Università degli Studi di Ferrara
SSIS- VIII ciclo
CL. A049 MATEMATICA E FISICA

29 Febbraio 2008

"Termologia. Il Primo Principio della Termodinamica e relative applicazioni. Il modello del gas ideale, sue proprietà e rapporto con i sistemi reali."

Supervisori Tirocinio
Proff. Minni – Neri -Tomasi

Specializzanda
Anna Chiara De Candia

INDICE

Cosa dicono i programmi 3
I programmi ministeriali del Liceo Scientifico 3
PNI programmi di fisica: BIENNIO 3
PNI programmi di fisica: TRIENNIO 4
Il percorso didattico 4
Obiettivi generali 4
Obiettivi trasversali 5
Obiettivi specifici 5
Metodologie didattiche 5
Materiali e strumenti utilizzati 6
Controllo dell'apprendimento 6
Strumenti di valutazione 6
Griglia per la valutazione 6
Attività di recupero 6
Tempi dell'intervento didattico 6
Contenuti 7
UD 1: SVILUPPO DEI CONTENUTI 8
LA TEMPERATURA 8
IL TERMOMETRO 9
LA DILATAZIONE TERMICA 10
Laboratorio: calcolo del coefficiente di dilatazione per 3 sostanze diverse 14
LEGGI DEI GAS 14
Laboratorio 19
TEORIA CINETICA MOLECOLARE 21
Equazione di stato di Van der Waals per i gas reali 23
LA PRESSIONE DI UN GAS PERFETTO 25
In realtà quella utilizzata dovrebbe essere la velocità quadratica media, definita come: 28
Distribuzione delle velocità molecolari di un gas di ossigeno a 3 temperature diverse. 28
SIGNIFICATO DELLA TEMPERATURA ASSOLUTA 29
UD 2 SVILUPPO CONTENUTI 31
IL CALORE 31
UN PO' DI STORIA 31
CALORE E SUA MISURA 32
Calori specifici 33
PROPAGAZIONE DEL CALORE 34
LA CONDUZIONE 34
LA CONVEZIONE 36
L'IRRAGGIAMENTO 36
CAMBIAMENTI DI STATO 38
FUSIONE E SOLIDIFICAZIONE 40
Ud 3 SVILUPPO CONTENUTI 44
TERMODINAMICA 44
SISTEMI TERMODINAMICI E TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE 46
TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE 47
TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE REVERSIBILI ED IRREVERSIBILI 48
TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE FONDAMENTALI 49
RAPPRESENTAZIONE GRAFICA DELLE TRASFORMAZIONI DEI GAS 49
ENERGIA INTERNA DI UN SISTEMA 53
IL LAVORO DI UN GAS 54
PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA 57

APPLICAZIONI DEL PRIMO PRINCIPIO 59
CALORI SPECIFICI DI UN GAS PERFETTO.....62
Laboratorio virtuale:l’esperienza di Joule.....62

Cosa dicono i programmi

I programmi ministeriali del Liceo Scientifico

IV Classe

Termologia: Temperatura e termometri. Quantità di calore; caloria; calore specifico. Cenni sulla propagazione del calore. Dilatazione termica nei solidi e nei liquidi. Variazione termica del volume di un gas a pressione costante e della pressione a volume costante. Equazione caratteristica dei gas perfetti. Temperatura assoluta. Cambiamenti di stato: fusione e solidificazione. Evaporazione: ebollizione; liquefazione degli aeriformi. Vapori saturi e non saturi. Cenni di igrometria.
1° principio della termodinamica; equivalente meccanico della caloria: cenni sul 2° principio. Cenni sui motori termici.
Acustica: Vibrazioni sonore e loro propagazione; velocità del suono. Altezza e intensità di un suono semplice; timbro. Eco, risonanza, interferenza. Fonografo.
Ottica: Luce e sua propagazione. Brevi cenni di fotometria.
Riflessione; specchi piani e specchi sferici. Rifrazione e riflessione totale, lastre e prismi; lenti e costruzione delle immagini relative. Strumenti ottici più comuni. Colori; dispersione della luce. Spettro; cenni sui raggi infrarossi e ultravioletti. Cenni sulla velocità della luce e sulla sua natura ondulatoria; frequenza e lunghezza d'onda. Cenni di spettroscopia e cenni sulla interferenza.

PNI programmi di fisica: BIENNIO

Tema n. 1 - L'equilibrio ed i processi stazionari
a) - Le forze e l'equilibrio in meccanica
...
b) - L'equilibrio termico
- Conduttori e isolanti termici (esperimenti sulla propagazione del calore);
- equilibrio termico e concetto di temperatura, dilatazione, termometri e scale termometriche (costruzioni di un termometro a gas o a liquido);
- quantità di calore e sua misura;
- stati di aggregazione ed equilibrio fra diverse fasi;
- misure del calore di cambiamento di stato.
c) - L'equilibrio elettrostatico.
…
d) - Processi stazionari

Il tema si propone di offrire agli allievi situazioni:
- confrontabili concettualmente;
- storicamente affrontate in modo parallelo;
- trattate da capitoli della fisica che nella loro sistemazione attuale appaiono molto distanti (esempio flusso di un fluido, di calore, di elettricità).
La trattazione parallela di tali argomenti permette al docente di evidenziare come spesso uno stesso schema logico possa inquadrare situazioni profondamente diverse da un punto di vista puramente fenomenologico, ma descrivibili con formalismi uguali o analoghi.
Il docente dovrà quindi condurre gli allievi a evidenziare in questo contesto analogie e differenze, proprietà varianti ed invarianti.

Si sottolinea il fatto che una trattazione parallela di fenomenologie diverse, ma concettualmente analoghe, permette un notevole risparmio sia di tempo che concettuale, rispetto alla trattazione classica delle stesse.
Il tema non richiede che gli allievi abbiano già acquisito padronanza di concetti definibili attraverso funzioni variabili nel tempo: richiede quindi almeno da questo punto di vista una limitata capacità di astrazione e l'impiego di semplici conoscenze di geometria e di algebra.
Il concetto di lavoro è presente nel tema come strettamente legato alla condizione di equilibrio quindi didatticamente introducibile partendo dal concetto di energia potenziale del campo gravitazionale (forza-peso). Procedendo per analogie si potrà introdurre operativamente il potenziale gravitazionale e quello elettrico.

PNI programmi di fisica: TRIENNIO

Tema n. 3 - Principi di conservazione - Processi reversibili e irreversibili
- Sistema isolato;
- conservazione della quantità di moto e del momento angolare;
- conservazione dell'energia;
- indipendenza dei principi di conservazione dal sistema di riferimento;
- teoria cinetica della materia;
- principi della termodinamica;
- trasformazione reversibili e irreversibili; concetto di entropia

Il tema si presta a considerazioni e studi che oltre al primario valore scientifico e all'interesse epistemologico hanno anche una rilevanza sociale. Nell'affrontare i vari argomenti il docente si atterrà ad una impostazione rigorosa e coerente evitando nozionismi ed affermazioni prive di fondamenti scientifico-sperimentali. Dovrà inoltre sviluppare nell'allievo un atteggiamento critico nel recepire le informazioni.

Il percorso didattico

Il presente percorso didattico si articola in 3 unità didattiche da svolgere presso una quarta classe di un Liceo Scientifico di ordinamento, le ore settimanali di fisica previste sono 3.

UD1	Termometria Leggi dei gas Teoria cinetica molecolare
UD2	Calorimetria Cambiamenti di stato Propagazione del calore
UD3	Termodinamica: Il Primo principio della termodinamica e le sue applicazioni

Obiettivi generali

- Acquisire le conoscenze, le competenze e le capacità previste dall'unità didattica per gli argomenti: termologia, 1° Principio della Termodinamica, modello del gas ideale sue proprietà e rapporto con i sistemi reali
- Acquisire consapevolezza dell'utilità logica delle proprietà degli argomenti trattati.
- Condurre ad un appropriato lessico fisico.

- Imparare ad operare con la simbologia opportuna.
- Sviluppare la capacità di utilizzare metodi, strumenti e modelli fisici in situazioni diverse.
- Promuovere la padronanza dei processi di analisi, sintesi e valutazione.
- Sviluppare l'interesse per gli aspetti storico-epistemologici della matematica.
- Riconoscere l'importanza della conoscenza degli argomenti trattati nella vita di tutti i giorni.

Obiettivi trasversali

- Sviluppare attitudine alla comunicazione ed ai rapporti interpersonali, favorendo lo scambio di opinione tra il docente e allievo e tra gli allievi stessi.
- Proseguire ed ampliare il processo di preparazione scientifica e culturale degli studenti.
- Contribuire a sviluppare lo spirito critico e l'attitudine a riesaminare criticamente ed a sistemare logicamente le conoscenze acquisite.
- Contribuire a sviluppare capacità logiche e argomentative.

Obiettivi specifici

Conoscenze

- Comprendere il concetto di temperatura
- Comprendere il concetto di equilibrio termico
- Conoscere gli strumenti per la misurazione della temperatura
- Conoscere il concetto di dilatazione termica (lineare e cubica, solidi e fluidi)
- Conoscere le diverse scale di temperatura
- Conoscere il principio zero della termodinamica
- Conoscere le leggi dei gas
- Conoscere il concetto di gas perfetto e sua relazione con i gas reali
- Conoscere la teoria cinetica dei gas
- Conoscere gli stati della materia e i passaggi di stato
- Comprendere il concetto di calore
- Conoscere la legge fondamentale della calorimetria
- Comprendere il concetto di calore specifico
- Conoscere le unità di misura del calore
- Comprendere il concetto di capacità termica
- Conoscere il principio di equivalenza tra calore e energia
- Conoscere i sistemi termodinamici e le trasformazioni termodinamiche
- Conoscere le rappresentazioni grafiche delle trasformazioni termodinamiche
- Comprendere il concetto di lavoro di un gas
- Conoscere l'energia interna di un sistema termodinamico
- Conoscere le applicazioni del 1° principio della termodinamica

Metodologie didattiche

Per affrontare gli argomenti di queste Unità Didattiche, si farà uso di lezioni che comprendono una componente frontale, per introdurre i nuovi argomenti e concetti, ed una componente dialogica per verificare in itinere l'acquisizione dei contenuti; si avrà cura di fare diversi esempi ogni volta che sarà introdotto un nuovo concetto. Sono inoltre programmate attività di laboratorio (o eventualmente di laboratorio virtuale tramite internet) durante le quali i ragazzi avranno la possibilità di intuire o verificare sperimentalmente le conclusioni teoriche.
Per ogni argomento trattato, si cercherà di presentare un buon numero di esercizi, risolvendoli insieme in classe.
A casa, verranno assegnati esercizi in modo che gli alunni possano acquisire una maggiore familiarità con l'argomento.

In classe, la discussione permetterà di chiarire eventuali dubbi.

Materiali e strumenti utilizzati

- Lavagna tradizionale.
- Libri di testo.
- Uso del computer con foglio elettronico tipo Microsoft Excel
- Internet: laboratorio virtuale.
- Laboratorio di fisica.
- Schede di lavoro per il laboratorio.

Controllo dell'apprendimento
L'andamento e l'efficacia delle metodologie didattiche utilizzate per ogni unità didattica, vengono controllate attraverso verifiche formative in itinere, costituite da discussioni in classe, svolgimento di esercizi in classe o a casa e attraverso verifiche sommative.

Strumenti di valutazione
La misurazione si attua attraverso:

- prove orali individuali;
- verifica sommativa.

Griglia per la valutazione
Per determinare gli esiti della verifica sommativa, attribuiamo ad ogni esercizio un punteggio. La diversità di punteggio tra i vari esercizi, rispecchia i livelli diversi di difficoltà in termini di conoscenze, competenze e capacità per svolgerli.
Nell'attribuire il punteggio completo, nullo o frazione intermedia, teniamo conto dei seguenti indicatori (suggeriti dal Ministero dell'istruzione per la correzione della prova scritta di matematica):

- conoscenze specifiche,
- abilità nell'applicare le procedure e i concetti acquisiti,
- abilità logiche ed organizzative,
- completezza della risoluzione,
- correttezza della risoluzione e dell'esposizione.

Attività di recupero
Affinché l'attività didattica risulti efficace e completa, si prevede di svolgere eventuali attività di recupero così articolate:

- ✓ Recupero da effettuare in classe durante le ore curricolari, attraverso la ripresa dei concetti non ben compresi e lo svolgimento di esercizi riguardanti tali argomenti.
- ✓ Attività pomeridiane con gli studenti interessati.
- ✓ Assegnazione al singolo studente di esercizi mirati, in modo da risolvere i suoi problemi e superare le sue difficoltà.

Per individuare gli argomenti che necessitano di recupero, sia a livello collettivo sia a livello individuale, ci si avvarrà della verifica formativa, delle prove orali e dell'attività di collaborazione insegnante-allievo

Tempi dell'intervento didattico

UD	**ORE lezione (comprensive di verifiche**	**Ore Laboratorio**	**Ore Verifica Sommativa**	**Totale**

	formative in itinere)			
UD 1	**8**	**3**	**2**	**13**
UD 2	**5**	**3**	**2**	**10**
UD 3	**5**	**3**	**2**	**10**
TOTALE				**33**

In totale si prevedono circa 33 ore, che considerate le 3 ore settimanali previste per Fisica, corrispondono a circa 2 mesi e mezzo, 3 mesi.

La previsione, al solito, è da intendersi elastica in relazione alla risposta della classe agli argomenti trattati.

Prerequisiti

- Urti elastici e anelastici
- Il concetto di energia (cinetica e potenziale)
- Il principio di conservazione dell'energia
- Statica e dinamica dei fluidi (Principi di Pascal e di Archimede)
- Pressione. Pressione atmosferica
- Principio di azione e reazione
- Lavoro e potenza

(in generale gli argomenti previsti nei programmi di terza per il Liceo Scientifico di ordinamento)

- Fondamenti di chimica (modello atomico, concetto di mole, numero di Avogadro, peso atomico, legami chimici, elementi, composti)

Contenuti

UD 1

- Temperatura. Principio zero della termodinamica
- Scale termometriche
- Termometri
- Espansione termica dei solidi
- Espansione termica dei fluidi
- Leggi dei gas. Gas perfetti .
- Teoria cinetica molecolare (Gas perfetti e gas reali)
- Equazione di stato di Van der Waals per i gas reali
- Pressione di un gas perfetto

UD2

- Calore. Quantità di calore. Calorimetri. Caloria. Calori specifici
- Modalità di trasmissione del calore
- Stati della materia e passaggi di stato

UD3

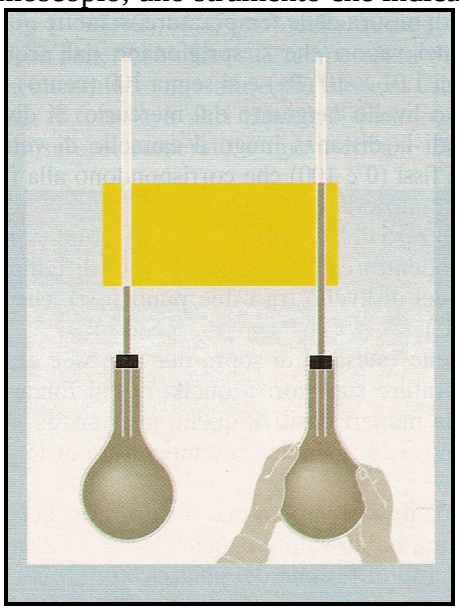
- TERMODINAMICA
- SISTEMI TERMODINAMICI E TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE

- TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE FONDAMENTALI
- RAPPRESENTAZIONE GRAFICA DELLE TRASFORMAZIONI DEI GAS
- ENERGIA INTERNA DI UN SISTEMA
- IL LAVORO DI UN GAS
- PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA
- APPLICAZIONI DEL PRIMO PRINCIPIO

UD 1: SVILUPPO DEI CONTENUTI

LA TEMPERATURA

Tutti conoscono le sensazioni di caldo e di freddo che si provano toccando un corpo o entrando in un ambiente. Queste sensazioni consentono di confrontare corpi diversi, riconoscendo quale è più caldo e quale è più freddo. L'idea di caldo e di freddo, basata sulle nostre sensazioni, viene precisata con il concetto di *stato termico* o **temperatura**. Essa è una misura di quanto un corpo è caldo o freddo. I nostri sensi ci forniscono soltanto un giudizio soggettivo, che può essere diverso da persona a persona. L'aria di una stanza sembra calda a chi vi entra da un ambiente freddo e fredda a chi vi entra da un ambiente molto riscaldato. Le nostre sensazioni quindi non possono essere utilizzate per una misura della temperatura. Per darne una definizione operativa è necessario ricorrere a un fenomeno che si ripete sempre nello stesso modo ogni volta che un oggetto viene riscaldato o raffreddato. Uno di questi fenomeni è la *dilatazione termica*. Tutti i corpi (solidi, liquidi o gassosi) quando sono riscaldati si dilatano, cioè aumentano di volume. La misura di temperatura può così essere definita mediante una misura di volume.
Su questo principio si basa il termoscopio, uno strumento che indica le variazioni di temperatura.



Esso è costituito da un bulbo di vetro riempito con un liquido, per esempio olio o mercurio. Quando il bulbo viene riscaldato, il livello del liquido sale, indicando così che il volume contenuto nel recipiente è aumentato. Se, mettendo un oggetto a contatto con il termoscopio, osserviamo che il livello del liquido si innalza, possiamo concludere che la temperatura dell'oggetto è maggiore di quella che aveva inizialmente il termoscopio. In caso contrario, se il livello si abbassa, l'oggetto ha

una temperatura minore di quella iniziale del termoscopio. Per valutare la temperatura dell'oggetto abbiamo dato per scontato che il termoscopio e l'oggetto, dopo essere stati per un certo tempo a contatto, si portano alla stessa temperatura. E' un'ipotesi ragionevole, che abbiamo modo di verificare continuamente nell'esperienza quotidiana.
Questa osservazione sperimentale, enunciata nella forma:
se due corpi sono in equilibrio termico con un terzo, essi sono in equilibrio termico fra loro
viene chiamata **Principio zero della termodinamica**

Per misurare la temperatura, cioè per esprimere questa grandezza con un numero, è necessario perfezionare il termoscopio aggiungendogli una scala termometrica. Essa consiste in una temperatura di riferimento, costante e facilmente riproducibile, da assumere come temperatura zero, e in un'unità di misura. Un termoscopio munito di questa scala diventa un termometro, cioè uno strumento che misura la temperatura.

IL TERMOMETRO

Come temperatura zero si è scelta la temperatura del ghiaccio fondente, quando la pressione è normale ($1{,}01 \times 10^5$ Pa). Per definire in modo operativo questo valore "zero" si prende un termoscopio, per esempio a mercurio, e lo si immerge in un miscuglio di acqua e ghiaccio. Dopo che è stato raggiunto l'equilibrio termico, si segna 0 sul cannello del termoscopio, in corrispondenza del livello a cui si è fermato il mercurio. Poi per fissare l'unità di misura si mette questo stesso termoscopio nbei vapori che si sprigionano dall'acqua bollente (alla pressione di $1{,}01 \times 10^5$ Pa) e si segna 100 in corrispondenza del nuovo livello raggiunto dal mercurio. Si divide poi in 100 parti uguali la distanza lungo il cannello di vetro compresa tra i due punti fissi (0 e 100) che corrispondono alla fusione del ghiaccio e all'ebollizione dell'acqua.
Abbiamo così fissato lo zero della scala delle temperature e il dislivello unitario di temperatura (centesima parte del dislivello tra i due punti fissi), che si chiama grado **Celsius** (°C).
La scala centigrada viene estesa al di sopra dei 100 °C e al di sotto di 0°C. Le temperature superiori a quella in cui fonde il ghiaccio sono espresse da numeri positivi, quelle inferiori da numeri negativi.
Per esempio -15°C indica la temperatura di 15°C inferiore allo zero.
Oltre alla scala Celsius sono usate le scale **Réaumur** e **Fahrenheit**.
Nella prima si assegna il valore 0 alla temperatura del ghiaccio fondente e 80 a quella dei vapori di acqua bollente sempre alla pressione di $1{,}01 \times 10^5$ Pa, e l'intervallo compreso fra questi due punti viene suddiviso in 80 parti uguali a ciascuna delle quali corrisponde 1 grado Réaumur (1°R).
Nella scala Fahrenheit, usata nei paesi anglosassoni, allo 0 ed al 100 della scala centigrada corrispondono i numeri 32 e 212; quindi tra la temperatura di fusione del ghiaccio e quella dei vapori di acqua bollente sono compresi 180 gradi Fahrenheit.
Tra i valori t_f e t_c di una stessa temperatura espressa in gradi Fahrenheit e Celsius passa la relazione:

$$\frac{t_c}{100} = \frac{t_f - 32}{212 - 32} \quad cioè \quad t_c = \frac{5}{9}(t_f - 32)$$

Nel **Sistema Internazionale** la temperatura si misura in **Kelvin** (K) . Questa unità di misura ha un valore uguale al grado Celsius, ma la temperatura del punto di fusione del ghiaccio (0°C) corrisponde a circa 273,16 K, mentre la temperatura del punto di ebollizione dell'acqua corrisponde a circa 373,16 K. (vedremo nel seguito, affrontando i gas perfetti il motivo del valore 273,16)
Per passare da una temperatura t_c espressa in gradi Celsius ad una t_k espressa in gradi Kelvin occorre quindi utilizzare la relazione:

$$t_k = t_c + 273{,}16$$

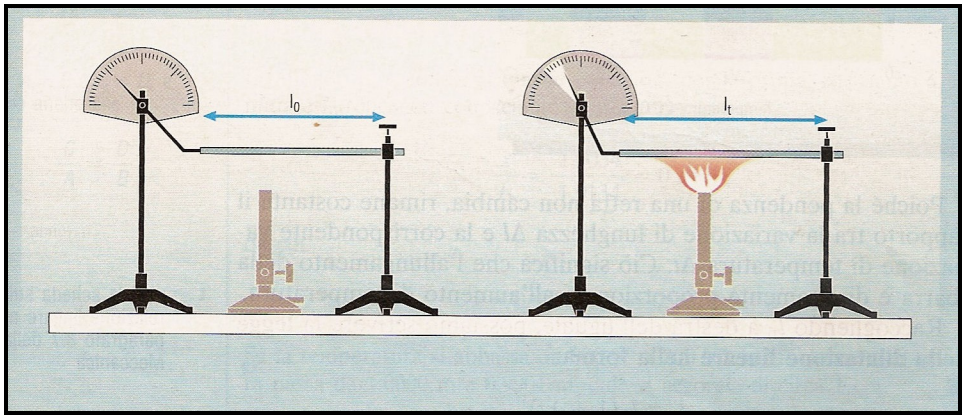
In pratica un termometro è costituito da un bulbo di vetro pieno di mercurio che termina con un cannello, anche esso di vetro che è stato chiuso alla sommità dopo aver fatto il vuoto all'interno; accanto o sul cannello è segnata la scala centigrada. Per conoscere la temperatura di un corpo, con cui il termometro sia in equilibrio termico, si legge sulla scala la temperatura corrispondente al livello raggiunto dal mercurio. Si possono così misurare temperature comprese circa tra -38°C (temperatura di fusione del mercurio) e 350°C (temperatura di ebollizione del mercurio). Per misurare temperature più basse si usano liquidi diversi dal mercurio: alcool etilico, toluolo, pentano, ecc… ;il pentano ad esempio permette di misurare temperature fino a circa -200°C vedremo poi che si possono costruire anche termometri a gas o metallici.

