefare il gas, qualunque sia la pressione che si impone: il gas resta perciò sempre nel suo stato gassoso;

Il gas a temperatura sotto l'isoterma critica è detto **vapore**.

Possiamo notare **3 parti distinte** nelle curve sotto  $T_C$ .

Nella curva isoterma  $T_2$  un tratto (d-a), a bassa pressione, corrisponde alla legge di Boyle; un tratto (a-b), orizzontale, in cui il volume diminuisce ma la pressione resta costante e infine a partire dal punto b la pressione cresce rapidamente.

**Cosa succede nei diversi tratti?**

- 1) Sull'isoterma  $T_2$  si comprime il gas partendo dal punto d.
- 2) Nel punto a inizia la liquefazione
- 3) Nel passaggio a  $\rightarrow$  b diminuisce il volume, mentre la pressione  $p_2$  resta costante, essa è la pressione esercitata dal vapore in equilibrio con il liquido a  $T = T_2$ .

Il **vapore in equilibrio con il suo liquido è detto vapor saturo**.

- 4) In b la liquefazione è totale.
- 5) Dopo il punto b la curva è quasi verticale: forti aumenti di pressione corrispondono a variazioni di volume molto piccole (in effetti i liquidi sono poco comprimibili).

La pressione sotto l'isoterma critica nei tratti orizzontali (come fra a e b) è detta **pressione di vapor saturo** a quella data temperatura.

Comprimento il gas ad una temperatura  $T_1$  minore di  $T_2$  la liquefazione inizia ad una pressione inferiore