LA DILATAZIONE TERMICA

Dilatazione termica lineare

Gli ingegneri che progettano un ponte metallico devono tenere conto della dilatazione termica dei materiali. Per esempio, un ponte metallico lungo 200 m che si trova in un località in cui la temperatura passa da -30°C in inverno a 40°C d'estate subisce un allungamento di circa 15 cm. Per questo molti ponti metallici non sono fissati rigidamente alle estremità ma sono posti su rulli scorrevoli.

Per capire quanto un filo o una sbarra lunga e sottile si allunghino all'aumentare della temperatura, cioè per individuare la legge con cui la lunghezza varia al variare della temperatura, compiamo una semplice esperienza. Scaldiamo una sbarra che ha un'estremità fissa e l'altra a contatto con un'asta termicamente isolante, quest'ultima è collegata ad un indice che si può muovere su una scala graduata.



Esperienze eseguite con diversi materiali mostrano che per tutti i solidi l'allungamento termico avviene (con buona approssimazione ed in un ampio intervallo di temperature) secondo la stessa legge.

Per variazioni ΔT abbastanza piccole di temperatura T, la variazione ΔL della lunghezza L di una delle dimensioni di un corpo solido risulta proporzionale a ΔT, se la pressione è costante. Si può quindi scrivere la relazione $\Delta L = \lambda \cdot L \cdot \Delta T$ oppure, il che è lo stesso, $L + \Delta L = L(1 + \lambda \Delta T)$. Il coefficiente λ, detto **coefficiente di dilatazione lineare**, è caratteristico di ogni materiale ed è in genere funzione della temperatura. Si ricava che $\lambda = \frac{1}{L} \cdot \frac{\Delta L}{\Delta T}$ ovvero che esso è uguale

all'allungamento relativo ($\frac{\Delta L}{L}$) dell'unità di lunghezza per variazione unitaria di temperatura (ad esempio di 1 grado Celsius).
L'unità di misura di λ è 1/grado (per esempio $°C^{-1}$).

Osservazione: potremmo indifferentemente utilizzare come unità di misura K^{-1}. Infatti poiché λ esprime la frazione di allungamento per aumento unitario di temperatura, ha lo stesso valore in gradi kelvin e celsius che sono entrambe scale centigrade.

Nonostante i valori molto piccoli del coefficiente λ riportati per alcune sostanze in tabella

Sostanza	**□ [$°C^{-1}$]**	**Sostanza**	**□ [$°C^{-1}$]**
Acciaio	$1,2x10^{-5}$	Ottone	$1,9x10^{-5}$
Alluminio	$2,4x10^{-5}$	Piombo	$2,9x10^{-5}$
Cemento	$1,2x10^{-5}$	Rame	$1,7x10^{-5}$
Ferro	$9,1x10^{-6}$	Vetro	$1,0x10^{-5}$
Invar (lega Fe-Ni) Superinvar (lega Fe-Ni-Cr)	$7,0x10^{-7}$ $8,0x10^{-8}$	Quarzo	$7,0x10^{-7}$

le dilatazioni posso provocare effetti assai dannosi. Infatti si consideri una sbarra d'acciaio incastrata alle estremità. All'aumentare della temperatura *T*, la sbarra tende ad allungarsi, ma la dilatazione è impedita dai vincoli, per cui su di essa si producono degli sforzi di compressione anche notevoli. Ad esempio, per un aumento di temperatura di 10 °C corrisponderebbe un allungamento di una parte su 10000. Tenendo conto del modulo di elasticità del materiale, si otterrebbe uno sforzo di compressione di 210 kg forza per centimetro quadrato. La sbarra potrebbe entrare nella zona di instabilità per carico di punta deformandosi pericolosamente. E' proprio per evitare l'insorgenza di tali sollecitazioni che a volte i ponti sono incastrati solo da una parte, mentre dall'altro lato appoggiano su rulli per essere liberi di dilatarsi.
Si segnala infine che per la costruzione di meccanismi metallici d'alta precisione si ricorre a leghe speciali (Invar o Superinvar) al fine di limitare al massimo l'effetto distorsivo nella misurazione dovuta alla dilatazione termica. Tali leghe hanno coefficienti di dilatazione lineare rispettivamente di circa 10 e 300 volte minori di quelli dei metalli ordinari.

Esempio 1
Una sbarra di rame ha la lunghezza di l1=1,0000m alla temperatura di 800 °C. Qual è la sua lunghezza , se la si raffredda a 200°C? ($\lambda_{rame}=16,8x10^{-6}$ $°C^{-1}$)

Applicazioni: IL TERMOMETRO METALLICO

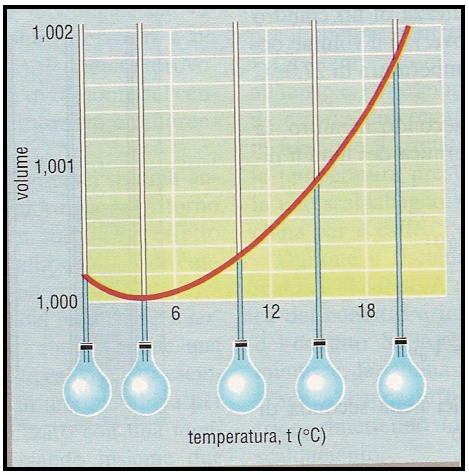
A parità di differenza di temperatura applicata, la dilatazione è differente da un metallo all'altro. Immaginando quindi di unire due lamine di metalli differenti, è evidente che una si dilaterà più dell'altra con il risultato che il sistema tende a flettersi dal lato del metallo meno dilatabile. Un simile fenomeno fisico può essere sfruttato per costruire un termometro assai sensibile.
Si deve al francese Bréguet l'aver inventato un termometro fondato sulla differente dilatazione termica lineare dei metalli e dotato di un'estrema sensibilità. L'elemento attivo, cioè quello le cui variazioni termiche permettono di misurare la temperatura, è costituito da tre lamine sovrapposte di platino, d'oro e d'argento. Una volta saldate insieme in tutta la loro lunghezza, esse venivano passate al laminatoio, in modo da formare un nastro metallico assai sottile poi avvolto a spirale. Un'estremità era ancorata ad un supporto, mentre all'altra veniva attaccato un indice, libero di muoversi ruotando su un quadrante orizzontale circolare graduato con scala centigrada.
L'argento, il più dilatabile, era posto nella parte interna della spira, mentre il platino all'esterno. Per evitare che la spira si rompesse, veniva apposta frapposto tra i due metalli l'oro, possedendo un allungamento intermedio tra gli altri due. All'aumentare della temperatura, allungandosi di più l'argento del platino, la spira si svolgeva, facendo ruotare l'ago. Il contrario avveniva nel caso di un abbassamento di temperatura.

Dilatazione termica cubica
La sbarra di cui abbiamo parlato prima in realtà non si dilata solo in lunghezza. Anche la sua sezione aumenta. Tuttavia poiché larghezza e spessore sono molto piccole rispetto alla lunghezza si sono potute trascurare le loro piccole variazioni.
In generale quando la temperatura di un corpo aumenta esso si dilata in tutte e tre le sue dimensioni: lunghezza, larghezza e altezza.
Nella determinazione della variazione del volume ΔV di un corpo al variare della temperatura T si deve prima di tutto distinguere tra *corpi isotropi* (per i quali il coefficiente di dilatazione lineare λ assume lo stesso valore in tutte le direzioni) e corpi anisotropi (nei quali λ varia al variare della direzione). Nel caso di corpi isotropi vale la relazione $\Delta V = V\alpha\Delta T$ dove $\alpha=3\lambda$.
Il coefficiente α prende il nome di **coefficiente di dilatazione cubica**. Esso è caratteristico di ogni sostanza e in genere risulta funzione della temperatura T. Si ricava che $\alpha = \frac{1}{V}\cdot\frac{\Delta V}{\Delta T}$ ovvero che esso è uguale all'aumento relativo $\frac{\Delta V}{V}$ dell'unità di volume per variazione unitaria di temperatura (ad esempio di 1 grado Celsius). L'unità di misura di α è 1/grado (per esempio $°C^{-1}$).

Per i liquidi non ha senso parlare di dilatazione lineare ma il loro volume varia al variare della temperatura e l'esperienza ha mostrato che in generale la loro dilatazione cubica segue una legge simile a quella valida per i solidi $\Delta V = V\alpha\Delta T$.

Sostanza	a [°C^{-1}]	Sostanza	a [°C^{-1}]
Acqua	1,8x10^{-4}	Cloroformio	14,0x10^{-4}
Alcool etilico	10,4x10^{-4}	Glicerina	5,3x10^{-4}
Benzina	9,6x10^{-4}	Mercurio	1,8x10^{-4}

In base ai valori del coefficiente di dilatazione cubica (alcuni dei quali sono riportati nella tabella precedente), per i liquidi si può concludere che, rispetto ai solidi, il loro coefficiente α è tra 10 e 100 volte maggiore.
E' chiaro che all'aumentare del volume di un corpo che si dilata la sua densità diminuisce, dal momento che la massa non può che rimanere costante. A questo comportamento fa eccezione l'acqua che, nell'intervallo di temperatura da 0 °C a 4 °C ha un coefficiente di dilatazione cubica negativo, cioè all'aumentare della temperatura il volume diminuisce e la densità aumenta. Questo strano comportamento spiega perché d'inverno i laghi gelino soltanto in superficie, mentre la temperatura sul fondo resta superiore allo 0.



La dilatazione dei gas all'aumentare della temperatura può essere mostrata in maniera qualitativa facendo uso di un manometro. Lo studio sperimentale di questa dilatazione ha mostrato che se si mantiene costante la pressione un gas si dilata seguendo la stessa legge di dilatazione di un solido o di un liquido $\Delta V = V\alpha\Delta T$.
Questa legge di dilatazione a pressione costante è rigorosamente vera per tutti i gas a condizione che essi siano rarefatti (a bassa densità) e lontani dalle condizioni in cui passano allo stato liquido. In queste condizioni, contrariamente a quanto avviene per liquidi e solidi, α è lo stesso per tutti i gas e ha il valore 1/273,15, approssimato $\alpha = \frac{1}{273}°C^{-1}$

Esempio
Un tubo di vetro di raggio r =1,00x10^{-3} m, contiene un volume V_0=3,00 cm^3 di mercurio alla temperatura di 0,00°C. calcoliamo di quanto si innalza il livello del mercurio quando la sua temperatura sale a 27,0 °C sapendo che il coefficiente di dilatazione cubica del mercurio vale α=1,82x10^{-4} $°C^{-1}$. si trascuri la dilatazione del vetro.

Laboratorio: calcolo del coefficiente di dilatazione per 3 sostanze diverse

L'esperimento effettuato in laboratorio, si è può realizzare attraverso l'utilizzo di una struttura articolata in varie parti; per la costruzione di essa si proceda in tal modo:

- si disponga sul bordo del tavolo una riga millimetrata e la si fissi su di esso;
- dopo aver misurato una distanza pari a 22 cm dal bordo del tavolo, si ponga ,a tale distanza, l'apparecchiatura principale costituita da un' asta di sostegno di 50 cm posizionata perpendicolarmente alla superficie; l' asta perpendicolare alla superficie d'appoggio regge il matraccio (con 40 mi d'acqua) attraverso una pinza e un morsetto;
- nel foro centrale di questa asta si infili il dispositivo di indicazione, al quale viene sovrapposto il tubo preso in esame leggermente inclinato rispetto a quest'ultimo e fissato attraverso il morsetto e la pinza di fissaggio;
- alle due estremità del tubo vengano posti due tubi di gomma che colleghino rispettivamente al foro del tappo posto sopra il matraccio e una vaschettina per la raccolta dell'acqua evaporata; si ponga sotto il matraccio un bruciatore.

Procedimento
Dopo aver acceso il bruciatore e averlo posto sotto il matraccio (con 40ml d'acqua a 20°C) si aspetta che l'acqua inizi a bollire in modo tale che, il vapore prodotto,scorrendo lungo il tubo di gomma penetri nel tubo metallico lo riscaldi provocandone un corrispettivo allungamento; questo allungamento verrà indicato, infatti, attraverso lo spostamento, lungo la scala millimetrata, dell'indice del dispositivo indicatore. L'allungamento letto sulla scala graduato va diviso per 50 per ottenere l'allungamento reale espresso in *mm.*

Scopo
Con questo procedimento è possibile calcolare il coefficiente di dilatazione lineare λ di certe sostanze come ad esempio alluminio, rame ed acciaio sapendo che

$$\lambda = \frac{1}{L} \cdot \frac{\Delta L}{\Delta T}$$

LEGGI DEI GAS

Nello studio della meccanica dei fluidi è già stata affrontata la legge di Boyle, che fu trovata sperimentalmente da Boyle nel 1660.

Legge di Boyle*: se si mantiene costante la temperatura il volume di una data massa di un gas è inversamente proporzionale alla pressione.*

$$\boxed{pV = \text{costante}}$$

ciò vuol dire che a ogni temperatura se la pressione raddoppia il volume diventa metà, se essa triplica, il volume diventa un terzo, ecc.

Osservazione: la pressione che un gas esercita sulle pareti del recipiente che lo contiene si chiama pressione del gas. Essa per la legge di Pascal ha lo stesso valore in tutti i punti interni al gas. Per il Principio di azione e reazione in condizioni statiche la pressione esercitata dal gas sulle pareti è uguale alla pressione che le pareti esercitano sul gas.

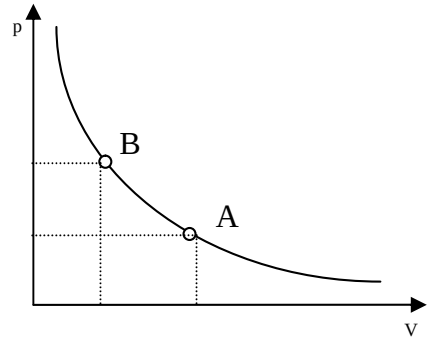


Grafico che rappresenta la legge di Boyle in un diagramma pressione-volume

La curva del grafico (Figura sopra), che è un ramo di iperbole equilatera, visualizza la relazione di proporzionalità inversa tra la pressione e il volume. Passando dallo stato A allo stato B (o viceversa) il gas subisce una trasformazione isoterma (cioè a temperatura costante).

In realtà nessun gas reale segue esattamente la legge di Boyle; ma essa vale con tanta maggiore accuratezza, quanto più un gas reale si trova nelle seguenti condizioni:
(a) è sufficientemente rarefatto
(b) si trova ad una temperatura molto maggiore della sua temperatura di liquefazione

Il problema di studiare come, mantenendo costante la pressione, il volume di una massa di gas varia al variare della temperatura e viceversa di come, mantenendo costante il volume, la pressione di un gas varia al variare della temperatura fu affrontato sperimentalmente da diversi ricercatori, in particolare da Gay-Lussac. Il risultato di queste ricerche è che il comportamento dei gas reali è in generale diverso da gas a gas ma che se si trovano nelle condizioni (a) e (b) essi si comportano tutti rigorosamente nello stesso modo.

Prima legge di Gay-Lussac*: se si mantiene costante la pressione, il volume di una data massa di gas varia, al variare della temperatura t secondo la legge:*

$$\boxed{V(t) = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)}$$

Dove ***V(t)*** e V_0 sono i volumi che il gas occupa rispettivamente alla temperatura Celsius **t** e a 0°C e α è una costante caratteristica dei gas e ha il valore di 1/273,15 °C
Questa trasformazione può essere rappresentata in un grafico nel quale sull'asse orizzontale è riportata la temperatura e sull'asse verticale il volume. La curva è una retta perché la variazione di volume è direttamente proporzionale alla variazione di temperatura.

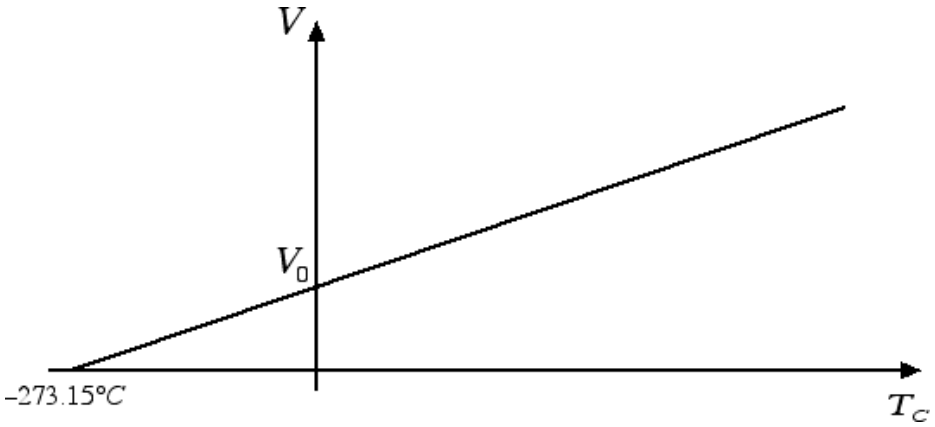


Grafico che rappresenta la prima legge di Gay-Lussac in un diagramma volume-temperatura

Seconda legge di Gay-Lussac*: se si mantiene costante il volume, la pressione di una data massa di gas varia, al variare della temperatura t secondo la legge:*

$$p = p_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$$

p e ***p₀*** sono rispettivamente le pressioni del gas alla temperatura Celsius **t** e a 0°C; **α** è una costante caratteristica dei gas ed è la stessa che compare nella prima legge di Gay-Lussac (ha il valore di 1/273,15 °C).
La trasformazione è rappresentata da una retta, ciò significa che la variazione di pressione è direttamente proporzionale alla variazione di temperatura

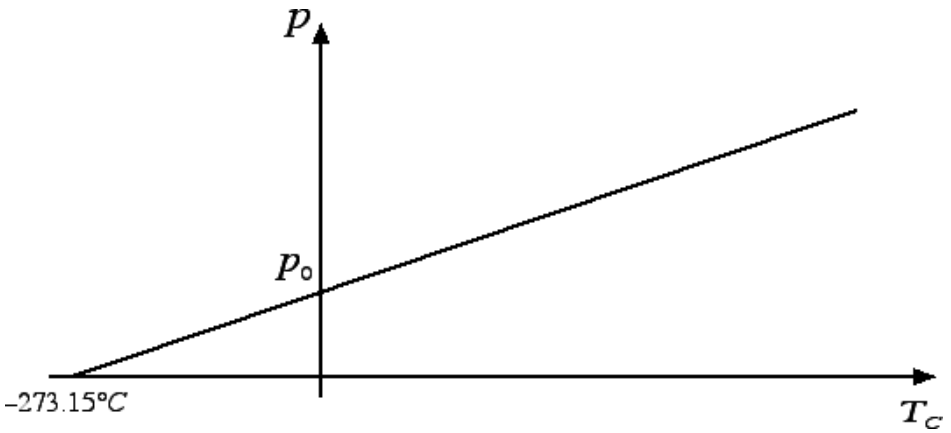


Grafico che rappresenta la seconda legge di Gay-Lussac in diagramma pressione-temperatura.

Le tre leggi descrivono il comportamento dei gas reali nei limiti (a) e (b) prima precisati. Queste tre leggi non sono indipendenti: è facile mostrare che la seconda legge di Gay-Lussac può dedursi dalla prima purchè si tenga conto della Legge di Boyle.

Si dà il nome di **gas perfetto** a quel *gas ideale che soddisfa esattamente alle tre leggi sopra enunciate qualsiasi sia la sua densità e qualsiasi sia la sua temperatura*.

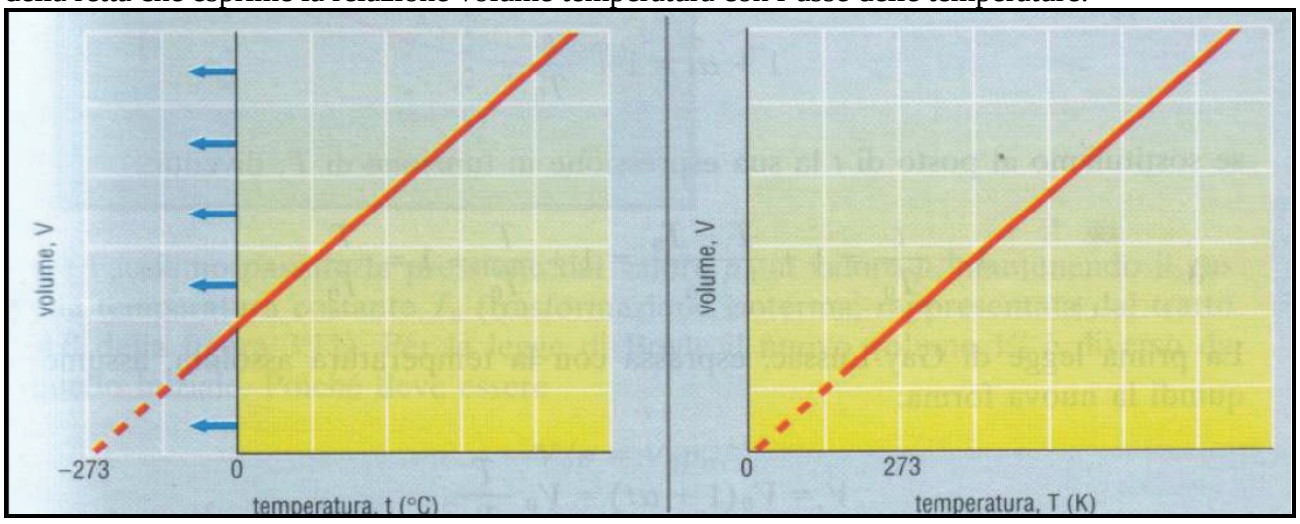
Osservazione: Nella realtà il gas perfetto non esiste ma è utile immaginare che esista per usarlo come termine di confronto, rispetto al quale si valutano le proprietà dei gas reali. In altri termini un gas perfetto è un modello di riferimento. Tutti i gas quando si comportano come gas perfetti si trasformano in modo molto semplice al variare della temperatura.

Esempi

- Una massa di aria occupa un volume V=260 cm^3 quando è sottoposta alla pressione p= 1,2X10^5 pa. Qual è il suo volume V' se, mantenendo costante la temperatura, è sottoposta alla pressione p'=9,60x10^4 Pa?

- Quando una biciclette è in garage, alla temperatura t_1=18,3 °C, uno dei suoi pneumatici contiene aria alla pressione p_1=2,15x10^5 Pa. Una volta lasciata la bicicletta in un luogo assolato, la temperatura dell'aria dei pneumatici sale al valore t_2=34,7°C. Trascurando la variazione di volume della camera d'aria, calcoliamo la pressione p_2 dell'aria contenuta in essa

La legge di Boyle e le due leggi di Gay-Lussac possono essere sintetizzate in un'unica relazione che si chiama ***equazione di stato dei gas perfetti***. Essa stabilisce un legame tra le tre grandezze che caratterizzano lo stato di un gas: pressione, volume e temperatura.
Per ricavare tale equazione effettuiamo innanzitutto un cambio nella scala delle temperature. Lo zero della nuova scala corrisponde a -273°C e viene chiamato **zero assoluto**. Le temperature espresse nella nuova scala si ottengono da quelle in gradi celsius sommando a queste ultime il numero 273: T=t+273 dove T e t indicano rispettivamente le temperature espresse nella nuova scala e quelle in gradi Celsius. La formula inversa ovviamente sarà t=T-273.
La temperatura **T** ora definita prende il nome di **temperatura assoluta**; si tratta della scala termometrica adottata nel SI che si misura come già detto in kelvin.
In pratica cambiando la scala della temperatura abbiamo traslato l'asse dei volumi fino all'intercetta della retta che esprime la relazione volume temperatura con l'asse delle temperature.



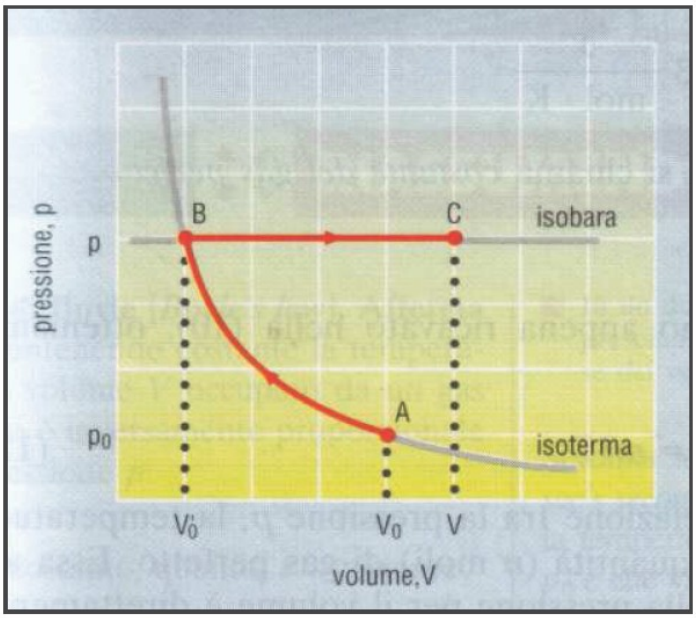
Nella nuova scala la prima legge di Gay-Lussac assume una forma più semplice:
da 1+αt=1+t/273 si ha, effettuando la trasformazione in temperatura assoluta

$$1+\frac{t}{273}=1+\frac{T-273}{273}=\frac{T}{273}$$

dunque la prima legge di Gay-Lussac si scrive nella forma:

$$V_t = \frac{V_0}{273K} T$$

Consideriamo ora una massa di gas che si trova alla temperatura di 273K (cioè a 0°C) ed è sottoposta alla pressione p_0. In queste condizioni essa occupa un volume V_0.
Sottoponiamo la massa di gas a due trasformazioni.



1) Nella prima aumentiamo la pressione dal valore p_0 al valore p, mantenendo il gas alla temperatura costante di T_0=273K (si parla in tal caso di trasformazione isoterma). Per la Legge di Boyle il nuovo volume V_0' è più piccolo di quello iniziale.
Poiché deve essere $V_0' p = V_0 p_0$

otteniamo $V_0' = \frac{V_0 p_0}{p}$ (*).

2) Nella seconda trasformazione aumentiamo la temperatura da 273K a un nuovo valore T mantenendo il gas alla pressione costante p (in questo caso si parla di trasformazione isobara) per la prima legge di Gay-Lussac il nuovo volume V è più grande di V_0':

$$V = \frac{V_0'}{T_0} T$$

Sostituendo al posto di V_0' l'espressione ottenuta in (*) si ha

$$V = \frac{\frac{V_0 p_0}{p}}{T_0} T \text{ cioè } V = \frac{V_0 p_0}{p \times T_0} T$$

Da cui

$$\boxed{pV = \left(\frac{V_0 p_0}{T_0} \right) T}$$

Poiché p_0 e V_0 sono rispettivamente la pressione e il volume che la quantità di gas in studio ha alla temperatura del ghiaccio fondente, cioè t=0°C oppure T=273K, la quantità $\frac{V_0 p_0}{T_0}$ è costante per la quantità di gas considerata.

Indichiamo con la lettera *R* questa costante che prende il nome di **costante dei gas perfetti**. E' una costante universale il cui valore dipende solo dalle unità di misura.
Esprimendo la pressione in atmosfere
La **legge di Avogadro** permette di precisare il valore di questa costante.
Infatti se in particolare si considera una sola grammo-molecola del gas, cioè un numero di grammi del gas pari al suo peso molecolare, essa, per la legge di Avogadro ha sempre, qualunque sia il gas, il volume di 22,4 litri (22400 cm^3) se la pressione è di 1 atmosfera (760 torr) e la temperatura di 0°C (=273 K).

Cioè $R = 8,3143 \frac{J}{mol \cdot °K}$

Pertanto l'equazione di stato dei gas perfetti si può scrivere nella forma nota:

$$pV = nRT$$

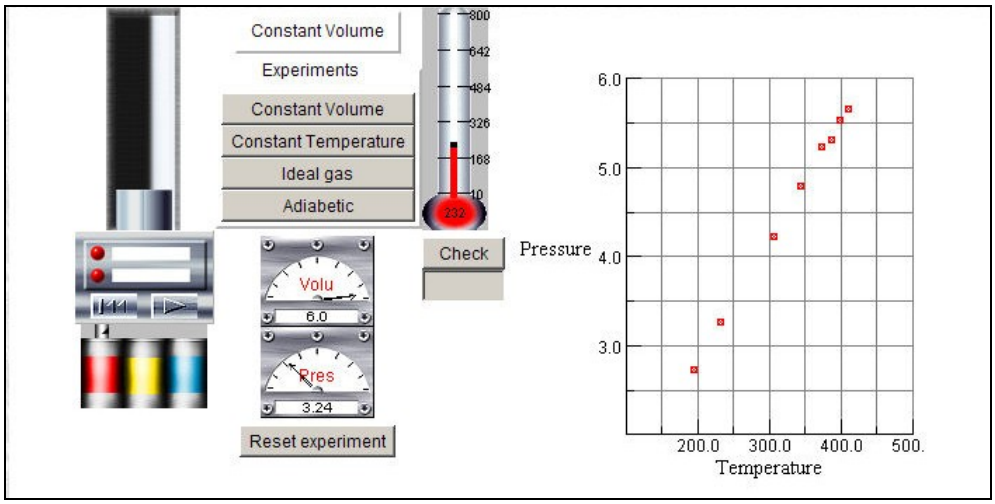
Laboratorio

Un esempio di esperimenti virtuali sulle leggi dei gas perfetti:

"*In questa serie di esperimenti, tu puoi controllare l'azione di un pistone in un cilindro contenente un gas ideale. E' importante seguire con attenzione le seguenti istruzioni per simulare il più possibile l'esperienze di laboratorio. Ci sono quattro possibili esperimenti. Ognuno di questi deve essere eseguito in sequenza al fine di illustrare le propietà dei gas perfetti.*

Cerchiamo di comprendere l'interfaccia dell'esperimento costituito delle seguenti parti:

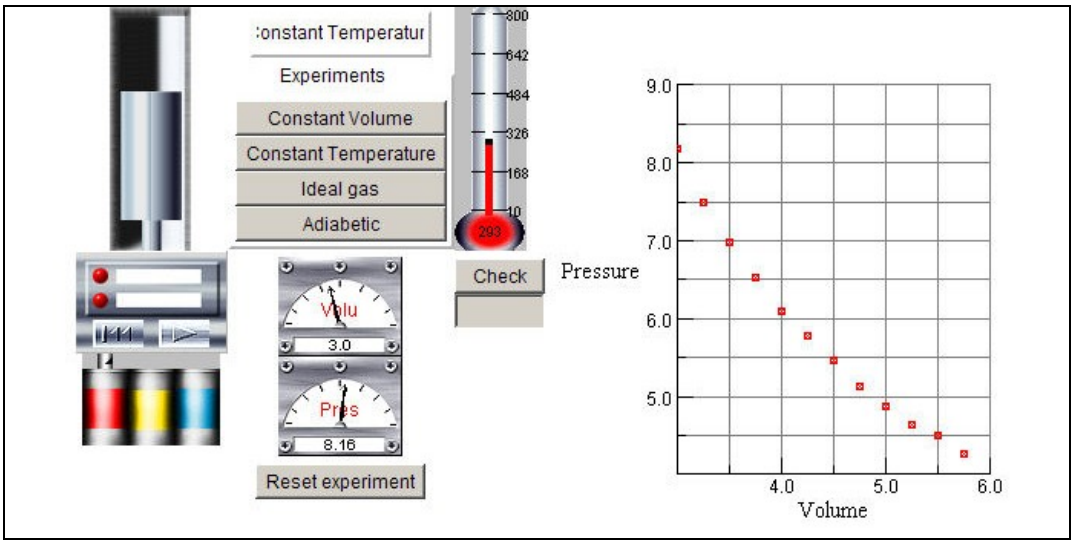
- *il cilindro contenente il gas perfetto sotto l'azione del pistone*
- *il pannello di controllo in cui vi sono i tasti per azionare il pistone nel cilindro e il tasto per l'azzeramento*
- *tre provette contenenti differenti gas: rosso, giallo, blu.*
- *i comandi per scegliere il tipo di esperimento*
- *un tasto per azzerare l'esperimento*
- *un termometro per controllare la temperatura*
- *un grafico in cui automaticamente registra pressione, temperatura e volume e di questi valori traccia un grafico*



- ***PRIMO ESPERIMENTO: <u>TRASFORMAZIONE ISOCORA</u>***

1. *Clicca sul pulsante COSTANT VOLUME*
2. *Selezionando il COSTANT VOLUME hai disattivato il pistone, ora puoi controllare solo più la temperatura del gas entro il cilindro.*
3. *Ora, esegui le seguenti procedure:*
4. *Porta il gas ad una temperatura di circa 400 gradi*
5. *Ora abbassa la temperatura*
6. *Innalza nuovamente la temperatura intorno ai 400 gradi. Ora tu dovresti vedere un grafico con uno o due punti rappresentati.*
7. *Cambia la temperatura, muovendo il termometro con il mouse ; ogni volta che tu rilasci il pulsante del mouse ti apparirà un nuovo punto. Ripeti questo fino ad ottenere una decina di punti disegnati sul grafico.*

- *Ora cerca di rispondere alle seguenti domande: che relazione esiste tra pressione e volume a volume costante? Prova a scrivere una formula matematica che esprime questa relazione. Usando questa formula, determina a quale temperatura la pressione è aumentata di 15 unità.*



- ***SECONDO ESPERIMENTO: <u>TRASFORMAZIONE ISOTERMA</u>***

1. *Abbassa la temperatura intorno ai 300 gradi*
2. *Clicca sul pulsante COSTANT TEMPERATURE. Inizia così una espansione o compressione del gas nel cilindro a temperatura costante TRASFORMAZIONE ISOTERMA.*
3. *Ora clicca sul pulsante con una sola freccia: ogni click su questo pulsante fa abbassare il pistone nel cilindro*
4. *Osserva I valori di volume e pressione che sono variati. Per ogni click si ottengono 4 punti nel grafico.*
5. *Fai attenzione a non aumentare troppo la temperatura, cerca cioè di mantenere il volume entro un intervallo a cui corrisponde un numero di dati sufficiente per rappresentare la relazione tra pressione e volume a temperatura costante.*
6. *Azzera il cilindro (usando il pulsante a sinistra con le due frecce)*
7. *Aumenta la temperatura del gas a 600 gradi ed inizia a comprimere il gas come prima.*
8. *Osservando il grafico esprimi la relazione tra pressione e volume, quando la temperatura è costante.*
9. *Azzera il volume e porta il gas alla temperatura di 450 gradi. Dove prevedi chr si trovino I punti nel grafico rispetto le curve dei due esperimenti con temperature differenti?*
10. *Azzera nuovamente il volume ed porta la temperatura fino al valore massimo di 800 gradi. Prova a fare un ipotesi su come varierà il volume e verifica poi se la tra previsione è vera.*

…….”

Dal sito http://www.iapht.unito.it/tidf/LEGGE1.htm

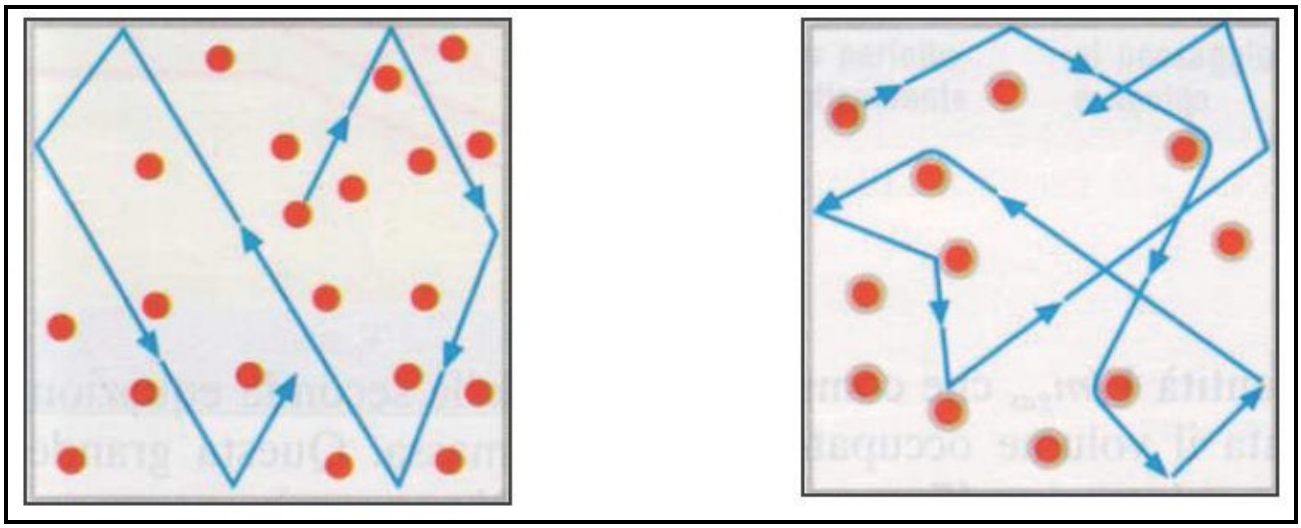
TEORIA CINETICA MOLECOLARE

Affrontando lo studio della Meccanica dovrebbe essere già noto alla classe che *le molecole di una sostanza qualsiasi, che* si *trovi a una certa temperatura, sono in continuo movimento,* detto **moto di agitazione termica;** ciò significa che ciascuna di esse è dotata di una energia cinetica E_c.
Queste molecole (qui si usa la parola «molecola », ma nel caso di gas o di liquidi monoatomici o nel caso dei corpi solidi si deve sostituire alla parola « molecola» la parola « atomo». Con questa sola sostituzione, le considerazioni qui svolte sono valide anche in questi casi) interagiscono poi tra di loro con forze, le quali sono repulsive a distanze molto brevi, diventano attrattive per valori della distanza *r* dell'ordine di 10^{-7} cm e poi decrescono al crescere di *r*, fino a ridursi praticamente a zero per distanze superiori a 10^{-5} cm.
Si fissi l'attenzione sulla forza di interazione che agisce tra due ben determinate molecole, poste alla distanza *r* l'una dall'altra. Per tale forza si può definire, come per qualsiasi altra forza che si eserciti tra due corpi e che *dipenda soltanto dalla loro distanza* , una energia potenziale $e_p(r)$. Per chiarire il significato di questa grandezza nel caso qui discusso, supponiamo che le due molecole siano a una distanza *r*, tale che la forza di interazione che agisce tra esse sia attrattiva. Per allontanarle l'una dall'altra è allora necessario, per esempio, tenerne una ferma e applicare all'altra una forza esterna di intensità un po' maggiore di quella della forza attrattiva intermolecolare. Man mano che questa molecola si allontana, entrambe queste forze fanno un lavoro. Il lavoro, compiuto dalla forza esterna applicata alla molecola, è positivo perché il verso dello spostamento è lo stesso della forza. Anche la forza di interazione fra le due molecole fa un lavoro; ma esso è negativo perché il verso dello spostamento è opposto a quello della forza di interazione: infatti la distanza *r* aumenta mentre la forza è attrattiva. Ebbene, si *chiama* **energia potenziale** $e_p(r)$ *il lavoro fatto dalla forza di interazione quando la distanza fra* i *due corpi interagenti* (nel nostro caso le *due molecole) viene fatta aumentare dal valore iniziale r fino a infinito,* ove la forza di interazione è nulla. Da questa

definizione risulta chiaro che l'energia potenziale dipende dal valore iniziale *r* della distanza e che è negativa, dato che la forza di interazione è attrattiva.
Un esempio molto semplice e importante è già stato visto trattando il caso di un sistema di due corpi che interagiscono con la forza di gravitazione universale. Nel caso delle forze intermolecolari l'espressione di $e_p(r)$ è più complicata ed è diversa a seconda del tipo di molecole o atomi. Per i nostri scopi è però sufficiente il concetto di energia potenziale e il suo ordine di grandezza.
Però in una porzione di materia non vi sono soltanto due molecole; ve ne sono tante, anzi tantissime, come è facile riconoscere ricordando il valore del numero di Avogadro. Fissiamo l'attenzione su una sola di queste molecole, che indichiamo con *A*. È chiaro che essa è sottoposta alle forze di interazione con tutte le molecole circostanti, poste a distanze più o meno grandi, per ciascuna delle quali si può definire, come si è detto, l'energia potenziale e_p, corrispondente alla sua interazione con la molecola *A*. Si pensi ora di tenere fisse nelle loro posizioni tutte le altre molecole e di allontanare fino a distanza infinita la sola molecola *A*. Evidentemente, si può ora definire *la sua energia potenziale complessiva* E_p *come la somma delle energie potenziali* e_p *che competono alle forze di interazione della molecola A con tutte le altre molecole ad essa circostanti.* In pratica, questa somma si riferisce soltanto a quelle molecole che cadono entro il raggio di azione della molecola *A*, dato che, per quelle a distanza maggiore, la forza di interazione è nulla. In conclusione, per ciascuna delle molecole del materiale considerato si può definire una *energia meccanica totale E*, pari alla somma della sua energia cinetica E_c e dalla sua energia potenziale E_p:

$$E = E_c + E_p.$$

Nel caso di un gas, le distanze medie fra le molecole sono relativamente grandi, così che le forze di interazione sono, in media, piuttosto deboli. Quindi l'energia cinetica E_c delle singole molecole è sempre molto maggiore della loro energia potenziale (presa in valore assoluto, dato che essa è negativa); le molecole, perciò, si muovono, nel recipiente in cui il gas è contenuto, come se fossero quasi libere (ossia soggette a forze piccolissime, quasi nulle).
Da questo punto di vista, la differenza tra un gas perfetto e un gas reale è semplice e chiara: *nel gas perfetto* le forze di interazione sono così deboli che la energia potenziale di ciascuna di esse può essere trascurata rispetto alla energia cinetica e la sua *energia totale E*, data da $E_c + E_p$.si *riduce alla sola energia cinetica; nel gas reale*, invece, *il valore assoluto di* E_p è *piccolo ma non trascurabile rispetto a* E_c.
Osservazione: quando si dice che E_p è, oppure non è, piccolo rispetto a E_c, ci si riferisce ai valori *medi* (nel tempo) di queste grandezze, poiché, durante il moto di una ben determinata molecola, sia E_c che E_p variano da istante a istante, mentre i loro valori medi sono costanti e ben definiti.
In un gas perfetto, ciascuna molecola, non essendo soggetta a forze da parte delle altre, si muove di moto rettilineo uniforme fino a quando urta contro una delle pareti del recipiente in cui il gas è racchiuso. Questo urto può essere descritto come un urto elastico, cioè un urto nel quale la molecola rimbalza, conservando la stessa energia cinetica che aveva prima dell'urto.
In un gas reale, invece, oltre che contro le pareti, le molecole si urtano anche tra loro, nel senso che, ogni qual volta una molecola, durante il suo moto, passa dentro la sfera di azione di un'altra, la sua traiettoria subisce una deviazione. È anche chiaro, da quanto si è detto, che i gas reali, purché sufficientemente rarefatti, tendono tutti a comportarsi come gas perfetti. Infatti, quando la densità del gas è molto bassa, le molecole sono, in media, molto lontane tra loro e la probabilità che una di esse passi entro la sfera di azione di un'altra è trascurabile. Quindi gli urti delle molecole fra loro sono estremamente rari e il gas si comporta come se le forze di interazione fra le molecole non esistessero, cioè si comporta come un gas perfetto.



Osservazione: è opportuno riassumere schematicamente le condizioni che si assumono vere nel modello dei gas ideali:

- una massa gassosa è costituita da un numero enorme di molecole (atomi per gas monoatomici) indistinguibili.
- Le molecole sono viste come piccolissime sfere impenetrabili, indeformabili e di volume trascurabile rispetto a quello del recipiente che le contiene
- La distanza media tra le molecole è molto grande rispetto alle dimensioni trascurabili di una molecola. Tra una molecola e l'altra vi è il vuoto
- Le molecole si trovano in continuo moto disordinato e urtano contro le pareti del recipiente
- Gli urti sono elastici
- Non esistono forze di interazione tra le molecole per cui tra un urto ed il successivo ogni molecola si muove di moto rettilineo ed uniforme.

Equazione di stato di Van der Waals per i gas reali

Il comportamento di un gas perfetto è descritto dall'equazione di stato

$$pV = nRT.$$

Però quando la densità del gas diventa troppo elevata questa equazione non descrive più il suo comportamento.
Nel paragrafo precedente abbiamo visto da cosa dipende questo fatto.
In primo luogo, quando il gas non è molto rarefatto diventano importanti le interazioni tra le molecole che lo compongono. In secondo luogo, quando il numero di molecole è elevato bisogna tenere conto del fatto che le molecole stesse hanno dimensioni proprie, per cui esse non possono più muoversi in tutto lo spazio, ma solo nel volume lasciato libero dalle altre molecole.
Vogliamo scrivere un'equazione di stato che, tenendo conto di queste osservazioni, sia valida per i gas reali. Per scriverla nella maniera più semplice, iniziamo con il trovare una forma alternativa, ma equivalente, della legge di stato dei gas perfetti.
Se m è la massa totale del gas in esame e M è la massa di una mole dello stesso gas, il numero di moli è dato dalla frazione

$$n = \frac{m}{M}$$

Se sostituiamo n nell'equazione dei gas perfetti, troviamo

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

Dividendo per m i due membri dell'uguaglianza, si ottiene

$$\frac{1}{m} pV = \frac{1}{m}\frac{m}{M} RT$$

Da cui

$$p\frac{V}{m} = \frac{R}{M} T$$

La quantità *V/m* che compare al primo membro della seconda equazione rappresenta il volume occupato dal gas per unità di massa. Questa grandezza si chiama *volume specifico* e si indica con il simbolo V_s

È facile riconoscere che il volume specifico non è altro che l'inverso della densità *d* del gas.

Tenendo conto di tutto ciò, l'equazione di stato dei gas perfetti può essere riscritta come

$$pV_s = \frac{R}{M} T$$

Il fisico olandese J. Van der Waals propose di modificare questa espressione, in modo che valesse anche per i gas reali, nel seguente modo:

1) al volume specifico del gas occorre *sottrarre* un termine *b* (chiamato **covolume)** che tiene conto dello spazio occupato dalle molecole stesse del gas;
2) alla pressione del gas occorre *aggiungere* un contributo ad^2 che descrive l'effetto delle interazioni reciproche delle molecole.

Come mai la pressione aggiuntiva è direttamente proporzionale al *quadrato* della densità *d?* In generale, in un sistema fisico qualunque il numero di urti è direttamente proporzionale sia al numero di proiettili lanciati sia al numero dei bersagli a disposizione. Ma in un gas ogni molecola è contemporaneamente un proiettile (che colpisce le altre) e un bersaglio (che è colpito). Quindi il numero di interazioni è direttamente proporzionale a d(proiettili) X d(bersagli), cioè a d^2.

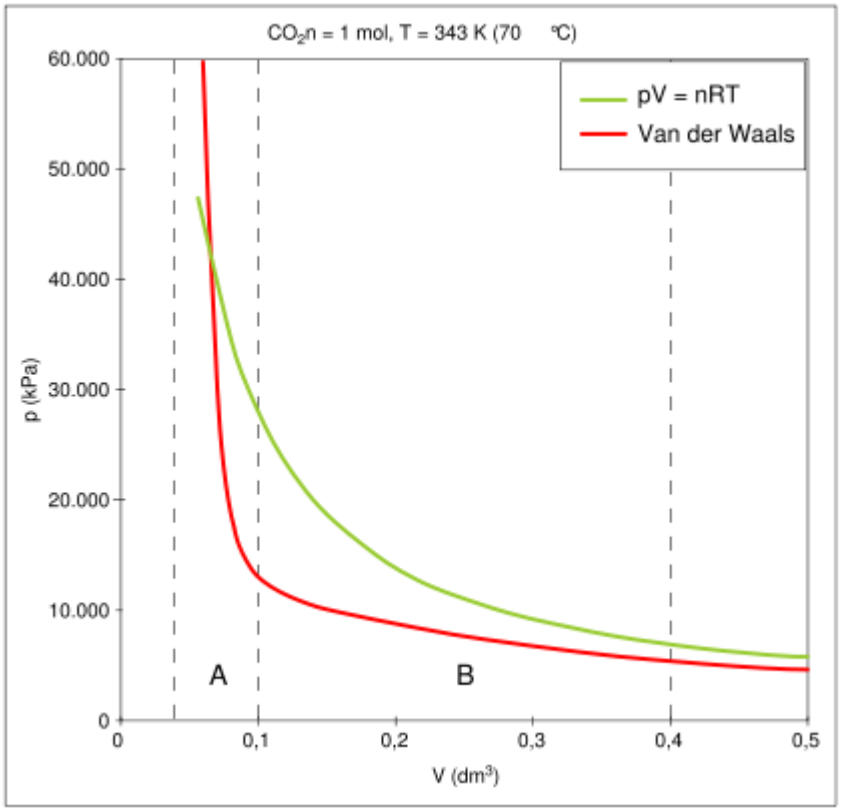
Il termine ad^2 può essere scritto in funzione del volume specifico *V,* come

$$ad^2 = a\left(\frac{m}{V}\right)^2 = \frac{a}{\left(\frac{V}{m}\right)^2} = \frac{a}{V_s^2}$$

In questo modo **l'equazione di stato di Van der Waals per i gas reali** assume la forma:

$$\boxed{\left(p + \frac{a}{V_s^2}\right)(V_s - b) = \frac{R}{M} T}$$

I parametri (positivi) *a* e *b* dipendono dal particolare gas reale che si considera. Quando il gas è rarefatto, *b* è molto più piccolo di V_s e la pressione aggiuntiva a/V_s^2 è molto minore di *p.* In tal caso, quindi, *a* e *b* si possono trascurare e si ottiene di nuovo l'equazione di stato dei gas perfetti.



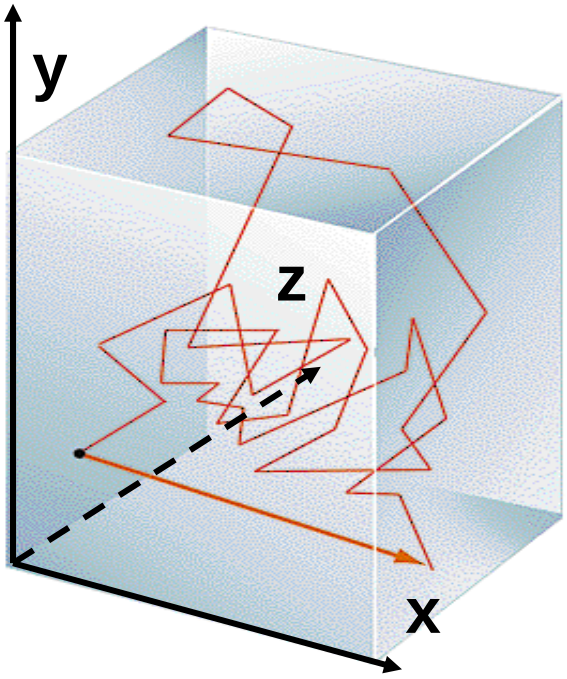
LA PRESSIONE DI UN GAS PERFETTO

La pressione che esercita un gas sulle pareti del recipiente è dovuta ai numerosissimi urti delle molecole contro queste pareti. È un bombardamento continuo che genera una forza distribuita in modo uniforme sulla superficie interna del recipiente.

Poiché le molecole seguono le leggi della meccanica, è possibile mettere in relazione la pressione con le grandezze che caratterizzano il moto di ciascuna di esse (energia cinetica, velocità).
Consideriamo un gas perfetto contenuto in una scatola cubica di lato l e costituito da N molecole.
Per quanto già premesso ciascuna di esse può essere trattata come un punto materiale di massa m che si sposta con velocità $\vec{v}$. Durante il loro moto le molecole colpiscono ripetutamente le pareti della scatola e vi rimbalzano contro.
Supponiamo che l'urto sia *elastico.* Ciò significa che dopo ogni rimbalzo ciascuna molecola mantiene la stessa velocità scalare (e la stessa energia cinetica) che aveva prima di colpire la parete. Durante l'urto si conserva anche la quantità di moto del sistema (molecola + parete). Ogni volta che è colpita, la parete acquista una quantità di moto eguale alla variazione della quantità di moto della molecola.

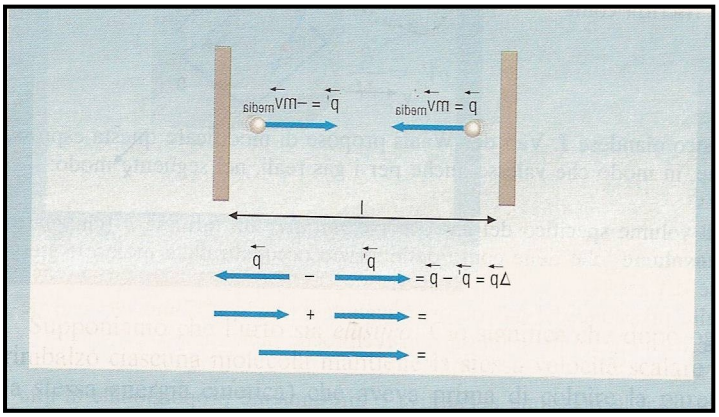
Tuttavia non siamo interessati a descrivere in maniera precisa le caratteristiche di tutte le collisioni molecole-parete, ma solo il loro effetto medio.

Questo fatto ci permette di introdurre una semplificazione: l'effetto di molti urti contro le pareti del recipiente, che avvengono in tutte le direzioni in maniera casuale, è lo stesso che si avrebbe se un terzo delle molecole si muovesse nella direzione x della figura (rimbalzando così tra la parete anteriore e quella posteriore della scatola), un terzo si muovesse lungo la direzione y e un terzo lungo l'asse z.



Osservazione: stiamo in realtà applicando il "Principio di equipartizione dell'energia". Il principio, dovuto a Maxwell e Boltzmann, afferma che in un gas l'energia cinetica media di una molecola si distribuisce ugualmente tra i suoi diversi gradi di libertà. Il numero di gradi di libertà di un sistema è il numero minimo dei parametri necessari a individuare la posizione del sistema. Una molecola di gas monoatomico possiede allora tre gradi di libertà in quanto basta conoscere le sue tre coordinate, ad esempio, in un sistema di assi cartesiani perchè sia individuata la sua posizione.

Sempre grazie al fatto che siamo interessati solo all'effetto medio del comportamento delle molecole, possiamo anche immaginare che queste si muovano tutte alla stessa velocità v_{media}. Questa è la velocità media delle molecole del gas, cioè il valore medio delle loro velocità scalari.
A questo punto possiamo quantificare *non* il comportamento reale del gas, ma di un suo *modello* semplificato. In particolare, nella figura seguente è rappresentata una delle *N/3* molecole che si muovono con velocità v_{media} lungo la direzione *x.* Prima di urtare contro la parete la sua quantità di moto è $p = m\, v_{media}$; dopo la collisione la sua velocità cambia verso, per cui la sua nuova quantità di moto è $p' = -m\, v_{media}$



Qual è l'effetto medio di questa molecola sulla parete, per esempio, di destra? Dopo che la molecola ha urtato contro la parete, torna a colpirla dopo avere percorso una distanza (andata+ritorno) lunga 2l, l'intervallo di tempo che essa impiega a completare tale percorso è $\frac{2l}{v_{media}}$.

Siamo ormai in grado di calcolare la *forza media* esercitata dalle molecole del gas sulle pareti. Questa forza media è quella che, divisa per l'area della superficie su cui agisce, ci fornisce la pressione del gas.

Osservazione: in realtà ogni molecola urta la parete per un tempo piccolissimo. Tuttavia dato il numero enorme di molecole che urtano continuamente la parete ha senso considerare la forza media.

Per il teorema dell'impulso, la variazione Δp della quantità di moto della molecola nell'urto è uguale alla forza media f_{media} che le viene impressa dalla parete per l'intervallo di tempo Δt durante il quale questa forza agisce:

$$\Delta p = f_{media}\Delta t$$

Osservazione: questo intervallo di tempo è l'intervallo di tempo tra due urti e non la durata di un singolo urto perché ci interessa la forza media sulla parte

Possiamo quindi ricavare f_{media} che risulta:

$$f_{media} = \frac{\Delta p}{\Delta t} = \frac{p' - p}{\Delta t} = \frac{-mv_{media} - (mv_{media})}{\frac{2l}{v_{media}}} =$$

$$= -2mv_{media}\frac{v_{media}}{2l} = -\frac{mv_{media}^2}{l}$$

Per il terzo principio della dinamica, la forza media f_{media} esercitata da *una* molecola *sulla parete* è uguale a - f_{media}. Quindi le *N/3* molecole che si muovono nella direzione *x* esercitano su di essa una forza *F* data da

$$F = \frac{1}{3}Nf'_{media} = -\frac{1}{3}Nf_{media} = \frac{1}{3}N\frac{-mv_{media}^2}{l} = \frac{Nmv_{media}^2}{3l}$$

La parete ha superficie l^2 e quindi la pressione, cioè la forza divisa per l'area, vale:

$$p = \frac{F}{s} = \frac{Nm\frac{v_{media}^2}{3l}}{l^2} = N\frac{mv_{media}^2}{3l^3}$$

In questa espressione l^3 è uguale al volume *V* occupato dal gas nel recipiente cubico di lato *l.* Inoltre mv_{media} è uguale al doppio *dell'energia cinetica media* K_{media} della molecola:

Tenendo conto di tutto ciò, possiamo riscrivere la formula per la pressione come

$$p = \frac{\frac{2}{3}NK_{media}}{V}$$

Questo ragionamento ci ha permesso di capire perché la pressione è proporzionale al *quadrato* della velocità media: al crescere della velocità media, non solo aumenta la quantità di moto trasferita in

un urto alla parete, ma si riduce anche l'intervallo di tempo che intercorre tra due urti successivi. Per questo duplice motivo la pressione è proporzionale al quadrato della velocità ed è quindi proporzionale all'energia cinetica media delle molecole.

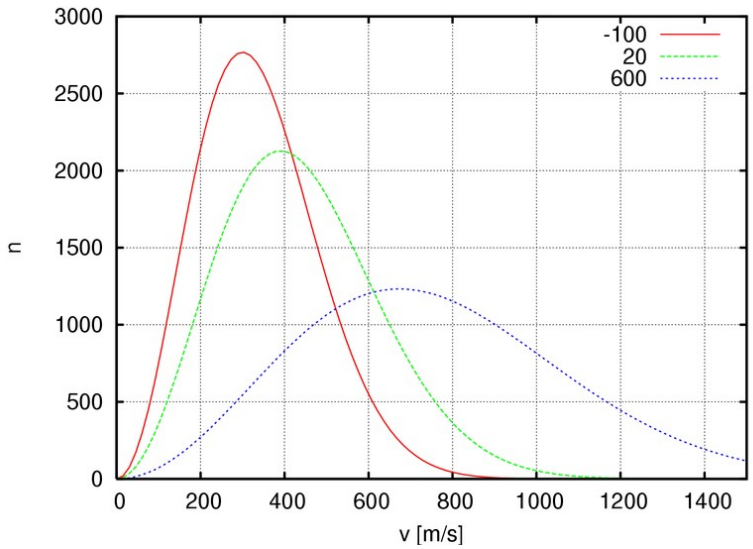
OSSERVAZIONE:
nella trattazione appena fatta si è utilizzato il concetto di velocità media senza insistere sul suo calcolo. In realtà se si considerano tra i prerequisiti anche elementi di statistica descrittiva e calcolo delle probabilità potremmo fare alcune considerazioni relativamente a velocità media e distribuzioni delle velocità molecolari.
Dato un certo numero N di molecole di un gas si definisce velocità media la media aritmetica pesata delle velocità delle singole molecole, ovvero:

$$v_{media} = \bar{v} = \frac{\sum_i N_i v_i}{N}$$

Dove N_i rappresenta in numero di molecole aventi velocità v_i.
In realtà quella utilizzata dovrebbe essere la velocità quadratica media, definita come:

$$v_{qm} = \sqrt{\frac{\sum_i N_i v_i^2}{N}}$$

Dato un sistema in equilibrio le velocità teoricamente possibili per le sue molecole variano da 0 fino a valori molto elevati. Nell'ipotesi che il sistema non interagisca con l'esterno esso finisce con l'assumere uno stato stazionario durante il quale la ripartizione delle velocità molecolari non muta nel tempo. Inoltre mentre in linea di principio tutte le velocità sono possibili esse non sono ugualmente probabili. La distribuzione probabilistica delle velocità delle singole molecole mostra un marcato massimo strettamente legato allo stato termodinamico del sistema. Come è stato dedotto da Maxwell è possibile ricavare il numero di molecole che in condizioni stazionarie si presentano entro un certo intervallo di velocità.



Distribuzione delle velocità molecolari di un gas di ossigeno a 3 temperature diverse.

Abbiamo così giustificato il legame che esiste tra grandezze che caratterizzano il gas nel suo complesso (la pressione e il volume) e una grandezza (l'energia cinetica) che è legata al

comportamento di una singola molecola. La relazione che abbiamo trovato può anche scriversi nella forma

$$pV = \frac{2}{3} NK_{media} \qquad (*)$$

Da cui si può ricavare il valore dell'energia cinetica media di ciascuna molecola

$$K_{media} = \frac{3}{2} \frac{pV}{N}$$

Misurando pressione e volume del gas siamo in grado di conoscere l'energia cinetica che possiede in media ciascuna sua molecola. Abbiamo però considerato vere le ipotesi:
le molecole del gas si muovono secondo le leggi della meccanica
le molecole non si attraggono fra di loro
gli urti delle molecole con le pareti del recipiente sono urti elastici.

Se le molecole sono costituite da più di un atomo non possono più essere descritte come punti materiali. Consideriamo ad esempio molecole di gas biatomici come idrogeno (H_2) o ossigeno (O_2), il loro moto può essere scomposto nel moto di traslazione del centro di gravità e nel moto di rotazione degli atomi attorno al centro di gravità. La molecola possiede pertanto un'energia cinetica di rotazione ed una di traslazione del centro di gravità. Nel caso di molecole costituite da più atomi la relazione (*) continua ad essere vera a patto di considerare come K_{media} la sola energia cinetica del centro di gravità della molecola.

SIGNIFICATO DELLA TEMPERATURA ASSOLUTA

Combinando la (*) con l'equazione di stato dei gas perfetti $pV=nRT$ si ottiene una relazione tra l'energia cinetica media di una molecola e la temperatura assoluta del gas.

$$\frac{2}{3} NK_{media} = nRT$$

Poiché una mole di gas contiene un numero di Avogadro (N_A) di molecole si ha

$$\frac{2}{3} nN_A K_{media} = nRT$$

da cui

$$K_{media} = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} T$$

Il rapporto R/N_A prende il nome di **costante di Boltzmann** e la indichiamo con il simbolo k_B
Il suo valore numerico è

$$k_B = 1,381 \times 10^{-23} \frac{J}{K}$$

Dunque utilizzando la costante appena introdotta:

$$K_{media} = \frac{3}{2} k_B T$$

L'energia cinetica media di una molecola è quindi direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del gas. Questa relazione suggerisce un'interpretazione in termini molecolari del concetto di temperatura.

La temperatura assoluta è la misura di quanto è grande l'energia cinetica media delle molecole che costituiscono il gas.
Maggiore è la temperatura, più le molecole si muovono velocemente ed hanno un'energia cinetica alta.
Osservazione: nel caso di gas poliatomici intendiamo come energia cinetica quella del centro di gravità della molecola.

A questo punto possiamo riepilogare la strada percorsa per formarci un quadro unitario di quanto visto.

La temperatura Celsius è stata introdotta per giustificare le impressioni di caldo e freddo. Successivamente studiando le leggi di dilatazione dei gas, si è notato che tutti i gas rarefatti e lontani dal punto di condensazione hanno lo stesso coefficiente di dilatazione a pressione costante: α=1/273K.
Per scrivere in forma semplice la prima legge di Gay-Lussac si è allora introdotta la temperatura assoluta T=t+273. Così si è giunti alla relazione $p_t=p_0T/273K$ e poi all'equazione di stato dei gas perfetti, che afferma la proporzionalità tra il prodotto pV e la temperatura assoluta.
Da un altro versante, cercando di capire l'origine della pressione, ci si è resi conto che essa è la manifestazione dei numerosissimi urti disordinati delle molecole contro le pareti del recipiente. Numericamente, il prodotto *p V* è risultato essere proporzionale all'energia cinetica media delle molecole.
Confrontando i due risultati (il primo ottenuto con esperienze su scala *macroscopica*, il secondo con un ragionamento che riguarda il mondo *microscopico)* siamo giunti alla conclusione che temperatura assoluta ed energia cinetica media delle molecole di un gas prefetto sono sostanzialmente la stessa cosa. Possiamo così dire che, passando da 300 a 400 K, le molecole del gas aumentano di 4/3 la loro energia cinetica media.
Il fatto che al crescere della temperatura aumenti l'energia cinetica media delle molecole vale anche per i corpi liquidi e solidi. In quest'ultimo caso l'energia cinetica è quella degli atomi che sono costretti a vibrare intorno a una posizione fissa nel reticolo cristallino. Possiamo quindi affermare che un corpo caldo (liquido, solido, gassoso) contiene più movimento interno di un corpo freddo.
A temperatura ambiente (t = 20°C, T = 293 K) l'energia cinetica media con cui si spostano le molecole di qualunque gas, e in particolare dell'aria che respiriamo, è

$$K_{media} = \frac{3}{2}\left(1,38\times10^{-23}\frac{J}{K}\right)(2,93\times10^{2}K) = 6,07\times10^{-21}J :$$

Questo valore è *lo stesso* per tutti i gas, qualunque sia la loro pressione e la loro densità e non dipende dalla massa delle molecole.

Sulla superficie del Sole, dove la temperatura è di 6000 K, tutte le molecole sono spezzate in atomi e anche molti atomi sono dissociati in nuclei atomici ed elettroni. Ciascuna di queste particelle si sposta con un'energia cinetica media pari a:

$$K_{media} = \frac{3}{2}\left(1,38\times10^{-23}\frac{J}{K}\right)(6,00\times10^{3}K) = 1,24\times10^{-19}J$$

UD 2 SVILUPPO CONTENUTI

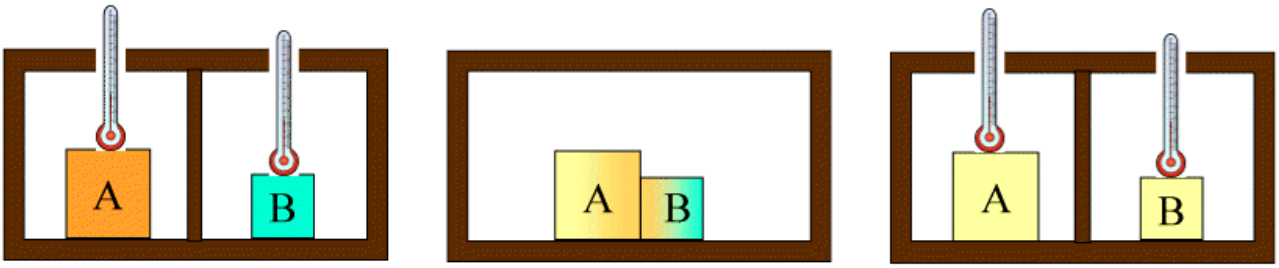
IL CALORE

UN PO' DI STORIA

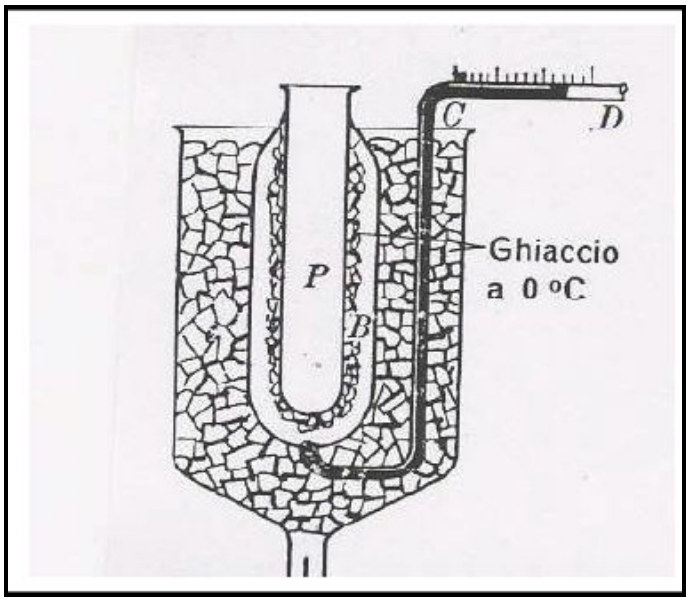
Nell'antichità il calore era ufficialmente rappresentato dal fuoco. Il primo che riuscì a fornire una certa distinzione tra calore e quarto elemento della natura fu Platone. Secondo questo filosofo greco, le sensazioni termiche più che essere caratterizzate erano provocate da fuoco ogni qualvolta la fiamma riusciva a penetrare la materia.
Per Aristotele il calore era invece generato dall'eccitazione dell'etere da parte del Sole e del fuoco. Dovettero passare molti secoli prima che con Bacone e successivamente con Boyle, Bernoulli ed altri le concezioni dei filosofi greci fossero poste in discussione.
Nella seconda metà del '700 la conoscenza dei fenomeni termici si accentuò notevolmente per merito di Black con l'introduzione del calore specifico, con le teorie di Laplace e di Lavoisier sulla natura del calore, con le congetture di Prevost sul modello corpuscolare delle radiazioni e con le ricerche tecnologiche di Watt sulle macchine a vapore. I motivi che contribuirono maggiormente a questo rapido sviluppo furono senza dubbio le esigenze energetiche nate dalla rivoluzione industriale e direttamente collegate con la forza motrice prodotta dal calore. Fu soprattutto sotto lo stimolo della rivoluzione industriale del '700 che gli studiosi cominciarono seriamente a domandarsi che cosa poteva essere il calore. Nuove idee erano certamente necessarie in quanto usando solo la grandezza temperatura non era possibile rispondere razionalmente ad alcuni interrogativi riguardanti fenomeni termici. In quel tempo, a seguito delle conoscenze acquisite era ragionevole chiedersi:
Cosa avviene e cosa passa tra due corpi a diverse temperature che posti a contatto raggiungono uno stato di equilibrio termico?
Cosa viene immagazzinato o ceduto da un corpo che varia la sua temperatura?
Perché durante i cambiamenti tra uno stato e l'altro della materia la temperatura si mantiene costante?
Per poter dare una risposta a quesiti di questo tipo era necessario introdurre qualche nuova grandezza diversa dalla temperatura. Questa grandezza fu battezzata da Lavoisier e dagli accademici francesi con il nome di calorico. Esso era pensato come un fluido straordinariamente elastico, imponderabile ed indistruttibile, capace di penetrare nella materia quando essa veniva riscaldata e di uscirne quando veniva raffreddata. L'equilibrio termico veniva quindi giustificati immaginando che, allorché due corpi sono posti a contatto, il corpo più ricco di calorico doveva cederne un po' a quello meno dotato finché i due corpi raggiungevano la stessa temperatura. Nell'ambito della teoria del calore per merito del medico inglese Black si arrivò a distinguere il concetto di temperatura da quello di quantità di calore. A seguito delle sue metodiche osservazioni verso il 1760 mise in evidenza come ogni sostanza presenti un diverso "potere calorico". Osservò infatti che quantità uguali di sostanze diverse variano in modo diverso la loro temperatura anche se vongono riscaldate dalla stessa quantità di calore. Dalle sue osservazioni relative ai passaggi di stato rilevò come il calorico non si estrinsechi mediante una variazione di temperatura ma con un mutamento dello stato di aggregazione della materia.
Queste osservazioni lo portarono ad introdurre il concetto di calore latente, termine giustificato dal fatto che la quantità di calore necessaria per fondere, per esempio, 1 g di ghiaccio è identica alla quantità di calore che si sviluppa nella solidificazione di 1 g di acqua.
La prima contestazione sulla natura del calorico fu opera di Benjamin Thompson, un americano più noto come Conte di Rumford. In un articolo della fine del 1700, elaborato a seguito delle osservazioni e misure effettuate durante i lavori di alesatura delle canne di cannone, egli fece il primo passo nella giusta direzione.

"*una cosa (calore generato per attrito da trapano nel foro), che un sistema isolato è in grado di produrre in misura illimitata per mezzo del movimento non può essere una sostanza preventivamente immagazzinata, bensì una forma di movimento interno e quindi tutti i fenomeni del calore sono da ritenersi fenomeni di moto*"
Nonostante l'intuito di Rumford, forse anche perché i suoi contemporanei lo consideravano più un avventuriero che un ricercatore, dovettero passare ancora circa 50 anni per allontanare dalla mente degli studiosi l'imponderabile calorico. **Solo verso il 1840 il calore divenne ufficialmente una forma di energia**. Dapprima con ragionamenti alquanto tortuosi di carattere metafisico, poi con brillanti verifiche sperimentali Mayer, Colding e soprattutto **Carnot, Joule e Clausius misero in evidenza come calore e lavoro siano due effetti diverso di una stessa realtà fisica**: **l'energia**.

CALORE E SUA MISURA
Abbiamo già visto che ponendo a contatto due corpi A e B a temperature t_A e t_B si nota, dopo un certo tempo, che essi assumono una stessa temperatura di equilibrio t intermedia tra t_A e t_B.
Si ha diminuzione di temperatura del corpo più caldo e aumento di temperatura del corpo più freddo. Diciamo allora che fra i due oggetti *è stata scambiata una* ***quantità di calore*** e precisamente che il corpo più caldo ha ceduto una certa quantità di calore assorbita da quello più freddo.



Vediamo come introdurre un dispositivo detto calorimetro che permetta di confrontare e quindi misurare la grandezza che abbiamo chiamato quantità di calore. Osserviamo che se un corpo caldo è posto a contatto con ghiaccio a 0°C la sua temperatura diminuisce e contemporaneamente il ghiaccio inizia a sciogliersi in acqua senza però che la sua temperatura vari. Siamo in presenza di un tipico cambiamento di stato: la fusione, in cui il corpo che fonde assorbe calore da un corpo più caldo, che si raffredda, senza per questo variare la sua temperatura.



Nel calorimetro a ghiaccio o calorimetro di Bunsen viene sfruttata la circostanza precedente. Esso è formato da un'ampolla di vetro A a cui è saldata una provetta P. L'ampolla contiene acqua ed è in comunicazione col capillare C a mezzo di un condotto pieno di mercurio. Facendo evaporare un po' di etere nella provetta P, intorno ad essa si forma uno strato di ghiaccio S a causa del raffreddamento dovuto alla evaporazione. Il calorimetro è così pronto e s'immerge in un recipiente R ben isolato contenente ghiaccio fondente. Dopo un certo tempo tutto il dispositivo è a 0°C. se immergiamo allora nella provetta P un corpo caldo, notiamo che una orate del ghiaccio S fonde a causa del calore cedutogli dal corpo. Nella fusione del ghiaccio si ha una diminuzione di volume del sistema ghiaccio-acqua nell'ampolla e quindi io mercurio nel capillare indietreggia verso sinistra. Sul capillare sono segnate alcune divisioni ugualmente distanziate. Il numero di divisioni di cui arretra il mercurio è con buona approssimazione proporzionale alla massa di ghiaccio fusa che assumiamo, per definizione, proporzionale alla quantità di calore cedutagli dal corpo immerso nella provetta. Pertanto il rapporto di due quantità di calore è definito come rapporto dei corrispondenti numeri di divisioni di cui arretra il mercurio, quando tali quantità di calore sono somministrate al sistema ghiaccio+acqua dell'ampolla A.
Diciamo che le quantità di calore cedute da due corpi introdotti separatamente in P, al sistema ghiaccio+acqua dell'ampolla A sono uguali, se tali sono i numeri di divisioni di cui arretra il mercurio nel capillare. Una quantità di calore Q' è doppia di Q se produce lo stesso spostamento del mercurio prodotto dalla successiva somministrazione di due quantità di calore uguali a Q. a questo punto per la misura della quantità di calore Q resta solo da fissare l'unità di misura. Assumiamo come unità di misura la quantità di calore ceduta al calorimetro da un grammo di acqua quando la sua temperatura varia da 15,5°C a 14,5°C e ad essa diamo il nome di **caloria** e la indichiamo con cal.

Calori specifici
Definita operativamente la quantità di calore possiamo chiederci da cosa essa dipenda. Sperimentalmente si trova che:

$$\boxed{Q = c \cdot m \cdot \Delta t}$$

Dove Q è la quantità di calore ceduta dal corpo di massa m, quando la temperatura diminuisce di Δt gradi e c è una costante di proporzionalità caratteristica della natura fisica del corpo considerato. Si trova anche sperimentalmente che la stessa legge esprime la quantità di calore assorbita dal corpo di massa m quando la temperatura aumenta di Δt.

Da questa relazione si ha:

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

c viene chiamata **calore specifico** del corpo, viene espressa in cal/g°C. la quantità *cm* si chiama **capacità termica** del corpo.

Osservazioni:

- la capacità termica è una proprietà estensiva. (sono estensive le proprietà che si dimezzano quando il sistema è diviso in due parti uguali).
- in realtà non ha senso parlare di calore specifico di un corpo se non sono precisate le condizioni sotto cui lo riscaldiamo o lo raffreddiamo. Ad esempio pensiamo ad un gas contenuto in un recipiente cilindrico munito di stantuffo. Possiamo effettuare il riscaldamento a volume costante mantenendo fisso lo stantuffo o a pressione costante, lasciandolo espandere. La quantità di calore che bisogna somministrare nei due casi alla stessa quantità di gas per uno stesso incremento di temperatura è diversa e quindi risulta diverso anche il calore specifico. Precisamente si trova che a pressione costante il calore specifico è maggiore di quello a volume costante, in quanto parte del calore viene utilizzata per sollevare lo stantuffo. Notiamo poi che è possibile aumentare la temperatura di un gas comprimendolo rapidamente senza somministrare calore. Ci interesseremo solo dei calori specifici a pressione e volume costante (c_p e c_v) che nel caso dei gas sono apprezzabilmente diversi mentre nel caso di liquidi e solidi sono circa uguali.
- Il calore specifico di un corpo è una costante caratteristica della natura di un corpo con buona approssimazione solo se le variazioni di temperatura sono piuttosto piccole. In realtà il calore specifico varia, sia pur lentamente, con la temperatura. E' per questo che si definisce la caloria in relazione ad un aumento di temperatura da 14,5°C a 15,5°C.

PROPAGAZIONE DEL CALORE

Il calore è energia che passa spontaneamente dai corpi più caldi a quelli meno caldi. La propagazione avviene con tre diversi meccanismi: per *conduzione*, per *convezione* e per *irraggiamento.*

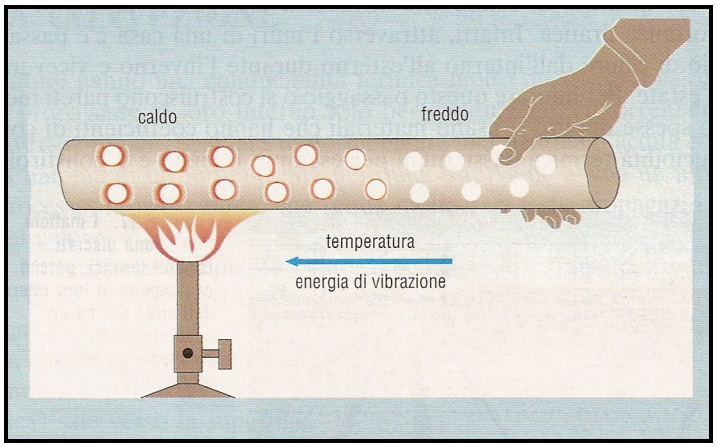
La conduzione, è caratteristica dei corpi solidi consiste in una propagazione di energia attraverso gli urti delle molecole più veloci con quelle meno veloci, senza che vi sia trasporto di materia.

Nella convezione, che è caratteristica dei fluidi $l'energia è trasportata come conseguenza dello spostamento di materia..

Infine, il calore si propaga per irraggiamento quando passa da un corpo caldo a uno lontano più freddo anche se tra essi c'è il vuoto.

LA CONDUZIONE

Se teniamo in mano una sbarretta metallica e mettiamo l'altra estremità su una fiamma, dopo un po' di tempo sentiamo che la sbarretta comincia a scottare.



Il calore fornito dalla fiamma fa aumentare l'energia cinetica delle molecole del metallo, che sono a suo immediato contatto, e degli elettroni, che si possono muovere liberamente. Le molecole vibrano con maggiore ampiezza intorno alla posizione di equilibrio nel reticolo cristallino e urtano le molecole vicine cedendo una parte dell'energia cinetica. A loro volta queste molecole ne urtano altre vicine, consentendo così, insieme agli elettroni che si muovono liberamente, la propagazione del calore per conduzione lungo tutta la sbarretta.
Poiché le molecole non abbandonano la posizione che occupano nel reticolo cristallino e il moto degli elettroni è compensato da altri elettroni che tornano dalle parti calde del materiale a quelle fredde, *non vi è spostamento di materia, ma soltanto di energia.*
Per descrivere il fenomeno in termini quantitativi, consideriamo una parete di cui riscaldiamo una faccia. Il calore passa allora dalla faccia calda a quella più fredda.
Si verifica che la *rapidità* con cui il calore attraversa la parete è direttamente proporzionale alla differenza di temperatura ΔT e all'area S della parete, ed è inversamente proporzionale al suo spessore *d*

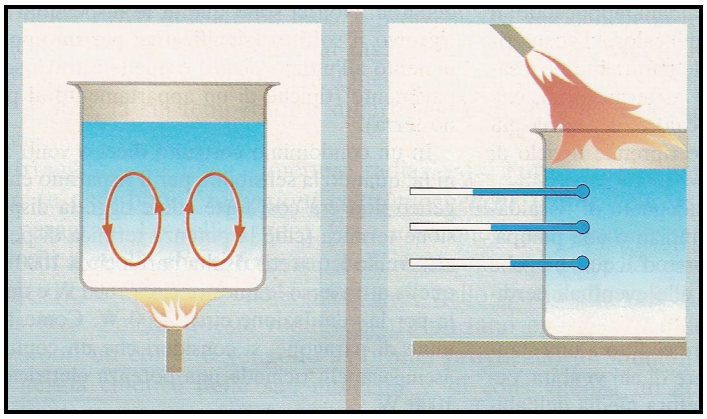
$$\frac{\Delta E}{\Delta t} = \lambda S \frac{\Delta T}{d}$$

ΔE è la quantità di calore che fluisce attraverso la parete dell'intervallo di tempo Δt; λ è una costante, chiamata *coefficiente di conducibilità termica*, che dipende dal materiale di cui è costituita la parete. Quanto più il suo valore è alto, tanto più rapidamente il calore fluisce attraverso la parete, λ è molto grande per i metalli, mentre è piccolo per altri materiali quali il vetro, il legno e il ghiaccio. Per i gas è pressoché trascurabile. L'aria, per esempio, ha un coefficiente di conducibilità termica che è quasi 20000 volte minore di quello dell'argento e del rame.
La quantità di calore che attraversa una parete ha molta importanza pratica. Infatti, attraverso i muri di una casa c'è passaggio di calore dall'interno all'esterno durante l'inverno e viceversa d'estate. Per limitare questo passaggio o si costruiscono pareti molto spesse oppure si usano materiali che hanno coefficienti di conducibilità termica bassi, quali per esempio il legno e il polistirolo.
Le sostanze che hanno un elevato coefficiente di conducibilità termica sono buoni conduttori di calore, mentre quelle per cui il coefficiente è basso sono isolanti termici.
Il legno e il vetro sono isolanti termici. Anche le pellicce lo sono a causa dei piccoli spazi pieni di aria contenuti tra un pelo e l'altro.
La differenza di conducibilità termica tra i metalli e il legno spiega perché quando tocchiamo un metallo avvertiamo una sensazione di freddo, mentre non proviamo questa sensazione toccando un pezzo di legno. Poiché entrambi si trovano alla temperatura dell'ambiente, che normalmente è inferiore a quella del nostro corpo, quando li tocchiamo forniamo a essi del calore. Ma nel caso del legno, essendo un isolante termico, il calore che la mano potrebbe cedere non si propaga. Toccando il metallo, invece, il calore si trasmette per conduzione alle parti lontane. La mano continua così a fornire nuovo calore e ciò provoca la sensazione di freddo.

Benché in misura ridotta la conduzione avviene anche nei fluidi; essa però è generalmente mascherata da altri processi concomitanti.

LA CONVEZIONE

I fluidi hanno una conducibilità termica molto bassa. Se il calore si propagasse al loro interno solo per conduzione, ci vorrebbero diverse ore per riscaldare uniformemente una pentola d'acqua con la fiamma di un fornello. Ma nei fluidi interviene anche un altro processo, la **convezione,** che rende molto rapida la propagazione del calore.
Mettendo un recipiente pieno di acqua su una fiamma, lo strato di acqua che si riscalda per primo è quello a contatto con il fondo. A causa dell'aumento di temperatura quest'acqua si dilata, cioè occupa un volume più grande. E poiché la sua densità diminuisce, per la legge di Archimede sale verso la superficie.
Intanto, sul fondo del recipiente scende dall'alto dell'acqua più fredda, che subisce subito dopo lo stesso processo: si riscalda, diventa più leggera e sale. Si producono così nel liquido delle *correnti convettive* che continuamente lo rimescolano.
Queste correnti non si creano quando si scalda dall'alto lo strato superiore di un liquido. Sistemando dei termometri a diverse profondità, osserviamo che essi indicano una progressiva diminuzione della temperatura. Ciò significa che il calore, quando si ha la sola conduzione, si propaga lentamente verso il basso.



In generale, si dice che in un fluido ha luogo una propagazione di calore per *convezione* quando le differenze di densità tra le diverse parti del fluido (dovute alle differenze di temperatura) generano correnti che trasportano il calore all'interno della massa del fluido.

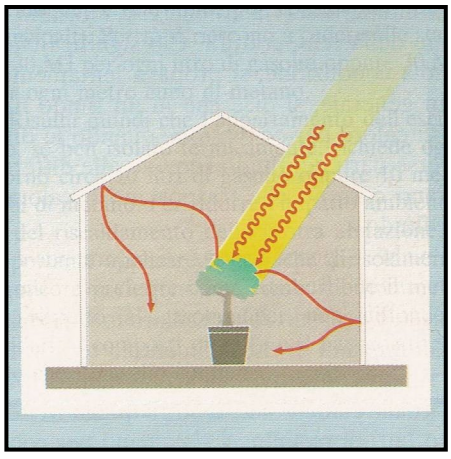
Poiché la propagazione di calore per convezione è dovuta a un *movimento di materia,* non può aver luogo in un solido, dove le molecole possono solo oscillare intorno alla posizione di equilibrio.

Gli impianti di riscaldamento a termosifone funzionano sfruttando i moti convettivi dell'acqua dentro le tubature. L'acqua riscaldata dalla caldaia sale, mentre quella fredda scende. I radiatori, che sono fatti di metallo, si riscaldano per conduzione e trasmettono il calore all'ambiente per convezione (provocando correnti d'aria nelle stanze) e in parte per irraggiamento. Meccanismo di propagazione che affrontiamo di seguito.

L'IRRAGGIAMENTO

Nei processi di conduzione e di convezione del calore è indispensabile la presenza di materia. Ma il

calore si propaga anche nel vuoto.
L'energia che dal sole arriva sulla Terra viaggia per più di 100 milioni di kilometri attraverso lo spazio interplanetario, che è praticamente privo di materia. Essa si propaga alla velocità della luce ($3 \text{ X } 10^8$ m/s), trasportata dai raggi solari e impiega circa otto minuti per giungere sulla Terra. Questa energia viene emessa perché il sole, la cui temperatura superficiale è di circa 6000 °C, irraggia.
"Irraggiare" significa "emettere radiazioni". Tutti i copri emettono ed assorbono radiazioni elettromagnetiche. Esse sono onde, costituite da campi elettrici e magnetici che si propagano nello spazio alla velocità della luce. Poiché queste radiazioni trasportano energia, quando investono un corpo e vengono assorbite, provocano un aumento di energia cinetica delle sue molecole e di conseguenza un aumento di temperatura: il loro assorbimento si manifesta, quindi, come un afflusso di calore. Bisogna notare che nello spazio interplanetario vuoto non vi è trasporto di "calore", dato che non vi è agitazione molecolare, ma di energia elettromagnetica. Il calore è prodotto quando si ha assorbimento delle radiazioni da parte di un corpo.
La quantità di radiazione che un corpo irraggia dipende dalla temperatura a cui si trova. Quanto più esso è caldo, tanta più radiazione emette. La temperatura influenza anche il tipo di radiazione emessa.
Se scaldiamo un pezzo di metallo, possiamo osservare che verso i 1000 °C si colora di rosso, poi di giallo a 1600 °C e infine di bianco oltre i 1900 °C. Ma anche prima di diventare luminoso il pezzo di metallo emette radiazione. Se avviciniamo una mano ci rendiamo conto che esso è più caldo dell'ambiente circostante. Mentre sopra i 1000 °C il corpo emette radiazione visibile, al di sotto di questa temperatura irraggia radiazione infrarossa.
La quantità di energia che un corpo assorbe quando è colpito da radiazioni elettromagnetiche dipende molto dallo stato della sua superficie. È minima se la superficie è chiara e lucida, mentre è massima se essa è nera. È questa la ragione per cui d'estate si preferisce vestire con abiti chiari.
Ci sono materiali, come il vetro e alcune plastiche, che sono trasparenti alle radiazioni visibili, mentre sono opachi per le radiazioni infrarosse. Essi vengono sfruttati nella costruzione delle serre.



Consentono il passaggio verso l'interno della luce solare, ma tendono ad intrappolare le radiazioni infrarosse emesse dagli oggetti dentro la serra, ostacolandone l'uscita. In questo modo si crea equilibrio, per cui la temperatura all'interno della serra si mantiene più alta di quella esterna.
L'anidride carbonica CO_2 che si trova nell'atmosfera ha un comportamento simile a quello di questi materiali. E' trasparente alla radiazione luminosa proveniente dal sole, ma tende a impedire alla radiazione infrarossa emessa dalla terra di disperdersi nello spazio. L'aumento della sua concentrazione, provocato soprattutto dai processi di combustione dovuti alle attività umane, ha l'effetto di innalzare la temperatura sulla superficie della terra. Molti scienziati prevedono che a causa dell'effetto serra nei prossimi 50 anni la temperatura media mondiale si innalzerà; poiché i

processi atmosferici sono molto complicati e non del tutto noti, quantificare questo aumento non è facile. Modelli meteorologici di ciò che accadrà danno risultati che variano da qualche decimo di grado a molti gradi.

Approfondimento: calore solare ed effetto serra

Non tutta l'energia del sole giunge fino alla superficie della terra. Al suolo ne arriva circa la metà. Il resto è assorbito e riflesso dalle nubi.
Su una superficie di 1 m^2 disposta perpendicolarmente ai raggi del sole appena fuori dell'atmosfera arriva ogni secondo un'energia di 1350 J. In modo più sintetico possiamo dire che l'intensità della radiazione solare è pari a 1350 W/m^2. questo valore prende il nome di costante solare. La quantità di energia che arriva ogni secondo sulla terra è uguale al prodotto della costante solare per l'area di un disco che ha raggio uguale a quello della terra (6370 Km = 6,37 x 10^6 m):

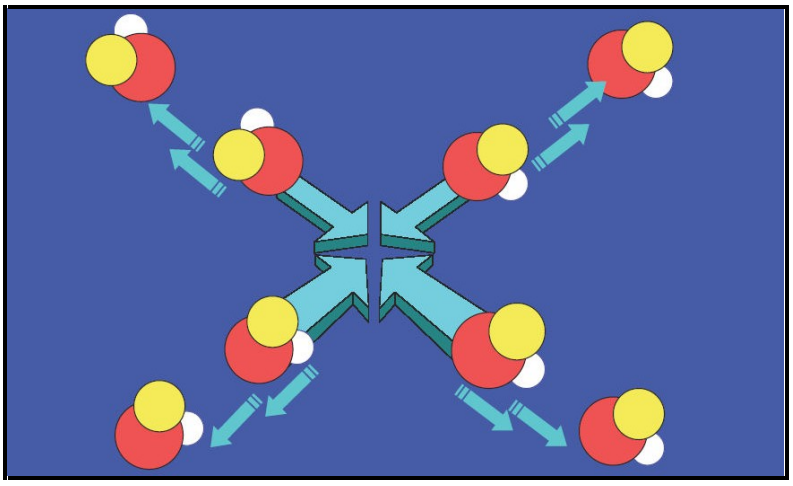
$$1350\frac{W}{m^2}\pi(6,37\times10^6 m)^2 = 1350\frac{W}{m^2}\pi(40,6\times10^{12})m^2 =$$
$$= 1,72\times10^{17}W \cong 170\times10^9 MW$$

La potenza solare intercettata dalla Terra è 170 miliardi di megawatt. In altri termini, l'energia luminosa arriva sulla terra al ritmo di 170 miliardi di megajoule al secondo.
Di questi 170x10^9MW che giungono dal sole, 70x10^9MW sono riflessi e in parte assorbiti dalle nubi che coprono circa la metà della superficie terrestre. Altri 25x10^9MW sono assorbiti dall'aria prima di giungere al suolo. I restanti 75x10^9 MW arrivano sulla superficie terrestre. Servono per riscaldare la crosta terrestre, per far evaporare le acque, per mantenere i venti e le correnti marine. Una piccola parte infine è assorbita dalle piante.
Questa energia che ogni secondo investe la terra tenderebbe a riscaldarla, cioè a fare aumentare la sua temperatura. Ma la terra a sua volta irraggia ogni secondo nello spazio una quantità di energia uguale a quella che assorbe. Essa resta così in equilibrio termico ad una temperatura che varia in modo apprezzabile soltanto su tempi molto lunghi (dell'ordine delle ere geologiche). L'effetto serra è essenziale per mantenere questo equilibrio. Senza l'anidride carbonica (che era già contenuta nell'atmosfera ben prima dell'avvento dell'uomo) la temperatura della terra sarebbe di circa -20°C e la vita non potrebbe sussistere. La temperatura media dell'atmosfera è pari a 15°C proprio per l'effetto serra dovuto all'anidride carbonica (la ci concentrazione media è di circa 350 parti per milione) a ad altri gas. Modelli molto semplici sul comportamento dell'atmosfera prevedono che il raddoppio della concentrazione di anidride carbonica farebbe crescere la temperatura media di circa 3°C, con conseguenze che potrebbero essere gravi sul livello del mare e sulle colture agricole in molte regioni della terra.

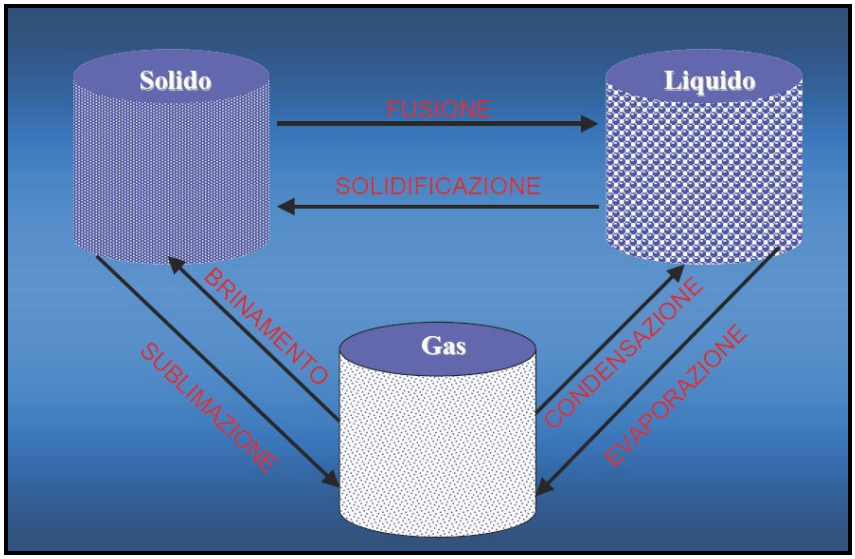
CAMBIAMENTI DI STATO

(QUESTA PARTE è DA TERMINARE)

In opportune condizioni di temperatura e di pressione, tutte le sostanze (purché non si decompongano ad alta temperatura) possono trovarsi in uno qualsiasi dei tre stati. Per esempio, la sostanza H_20 esiste allo stato solido (ghiaccio), allo stato liquido (acqua) e allo stato gassoso (vapor d'acqua). A pressione normale, man mano che, partendo da qualche grado sotto 0°C, la temperatura aumenta, il ghiaccio passa allo stato liquido e poi (a 100°C) passa rapidamente allo stato di vapore. Quasi tutti i corpi, all'aumentare della temperatura, si comportano come l'acqua, cioè passano dallo stato solido allo stato liquido e poi al gassoso.
L'esistenza dei 3 stati è dovuta ad una "competizione" tra l'energia di legame, che tende a mantenere le molecole a distanza di legame e l'energia cinetica (che abbiamo visto dipende dalla temperatura) che tende ad allontanare tra loro le molecole.



In generale, il passaggio da solido a liquido si chiama *fusione,* e il passaggio inverso (da liquido a solido) *solidificazione;* il passaggio da liquido a vapore si chiama *vaporizzazione;* e quello inverso *condensazione.* Alcune sostanze, però, all'aumentare della temperatura, passano direttamente dallo stato solido allo stato gassoso: questo passaggio (come anche il passaggio inverso) si chiama *sublimazione.*



Vedremo ora le principali caratteristiche di questi cambiamenti di stato e le leggi che regolano il loro svolgimento. Come vedremo, ognuno di essi è, in generale, accompagnato da assorbimento o da liberazione di calore: la fusione di un solido e l'evaporazione di un liquido richiedono calore dall'esterno, la condensazione di un vapore e la solidificazione di un liquido sono accompagnati da liberazione di calore.
Questo fatto si può giustificare ricordando quanto già visto sulle forze molecolari, sugli stati di aggregazione (nella trattazione della meccanica nella classe precedente) e sulla descrizione molecolare della materia (teoria cinetica dei gas). È intuitivo, infatti, che, per passare da uno stato a un altro in cui le molecole abbiano maggiore libertà di movimento (per esempio dallo stato solido al liquido o dal liquido all'aeriforme) è necessario vincere, almeno in parte, le forze di interazione che agiscono tra le molecole; questo lavoro corrisponde appunto al calore che la sostanza *assorbe* durante il passaggio di stato. Invece, nei processi nei quali nel nuovo stato di aggregazione le molecole sono maggiormente vincolate (passaggio da vapore a liquido, passaggio da liquido. a

solido), si *libera* calore, dato che le forze attrattive intramolecolari fanno un lavoro positivo perchè le molecole si avvicinano (facciamo riferimento a quanto già visto trattando la teoria cinetica dei gas).

FUSIONE E SOLIDIFICAZIONE

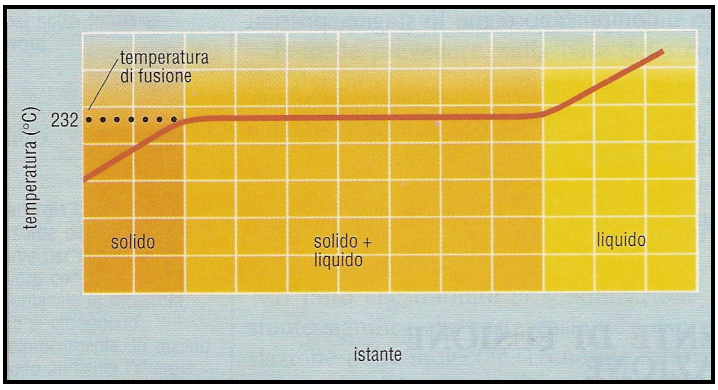
Temperatura di fusione

Se si pongono in un recipiente un termometro ed alcuni pezzi di una sostanza solida per esempio di stagno, e si pone il recipiente su una fiamma, si osserva che la temperatura dello stagno aumenta finché, dopo un certo tempo, esso comincia a fondere; questa fusione dello stagno ha inizio quando la temperatura ha il valore 232°C. Inoltre si osserva che, per *tutto* il tempo per cui dura il processo della fusione, la temperatura non aumenta, ma si mantiene costantemente a 232°C. Quando *tutto* lo stagno si è liquefatto, la temperatura ricomincia ad aumentare.

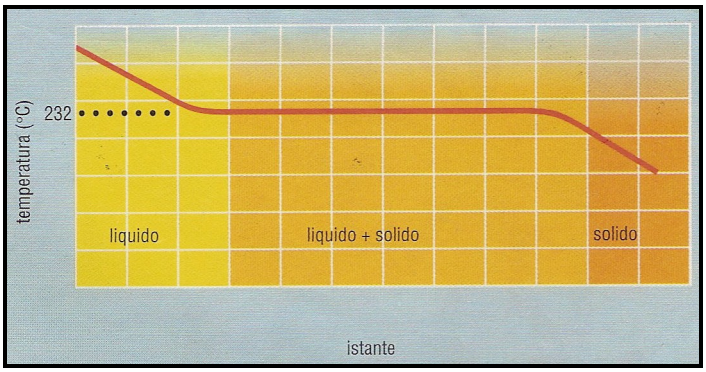
Se ne conclude che il passaggio dello stagno dallo stato solido allo stato liquido *avviene a una temperatura ben determinata*, precisamente alla temperatura di 232 °C: si dice che 232°C è la **temperatura di fusione** dello stagno.

Si può visualizzare graficamente questo fenomeno con un diagramma tempo-temperatura.

Immaginiamo che la temperatura iniziale dello stagno sia la temperatura ambiente, per esempio 20°C. In un primo intervallo di tempo, rappresentato dal segmento *OA*, la temperatura dello stagno (che rimane solido) aumenta con il riscaldamento, fino al valore di 232°C (temperatura di fusione dello stagno). Pur continuando a fornire calore, per tutto l'intervallo di tempo successivo *AB, la temperatura* si *mantiene costante mentre lo stagno passa gradualmente dallo stato solido a quello liquido, ossia fonde.* Quando la fusione è completa, (ossia a partire dall'istante *B),* la temperatura riprende ad aumentare, man mano che si fornisce calore.



Se ora si toglie il recipiente dalla fiamma, il termometro mostra che la temperatura dello stagno fuso comincia a diminuire, e diminuisce fino al valore 232°C, cioè fino al valore della temperatura di fusione; lo stagno allora comincia a solidificarsi. E per *tutto* il tempo per cui dura questo processo di **solidificazione,** la temperatura resta costante a 232°C. Soltanto quando *tutto* lo stagno si è solidificato, la temperatura riprende a diminuire. Si può rappresentare anche in questo caso il processo con un diagramma.



L'esperienza mostra che tutto ciò (a temperature diverse) vale per qualsiasi sostanza. In generale si può dire che:
1) a una data pressione, per ogni sostanza la fusione e *la solidificazione avvengono a una determinata temperatura, che* si *chiama* **temperatura di fusione** *di quella sostanza;*
2) durante tutto l'intervallo di tempo in cui avviene la fusione o *la solidificazione di una sostanza, la sua temperatura* si *mantiene costante.*

Calore latente di fusione
Abbiamo già visto che, quando un corpo più caldo è posto a contatto con uno più freddo, la temperatura di entrambi varia fino a raggiungere un valore intermedio tra le due temperature iniziali. Ma ciò non è valido se, contemporaneamente al passaggio di calore, avviene qualche altro fenomeno, quale una reazione chimica o un cambiamento di stato, ecc. Infatti, come abbiamo visto nel paragrafo precedente, se, fornendo calore a una sostanza, questa cambia di stato, passando dallo stato solido allo stato liquido, durante tutto il processo di fusione la temperatura resta costante a un dato valore (pari alla temperatura di fusione di quella sostanza). Ecco quindi un caso in cui il calore ricevuto da un corpo *non* è accompagnato da un concomitante aumento di temperatura. Questo calore, che sembra scomparire, viene utilizzato dalla sostanza per fondere.
Si chiama **calore latente di fusione** *di una sostanza la quantità di energia necessaria per fare fondere completamente l'unità di massa di questa sostanza, che* si *trovi alla sua temperatura di fusione.*
Se ΔE è la quantità di energia necessaria a fondere completamente una massa m del materiale, il calore latente di fusione L_f è dato da:

$$L_f = \frac{\Delta E}{m}$$

da cui

$$\Delta E = L_f \times m$$

Questa grandezza si misura nel sistema SI in J/Kg.
Per l'acqua si ha L_f=334x10^{3}J/Kg. Cioè occorrono 334000J, che possono essere forniti sotto forma di calore (ad esempio da una fiamma) o di lavoro (ad esempio per strofinio).

Osservazione: possiamo far fondere un cubetto di ghiaccio anche spaccandolo con un martello.

Il calore latente di fusione di una sostanza è, dunque, una caratteristica della sostanza in esame.
Bisogna però osservare che esso dipende dalla pressione e che noi stiamo considerando condizioni "normali" di pressione, cioè pressione atmosferica..

Osservazione: latente significa nascosto. Sembra infatti che l'energia assorbita scompaia dentro il corpo, dal momento che non provoca aumento di temperatura. In realtà questa energia serve a vincere l'attrazione molecolare che nei solidi blocca il movimento delle molecole.

Per fondere un grammo di una sostanza, dunque, occorre fornirgli una quantità di calore pari al suo calore latente di fusione. Sulla base del principio di conservazione dell'energia è facile prevedere che ,quando un liquido, che si trova alla sua temperatura di fusione, passa allo stato solido, cede all'ambiente, per ogni grammo, una quantità di calore che è esattamente eguale al calore che esso ha assorbito all'atto della fusione: *il calore latente di solidificazione* è *pari al calore latente di fusione.*

Possiamo ora riprendere e precisare quanto è stato detto sui cambiamenti di stato dal punto di vista della loro descrizione molecolare. Quando l grammo di stagno solidifica, i suoi atomi, che nel liquido potevano muoversi qua e là, si raggruppano, disponendosi secondo una struttura cristallina regolare. Il fatto che, durante la solidificazione, la temperatura dello stagno resti costante, significa che resta costante la energia cinetica media di traslazione dei suoi atomi. *Il calore latente di solidificazione, ceduto dallo stagno all'ambiente, corrisponde al lavoro fatto dalle forze di interazione che agiscono tra* i *suoi atomi.* Tali forze sono attrattive e poiché, passando dallo stato liquido allo stato solido, la distanza fra gli atomi diminuisce, esse fanno un lavoro positivo.

Esempio1
Calcoliamo la quantità di energia necessaria per far fondere completamente un cubtto di ghiaccio di massa m=10,0 g, che si trova alla temperatura di 0°C.

Temperatura di fusione e calore latente di fusione di alcune sostanze (a pressione normale)

Sostanza	Temperatura di fusione °C	Temperatura di fusione K	Calore di fusione ($10^6 \times$ J/kg)	Sostanza	Temperatura di fusione °C	Temperatura di fusione K	Calore di fusione ($10^6 \times$ J/kg)
				Acqua	0	273	0,334
Idrogeno	− 259	14	0,059	Zolfo	119	392	0,038
Azoto	− 210	63	0,026	Piombo	327	601	0,025
Ossigeno	− 219	54	0,014	NaCl	808	1081	0,50
Alcol etilico	− 114	159	0,105	Argento	961	1234	0,105
Mercurio	− 39	234	0,012	Quarzo	1607	1880	0,20

VAPORIZZAZIONE E CONDENSAZIONE

La **vaporizzazione** è la trasformazione di una sostanza dallo stato liquido allo stato di vapore; la **condensazione è** il processo inverso, cioè il passaggio dallo stato di vapore allo stato liquido.
Osservando un termometro immerso in un recipiente pieno di acqua, posto su una fiamma, si vede che all'inizio la temperatura aumenta regolarmente, mentre man mano dalla superficie dell'acqua si sprigiona vapore.
A pressione atmosferica normale ($1{,}01 \times 10^5$ Pa), quando la temperatura raggiunge i 100°C, l'acqua comincia a bollire; si osserva allora che la temperatura non aumenta più, ma si mantiene costantemente a 100°C per tutto il tempo dell'ebollizione, finchè l'acqua si è tutta trasformata in vapore: 100 °C è la **temperatura di ebollizione** dell'acqua.
Durante la prima fase (quando la temperatura era ancora inferiore a 100°C), il passaggio dell'acqua dallo stato liquido allo stato di vapore avviene soltanto *alla superficie* del liquido: si ha, cioè

evaporazione; nella seconda fase, invece, cioè durante **l'ebollizione,** la formazione di vapore avviene *in tutta la massa* del liquido.
Anche a temperatura ordinaria l'acqua (come molti altri liquidi, detti volatili) evapora all'aperto; all'aumentare della temperatura l'evaporazione ha luogo più rapidamente).

Osservazione: è questo processo di evaporazione che consente ai panni umidi di asciugare e alle pozzanghere di prosciugarsi.
E' bene precisare che i liquidi non volatili (ad esempio l'olio o la glicerina) non evaporano a temperatura ordinaria e che i liquidi volatili evaporano con diversa rapidità: ad esempio l'alcool è più volatile dell'acqua e l'etere è più volatile dell'alcool.

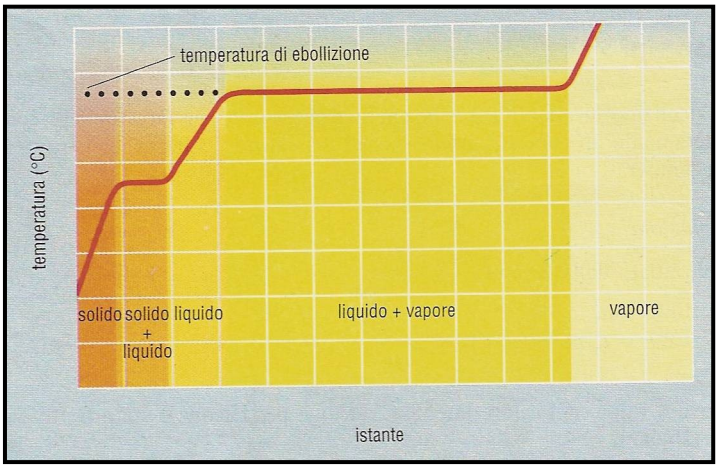
Così come per il passaggio da solido a liquido abbiamo introdotto la definizione di calore latente di fusione, per la transizione da liquido a vapore possiamo definire il **calore latente di vaporizzazione**.
Si tratta della quantità di energia necessaria per far passare la massa unitaria di una sostanza dallo stato liquido a quello di vapore, senza che abbia luogo alcun cambiamento di temperatura. Se ΔE è la quantità di energia necessaria a far evaporare completamente una massa m del materiale, il calore latente di vaporizzazione L_v è dato da:
m

$$L_v = \frac{\Delta E}{m}$$

da cui

$$\Delta E = L_v \times m$$

Il calore di vaporizzazione dell'acqua in condizioni normali di pressione è di $2{,}253 \times 10^6$J/Kg. Esso è circa 7 volte più grande del calore di fusione. Ciò significa che per far vaporizzare una certa quantità di acqua occorre fornire sette volte più energia che per far fondere la stessa quantità di ghiaccio.



Per questo i "pianerottoli " della figura sopra hanno lunghezze diverse.
Per ottenere la vaporizzazione di un liquido bisogna fornire energia. Invece nel processo inverso si libera energia. Più precisamente viene ceduta all'ambiente la stessa quantità di energia che (alla stessa temperatura) il liquido deve assorbire per vaporizzare. E' per questo che quando nevica la temperatura non è mai troppo rigida. La condensazione in neve del vapore d'acqua contenuto nell'atmosfera avviene con emissione di calore, il quale durante la nevicata fa salire la temperatura dell'aria.

Temperatura di ebollizione e calore latente di vaporizzazione di alcune sostanze (a pressione normale)							
Sostanza	Temperatura di ebollizione °C	K	Calore di vaporizzazione ($10^6 \times$ J/kg)	Sostanza	Temperatura di ebollizione °C	K	Calore di vaporizzazione ($10^6 \times$ J/kg)
Elio	– 269	4	0,021	Acqua	100	373	2,253
Idrogeno	– 253	20	0,452	Glicerina	290	563	0,83
Azoto	– 196	77	0,201	Mercurio	357	630	0,272
Ossigeno	– 183	90	0,213	Zolfo	445	718	0,327
Etere etilico	35	308	0,377	Piombo	1750	2023	0,871
Alcol etilico	78	351	0,854	Argento	2193	2466	2,336

IL VAPORE SATURO E LA SUA PRESSIONE

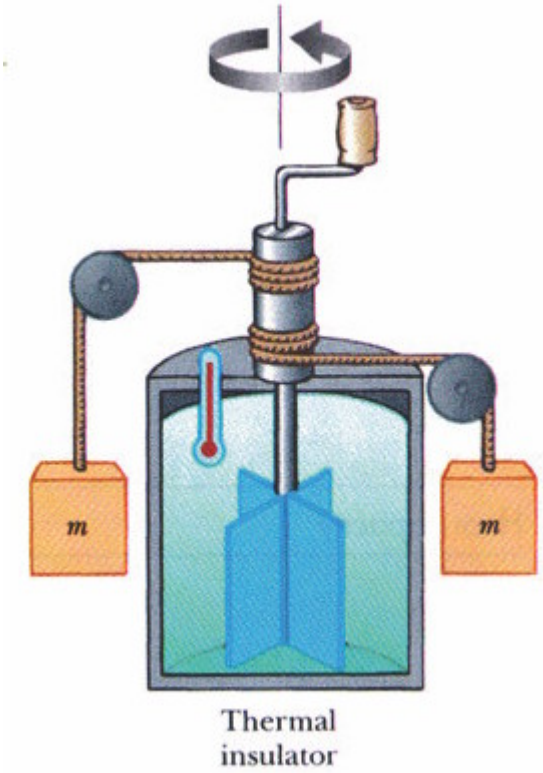
Da un punto di vista molecolare l’evaporazione consiste nella “fuga” di molecole veloci dalla superficie di un liquido.
Quando il liquido si torva alla temperatura T (in Kelvin), le molecole hanno un’energia cinetica di traslazione che in media è uguale a $(3/2)k_BT$. vi sono però molecole che hanno energia cinetica molto più grande. Tra di esse quelle che si trovano vicine alla superficie del liquido e che sono dirette verso l’esterno hanno una buona probabilità di staccarsene. Così in ogni intervallo di tempo vi è un certo numero di molecole che riesce a sfuggire dal liquido e a trasferirsi nello spazio sovrastante. In questo modo esse passano dallo stato liquido a quello di vapore. Se il vapore che si forma sopra il liquido viene continuamente soffiato via, il processo di evaporazione continua in modo rapido (per questo al vento i panni asciugano più velocemente).
Poichè le molecole veloci vengono sottratte al liquido l’energia cinetica media tende a diminuire; con essa quindi diminuisce anche la temperatura. Si spiega in questo modo la funzione benefica della sudorazione: l’evaporazione dell’acqua impedisce al corpo di surriscaldarsi.
Quando invece il vapore rimane sopra il liquido, un certo numero di molecole che si trovano nello stato di vapore riesce a ritornare dentro il liquido.
Se l’evaporazione avviene in un ambiente chiuso, all’inizio vi sarà una grossa fuoriuscita di molecole dal liquido. Poi, con l’aumentare della densità di vapore, cresce il numero delle molecole che rientrano nel liquido. Dopo un po’ di tempo il processo raggiunge uno stato di equilibrio, per cui in ogni secondo il numero di molecole che esce dal liquido è uguale, in media, a quello delle molecole che vi ritorna.
L’ambiente diventa così saturo di vapore, vale a dire che il vapore ha raggiunto la massima concentrazione permessa per la temperatura a cui si trova.
La pressione che il vapore esercita in queste condizioni sulle pareti del recipiente che lo contiene si chiama **pressione del vapore saturo**.

XXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXXX
X

Ud 3 SVILUPPO CONTENUTI

TERMODINAMICA

La **Termodinamica** *si occupa degli scambi di energia meccanica (lavoro) e di calore fra i corpi e quelli che li circondano*.
In relazione alla linea del suo sviluppo storico la termodinamica si presenta come un ramo prevalentemenete pratico della termologia riguardante le macchine termiche.
Il principio di conservazione dell'energia limitato alle sole forme di energia meccanica (potenziale, cinetica, elastica) non può essere sperimentalmente verificato, perciò si può considerare valido solo in condizioni ideali.
Nell'urto anelastico l'energia meccanica non si conserva, nei fenomeni di attrito l'energia cinetica tende sistematicamente a diminuire e similmente in tutti quei casi dove intervengono forze dissipative. Il fatto saliente confermato da misure sperimentali è che ogni qualvolta l'energia meccanica di un sistema diminuisce o scompare per la presenza di resistenze che si oppongono al moto, o per urto anelastico, o per altre cause, si ha la produzione di una certa quantità di calore.
Considerazioni sperimentali di questa natura condussero dapprima il tedesco Mayer ad asserire che deve esistere un rapporto costante tra lavoro e calore e successivamente (verso il 1843) l'inglese Joule a determinarlo sperimentalmente. Mediante una serie di esperimenti Joule riuscì a calcolare tale rapporto, chiamato anche **equivalente meccanico del calore.**
Per i suoi esperimenti Joule utilizzò un particolare dispositivo calorimetrico.
Si tratta di un recipiente termicamente isolato, introno al cui asse può essere messo in rotazione un sistema di palette, le quali, ruotando, agitano l'acqua in esso contenuta producendo forze di attrito all'interno del liquido. Il sistema è messo in rotazione da un congegno collegato a due masse che cadono sotto l'azione della forza di gravità. Pertanto il lavoro effettuato dalle forze di attrito sull'acqua coincide con la variazione di energia meccanica delle due masse durante la caduta. Questa variazione è pari all'energia potenziale gravitazionale iniziale, facilmente calcolabile, note le due masse e l'altezza del tratto percorso durante la caduta, diminuita dell'energia cinetica acquistata al termine della caduta.
Questo lavoro produce un aumento della temperatura dell'acqua, valutato dal termometro inserito nel recipiente.



In questo modo Joule trovò un risultato molto vicino a quello attuale: per innalzare di 1°C la temperatura dell'acqua occorrono 4,186 J di lavoro meccanico per ogni grammo di acqua.
D'altra parte abbiamo già visto che per innalzare di 1°C la temperatura di 1 g di acqua bisogna fornire quantità di calore pari ad una caloria.
Quindi: *una certa quantità di lavoro eseguito su un sistema produce un effetto equivalente a quello ottenuto fornendo al sistema una determinata quantità di calore*. Da cui:

1cal=4,186 J

Più precisamente il lavoro L(J) necessario per ottenere un dato incremento della temperatura è direttamente proporzionale alla quantità di calore Q (cal) che bisogna fornire per ottenere lo stesso incremento:

$$L=JQ$$

Dove J è una costante di proporzionalità ***J*=4,186 J/cal** note come ***equivalente meccanico del calore.***
Successivamente altri esperimenti hanno confermato il valore trovato per la costante J, inoltre da tutte le esperienze eseguite si è giunti alla conclusione che l'equivalenza tra lavoro e calore non dipende dalle modalità con cui il lavoro viene eseguito.

Note storiche (da caforio pgg 228-230)

SISTEMI TERMODINAMICI E TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE

I principi della termodinamica stanno alla base del funzionamento delle macchine termiche (turbina a vapore, motore a scoppio, motore diesel) che sfruttano il calore per produrre il movimento delle parti meccaniche.
Per poter comprendere il funzionamento delle macchine termiche è necessario considerare i sistemi termodinamici e descrivere le loro proprietà.
In generale si chiama **sistema termodinamico** qualsiasi *corpo o sistema di corpi il cui comportamento può essere studiato dal punto di vista degli scambi di lavoro e di calore sia fra le sue diverse parti, che fra queste ed altri corpi che non appartengono al sistema ma costituiscono l'ambiente che lo circonda*.

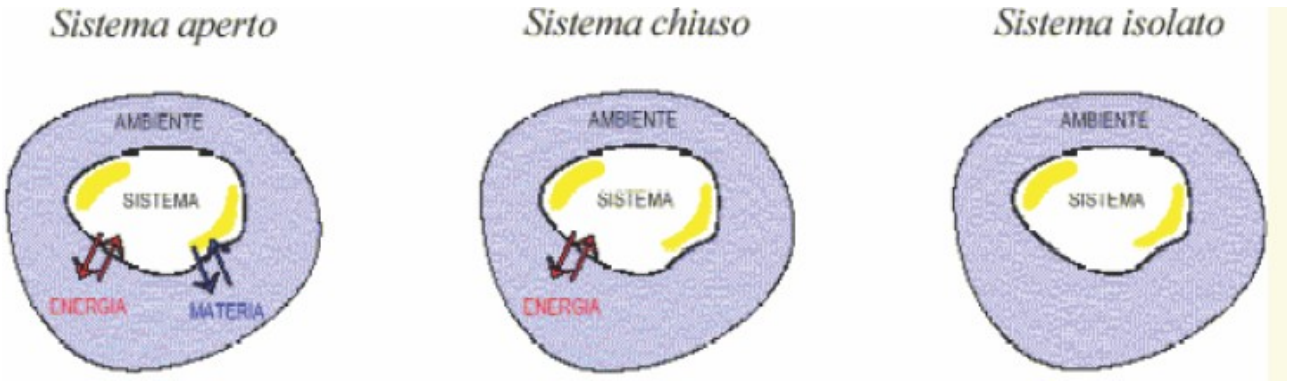
Alcuni esempi:

- Cubetti di ghiaccio.
  Trasformazione termodinamica subita assorbendo calore dall'ambiente esterno.

- Corpo umano.
  Compiendo un lavoro fisico irraggia calore nell'ambiente.

Con il termine ambiente termodinamico si intende la materia che non fa parte del sistema e che,interagendo con esso, ne determina l'evoluzione fisica. Si definisce invece, superficie di contorno di un sistema termodinamico la superficie di separazione fra il sistema e l'ambiente. Un sistema termodinamico, a seconda delle interazioni che può avere o no con l'ambiente circostante può essere:

Aperto	può scambiare sia materia che energia
Chiuso	può scambiare solo energia
Isolato	non può scambiare né materia né energia.



In termodinamica la descrizione dei sistemi non viene fatta usando variabili quali massa, velocità, quantità di moto, ecc.. (che caratterizzano lo stato meccanico delle particelle costituenti i sistemi stessi), ma tramite altre variabili, chiamate **coordinate termodinamiche**, quali volume, temperatura, pressione, ecc…
La scelta del tipo di coordinate varia da sistema a sistema: ad esempio per descrivere una certa quantità di gas è conveniente usare pressione, volume e temperatura mentre per descrivere una bolla di sapone è più opportuno ricorrere a tensione superficiale, superficie e temperatura. In ogni caso le coordinate termodinamiche che servono per la descrizione di una qualunque sistema sono sempre in numero limitato, sono direttamente misurabili e non implicano ipotesi sulla struttura della materia.

Diremo di conoscere lo stato termodinamico dei un sistema se conosciamo i valori(uniformi in tutto il sistema) delle coordinate macroscopiche che abbiamo scelto per descrivere il sistema stesso. lo stato termodinamico viene detto di equilibrio se tali valori restano costanti nel tempo.

Un sistema si dice in equilibrio termodinamico se, pur potendo eventualmente scambiare energia e materia con l'ambiente i suoi parametri termodinamici non cambiano nel tempo. Affinché in sistema sia in equilibrio termodinamico necessario che siano simultaneamente verificate le condizioni:
- ✓ **Equilibrio meccanico**: la forza esercitata dal sistema è la stessa in tutti i punti del sistema ed è equilibrata dalle forze esterne esercitate dall'ambiente.
- ✓ **Equilibrio termico**: la temperatura del sistema è la stessa in tutti i punti del sistema ed è uguale a quella dell'ambiente.
- ✓ **Equilibrio chimico**: struttura, composizione chimica e massa del sistema non cambiano.

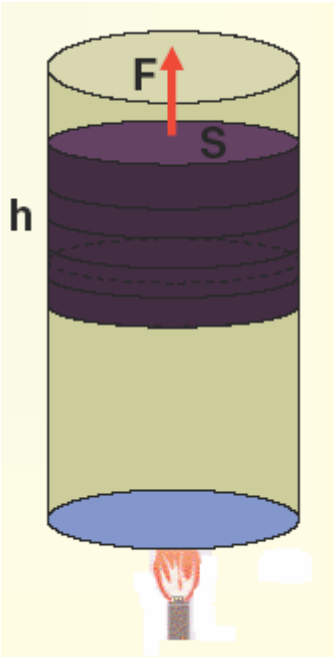
La termodinamica tratta solo stati di equilibrio,in essa non interviene mai la variabile tempo. Per questa ragione taluni studiosi sostengono che la termodinamica avrebbe dovuto essere denominata termostatica.

TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE

Un sistema, interagendo con l'ambiente circostante può evolvere da uno stato di equilibrio ad un latro: diremo in tal caso che il sistema ha compiuto una trasformazione termodinamica. Le trasformazioni termodinamiche sono dunque i processi attraverso cui i sistemi passano da uno stato termodinamico ad un altro.

Consideriamo ad esempio un gas racchiuso in un cilindro chiuso superiormente con un pistone scorrevole a tenuta, con le pareti rigide e termicamente isolate e la cui base sia invece conduttrice di calore.

Supponiamo che il gas nel cilindro si trovi nello stato A caratterizzati dalle coordinate termodinamiche P_1, V_1 T_1.
Appoggiamo poi il cilindro su una fonte di calore. A seguito di uno scambio di calore con l'ambiente esterno supponiamo che il sistema raggiunga lo stato B caratterizzato da P_2, V_2 T_2.
Il sistema ha subito una trasformazione termodinamica in cui il gas è aumentato di volume ed il pistone si è sollevato.



TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE REVERSIBILI ED IRREVERSIBILI

Possiamo ora dare la seguente definizione.

In termodinamica una **trasformazione reversibile** di un sistema termodinamico è una trasformazione che, dopo aver avuto luogo, può essere invertita riportando il sistema nelle condizioni iniziali senza che ciò comporti alcun cambiamento nel sistema stesso e nell'universo. In particolare, è richiesto che non avvenga dissipazione di energia.

Una trasformazione per essere reversibile deve essere **quasistatica**, ovvero deve essere effettuata con delle variazioni infinitesime delle condizioni del sistema in modo che questo possa essere considerato in equilibrio termodinamico in ogni istante.

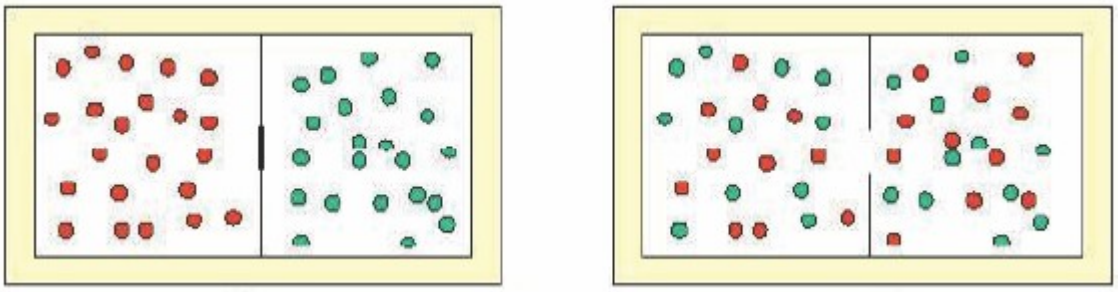
Esempio
Appoggiamo un cilindro su un termostato dotato di manopola tale che ad ogni scatto corrisponda un lieve aumento della temperatura, e tra uno scatto e l'altro attendiamo un tempo sufficientemente lungo in modo che tutta la massa gassosa abbia raggiunto uno stesso valore di pressione e temperatura. Una trasformazione di questo tipo si può considerare reversibile.

Ciò significa che se adesso ruotiamo la manopola in senso contrario e osserviamo tutti gli accorgimenti prima descritti, il gas tornerà nella posizione iniziale.

Osservazione

Quella delle trasformazioni reversibili è una condizione ideale. Nella realtà infatti esse non si realizzano mai, questo perchè si verificano sempre delle perdite di calore, attriti dovuti alle parti meccaniche, ma soprattutto la trasformazione non avviene mai in maniera estremamente lenta. Le trasformazioni non reversibili si dicono irreversibili.

Esempio
Supponiamo di mescolare due gas diversi come in figura



I F

Nello stato iniziale I i due gas occupano due vani di ugual volume separati da una valvola chiusa
Nello stato finale F i due gas si sono mescolati a seguito dell'apertura della valvola.
E' chiaro che non sarà possibile tornare allo stato iniziale I.

Proprio perchè quasi statica, una trasformazione reversibile è irrealizzabile nella pratica, in quanto richiederebbe un tempo infinito per compiersi; essa rappresenta tuttavia un utile modello ideale a cui è possibile approssimare molte trasformazioni reali.

Ciò nonostante considereremo trasformazioni quasi statiche che ci aiuteranno nella comprensione di quanto vedremo in seguito.

TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE FONDAMENTALI

Le trasformazioni termodinamiche più comuni sono le **isoterme** in cui rimane costante la temperatura del sistema, le **isobare** in cui a rimanere costante è la pressione, le **isocore** in cui rimane costante il volume e le **adiabatiche** in cui il sistema non scambia calore con l'ambiente.

RAPPRESENTAZIONE GRAFICA DELLE TRASFORMAZIONI DEI GAS

Abbiamo già visto che il comportamento di n grammomolecole di un gas perfetto è regolato dalla sua equazione di stato pV=nRT. Sappiamo anche che il comportamento dei gas reali non ubbidisce a questa equazione ma che sono state ricavate altre equazioni di stato (ad esempio equazione di Van der Waals) che rappresentano correttamente il loro comportamento entro ampi intervalli di pressione e temperatura. Esse, per un dato valore di n, legano fra loro le tre grandezze p, V e T.

Definizione
Si chiama fluido omogeneo qualsiasi corpo il cui comportamento sia regolato da una equazione di stato, ossia da una relazione che (per un dato valore di n) lega fra loro i valori delle tre grandezze p (pressione), V (volume) e t (temperatura).

Osservazione
E' dunque sufficiente conoscere il valore di due delle tre grandezze per determinare completamente lo stato di termodinamico di un fluido omogeneo. Questo ha due importanti conseguenze: la prima è

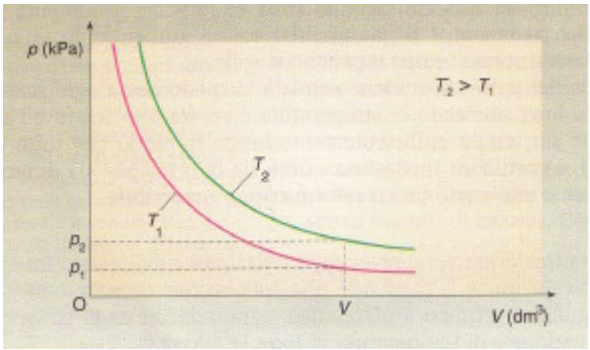
che è sufficiente l'utilizzo di due strumenti di misura per conoscere lo stato termodinamico di un fluido omogeneo e la seconda è che è possibile una rappresentazione grafica in un piano di tutti gli stati termodinamici di un fluido omogeneo.

Solitamente si sceglie di rappresentare lo stato fisico di un fluido omogeneo ed ogni sua trasformazione in un diagramma cartesiano in cui sull'asse delle ascisse riportiamo i valori del volume e su quello delle ordinate i valori della pressione.
Tale rappresentazione è nota come **diagramma (p,V).**

Osservazione: il piano p,V è noto anche come piano di Clapeyron.

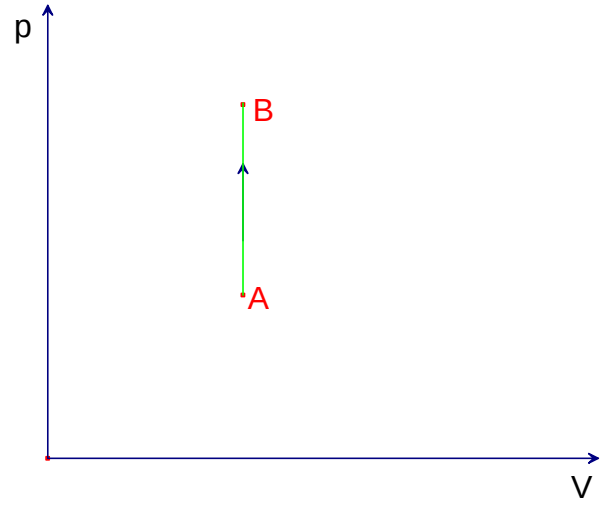
Nel seguito ci riferiamo a sistemi termodinamici costituiti da un solo fluido omogeneo costituito da un gas perfetto.

Rappresentazione delle trasformazioni isoterme
Le trasformazioni isoterme obbediscono alla legge di Boyle: pV=k, per cui la pressione ed il volume del gas risultano essere inversamente proporzionali e quindi nel diagramma (p,V) una tale trasformazione è rappresentata con un ramo di iperbole equilatera.

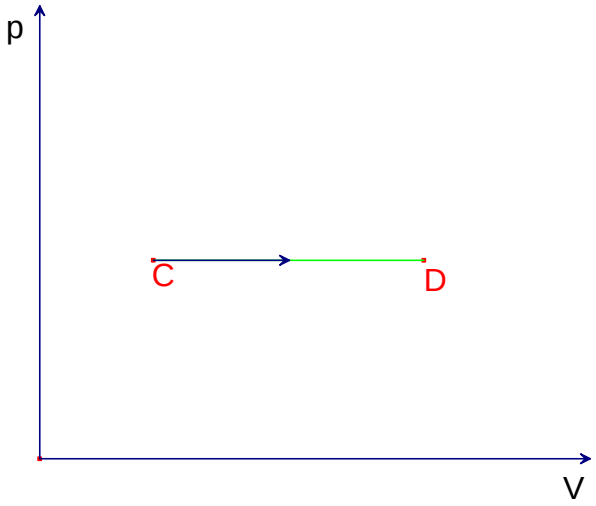


Come si può osservare anche dal grafico,la pressione di un gas ideale diminuisce all'aumentare del volume, ma non si azzera mai completamente. Questo perché per quanto la massa gassosa possa essere contenuta in un recipiente grande, essa continuerà sempre ad esercitare una pressione sulle pareti del recipiente. Allo stesso modo, per quanto si possa aumentare la pressione, il gas diminuirà di volume ma non scomparirà. Gli assi sono quindi gli asintoti della curva. La costante k dipende dalla temperatura.

Rappresentazione delle trasformazioni isocore
In una trasformazione isocora il volume del gas rimane costante, per cui la sua rappresentazione nel piano di C. è data da un segmento verticale.
Se la trasformazione si svolge dal punto A al punto B, aumentano sia la pressione che la temperatura. Viceversa, se la trasformazione si svolge in senso contrario da B ad A, il gas si raffredda e la sua pressione diminuisce.



Rappresentazione delle trasformazioni isobare
In una trasformazione isobara la pressione rimane costante ma variano temperatura e volume. Quindi la rappresentazione nel diagramma (p,V) sarà data da un segmento orizzontale. Se la trasformazione avviene da C a D aumentano sia il volume che la temperatura. Se invece la trasformazione avviene dal punto D al punto C, allora il gas si raffredda ed il suo volume diminuisce.

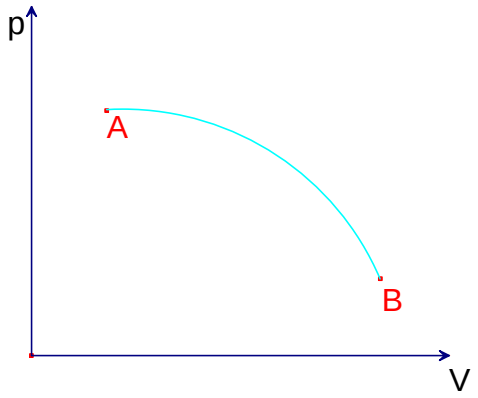


Trasformazioni adiabatiche
si chiama adiabatica una trasformazione dallo stato di equilibrio iniziale A allo stato di equilibrio finale B in cui il sistema non scambia calore con nessun altro corpo

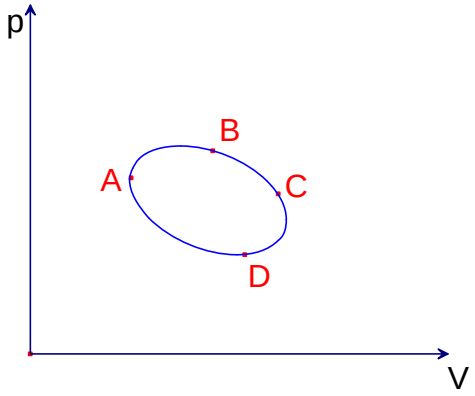
Questo è un caso ideale che non si realizza mai in pratica ma a cui ci si avvicina tanto di più quanto più è piccola la quantità di calore che durante la trasformazione il sistema scambia con l'ambiente.
Durante una trasformazione adiabatica nessuna delle tre grandezze p, V e t si mantiene costante ma esse variano in maniera diversa a seconda dell'equazione di stato del fluido omogeneo considerato. In generale la regole qualitativa è: se il volume aumenta, la pressione e la temperatura diminuiscono, se il volume diminuisce, la pressione e la temperatura aumentano (o tutt'al più restano costanti).

Osservazione

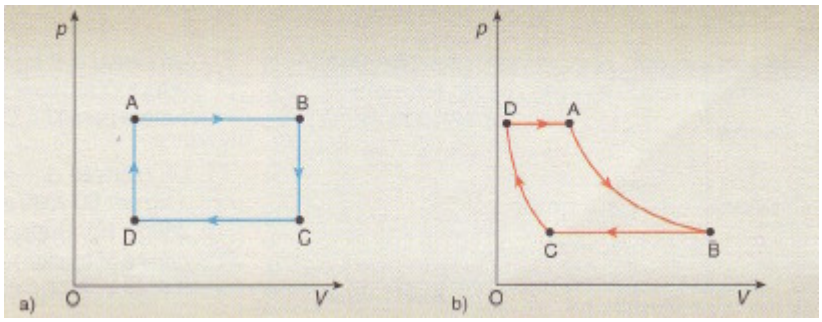
Oltre ai 4 tipi fondamentali di trasformazioni esistono infiniti altri tipo di trasformazioni più complesse. Una qualsiasi curva che congiunga senza interruzioni un punto A ed un punto B del diagramma (p,V) rappresenta una diversa trasformazione termodinamica del sistema.



Le trasformazioni cicliche
Può accadere che durante una trasformazione termodinamica,lo stato del gas ritorni ad assumere le stesse condizioni di partenza. Quando ciò accade la trasformazione si definisce ciclica. Nel diagramma (p,V) una trasformazione ciclica è rappresentata mediante una linea chiusa e si chiama **ciclo**.

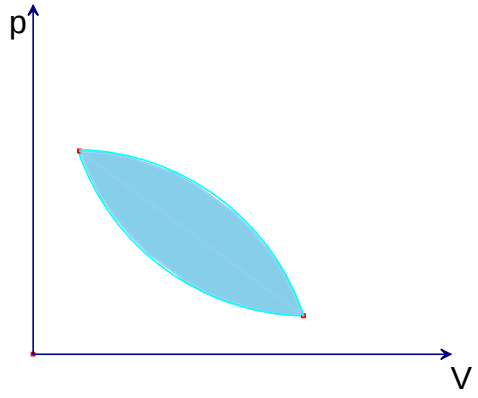


Spesso è utile studiare trasformazioni che sono fatte combinando tra loro due o più dei 4 tipi di trasformazioni fondamentali.



Esempio a:
trasformazione ciclica ottenuta combinando due trasformazioni isobare e due trasformazioni isocore
Esempio b:
trasformazione ciclica ottenuta combinando due trasformazioni isoterme e due trasformazioni isocore

Osservazione:Soltanto le trasformazioni quasistatiche possono essere rappresentate come linee continue in un diagramma pressione-volume. Le trasformazioni reali occupano, nello stesso diagramma, una zona a forma di fuso, di spessore non nullo.



ENERGIA INTERNA DI UN SISTEMA

Abbiamo già visto, affrontando la teoria cinetica dei gas, l'energia interna U di un sistema come l'energia complessiva delle sue costituenti microscopiche.

L'energia interna di un sistema dipende soltanto dalle condizioni in cui si trova e non dalla sua storia passata.

Per esempio l'energia cinetica di un gas dipende solo dalla sua temperatura, mentre il valore dell'energia potenziale globale dipende unicamente dalle posizioni reciproche delle singole molecole. Le molecole si muovono continuamente e urtano le pareti del recipiente, am le distanze medie tra di loro non cambiano se pressione e volume restano invariati. Quindi l'energia di agitazione termica e l'energia potenziale globale restano invariate nel tempo e a ogni stato A, B,… di un sistema termodinamico corrisponde un ben definito valore dell'energia interna.

Definizione. *Le **funzioni di stato** sono grandezze che, come l'energia interna, dipendono soltanto dalle variabili termodinamiche che servono per descrivere lo stato del sistema fisico a cui si riferiscono.*

Per fissare meglio le idee, consideriamo una trasformazione qualunque, in cui un sistema termodinamico passa dallo stato A allo stato B. la conseguente variazione $\Delta U = U(B)-U(A)$ dell'energia interna dipende solo dai due stati A e B indipendentemente dalla particolare trasformazione che ha portato il sistema da A a B.

IL LAVORO DI UN GAS

Consideriamo il sistema termodinamico costituito da un gas perfetto contenuto in un cilindro dotato di un pistone scorrevole. Poniamolo su un termostato regolato in modo tale che la sua temperatura superi quella del gas.
Il gas si espande causando il sollevamento del pistone. In questo caso si dice che il gas ha compiuto un lavoro meccanico. Se adesso togliamo il cilindro dal termostato e lo poniamo su un sostegno isolante, premiamo sul pistone in modo da comprimere il gas,possiamo osservare che il volume del gas diminuisce rispetto a quello iniziale. In questo caso si dice che è stato compiuto un lavoro sul gas.

Analizziamo cosa si è verificato in questo esempio:
il gas assorbe calore
il volume aumenta passando da V1 a V2
la pressione p rimane invariata (p= o atmosferica + p del pistone)

per il principio di Pascal la pressione è perpendicolare ad ogni superficie S. per cui il gas, che si trova alla pressione p esercita una forza F, diretta verso l'alto. In modulo tale forza è data da: $F = pS$ dove S è la superficie del pistone.
Posto che il pistone salga di un tratto h possiamo calcolare il lavoro compiuto dala forza F:

$$L = Fs=pSh$$

Ma il prodotto Sh è il volume del "tratto" di cilindro di altezza h, cioè:

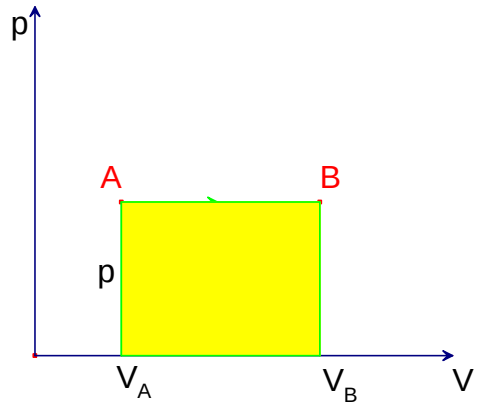
$$L=p(V_2-V_1)=p\Delta V$$

Il lavoro di un gas si calcola moltiplicando la pressione (costante) per la variazione di volume ΔV subita dal gas. Il prodotto Sh corrisponde alla variazione di volume.

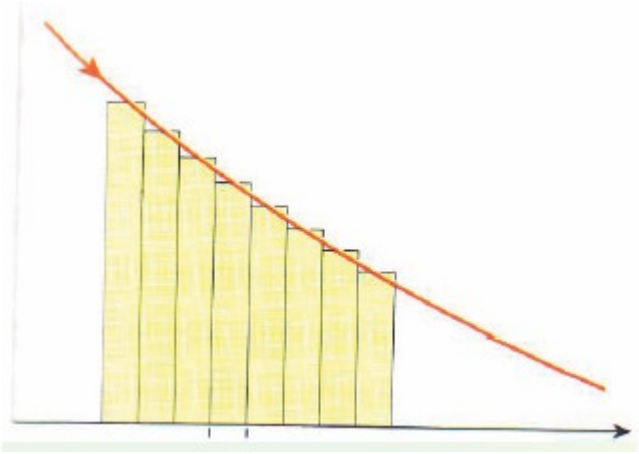
Se il gas si espande allora $\Delta V > 0$: il gas compie lavoro contro l'esterno
Se il gas viene compresso allora $\Delta V < 0$: il gas subisce lavoro dall'ambiente esterno

Osservazione: nell'esempio precedente abbiamo considerato una trasformazione isobara.
Se durante il processo la pressione non si mantiene costante, si può immaginare di suddividere la trasformazione in una serie di trasformazioni infinitesime; in ciascuna di esse la pressione p si può ritenere costante e, se ΔV è la variazione infinitesima di volume, il lavoro ΔL anch'esso infinitesimo, è dato da:
$\Delta L=p\Delta V$
Il lavoro totale L compiuto durante l'intero processo è dato dalla somma di tutti i lavori ΔL.
La relazione $L=pSh=p(V_2-V_1)$ ha una semplice interpretazione grafica sul diagramma (p,V): il lavoro compiuto da un sistema in una trasformazione isobara reversibile da uno stato A ad uno stato

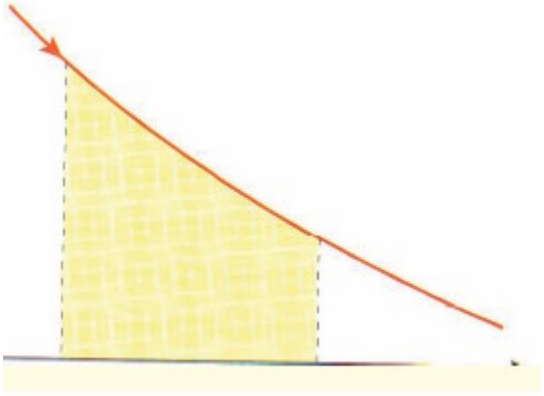
B è uguale all'area del rettangolo, avente per base la variazione di volume $\Delta V = (V_B - V_A)$ e per altezza la pressione p, delimitato dal segmento AB che rappresenta la trasformazione, dall'asse dei volumi e dalle coordinate estreme del segmento.



Per una trasformazione generica (non necessariamente a pressione costante), invece, per quanto abbiamo detto, il lavoro è dato dalla somma delle aree dei rettangoli mostrati in figura: tali rettangoli hanno base ΔV (variazione di volume infinitesima) e altezza data dal valore medio che la pressione assume su ciascun intervallo ΔV.

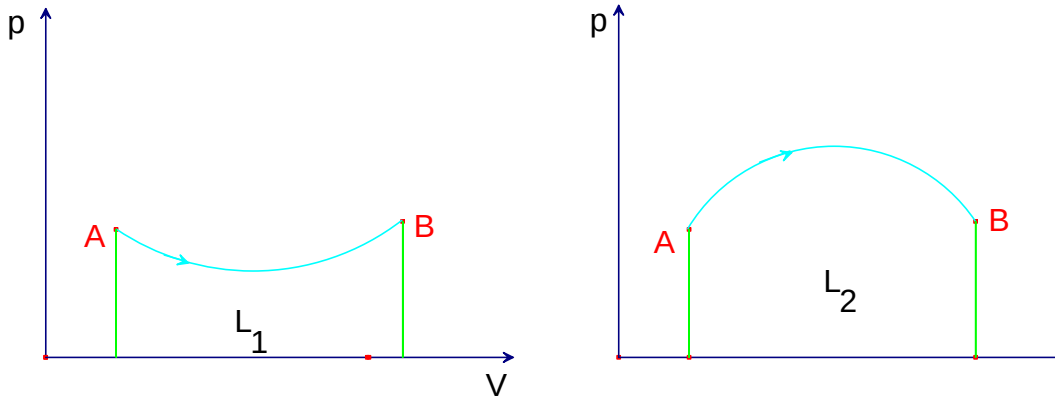


Il procedimento descritto per il calcolo del lavoro nel caso di una trasformazione generica è evidentemente più preciso quanto minore è l'ampiezza ΔV degli intervalli in cui è suddivisa la variazione complessiva del volume. Nel limite in cui ΔV tende a 0, il lavoro diventa l'area colorata in figura



Possiamo a questo punto affermare che: ***il lavoro compiuto da un gas in una trasformazione reversibile è sempre dato dall'area sottesa alla curva che rappresenta la trasformazione nel piano (p,V)*** cioè l'area compresa tra la curva, l'asse dei volumi e le ordinate estreme della curva..

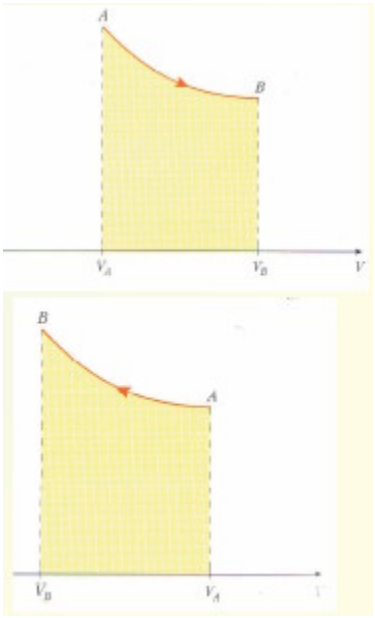
Osservazione: il lavoro dipende non solo dallo stato iniziale e da quello finale, ma anche da quelli intermedi, cioè dalla particolare trasformazione eseguita. Non è quindi una funzione di stato.
Consideriamo infatti due trasformazioni qusistatiche che fanno passare dallo stesso stato iniziale A allo stesso stato finale B (figura sotto). Il lavoro L_1 compiuto nel primo caso è diverso da quello L_2 compiuto nel secondo.



Il lavoro di un gas sull'ambiente è:

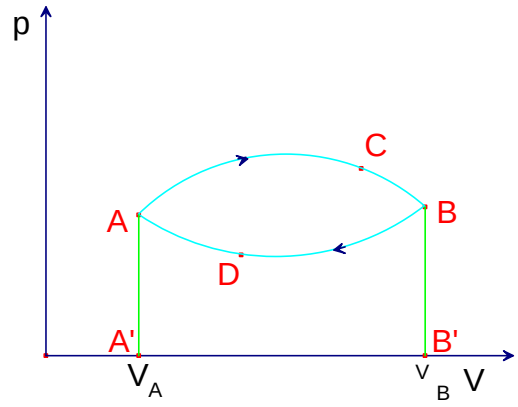
- **sempre positivo** durante un'espansione
- **sempre negativo** durante una compressione (il lavoro è subito dal gas ad opera dell'ambiente esterno)

in maniera equivalente possiamo dire che il lavoro è positivo quando la curva che rappresenta la trasformazione nel diagramma (p,V) è percorsa da sinistra verso destra e negativo quando è percorsa da destra verso sinistra.



Nel caso di trasformazioni cicliche, cioè nel caso in cui lo stato finale coincida con quello iniziale, il lavoro durante il ciclo è rappresentato nel diagramma (p,V) dall'area compresa dentro la curva.
Infatti se A e B sono gli stati del ciclo corrispondenti rispettivamente al volume minimo V_A e al volume massimo V_B, il lavoro lungo la trasformazione ACB è positivo ed è dato dall'area ACBB'A'; analogamente il lavoro da B ad A attraverso D è negativo ed è dato dall'area BDAA'B'.
Il lavoro totale è quindi rappresentato dalla somma algebrica dei due lavori ed è effettivamente dato dall'area delimitata dal ciclo ACBDA. Tale lavoro è:

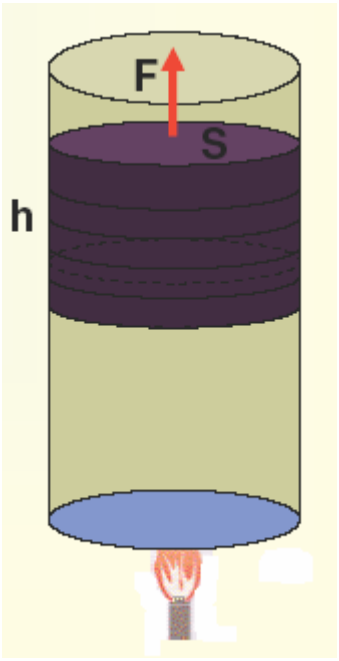
- **positivo**, se il verso di percorrenza è quello orario
- **negativo**, se il verso di percorrenza è quello antiorario



PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Durante l'espansione a pressione costante il sistema "gas perfetto contenuto in un cilindro con pistone" è passato dallo stato A (volume minore) allo stato B (volume maggiore, uguale pressione).
L'energia interna è variata da U_A ad U_B, ovvero $\Delta U = U_B - U_A$

il sistema:
ha guadagnato energia perché ha assorbito una quantità positiva di calore Q dall'ambiente (fornello)
ha perso energia perché ha compiuto un lavoro L positivo spingendo verso l'alto il pistone.



Poiché l'energia si conserva la variazione di energia interna deve essere uguale al calore assorbito (energia in ingresso) meno il lavoro compiuto dal sistema (energia in uscita):

$$\Delta U = Q - L$$

Questa espressione della conservazione dell'energia, ricavata per via sperimentale per la prima volta nel diciannovesimo secolo, si chiama **PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA**.
E' una delle leggi più importanti della fisica, perché ha un ambito di validità universale: si applica infatti a tutti i sistemi e non solo al gas perfetto. Inoltre non si applica solo al fenomeno di espansione ma a tutte le trasformazioni termodinamiche, purchè si tenga conto del segno delle grandezze Q e L.

	Q	**L**
Positivo	Il sistema acquista energia dall'esterno mediante uno scambio di calore	Il sistema esegue un lavoro positivo (durante un'espansione) e cede energia
Negativo	Il sistema cede energia all'esterno mediante uno scambio di calore	Il sistema esegue un lavoro negativo (durante una compressione) e acquista energia

L'enunciato del primo principio della termodinamica sottolinea ancora una volta che il calore è, come il lavoro, energia in transito. Ciò che si accumula o si spende nei sistemi fisici è l'energia interna.

Osservazione

Per facilitare la comprensione dei concetti di energia interna, calore e lavoro e della loro relazione citiamo l'analogia proposta da Herbert Callen nel suo libro *Thermodinamics*, che chiamiamo "la metafora del lago", .

Un uomo possiede un piccolo lago, che ha un immissario (corrente di acqua che entra) e un emissario (corrente di acqua che esce). Il lago riceve anche acqua in modo saltuario dalla pioggia e ne perde per evaporazione (pioggia negativa).
Il lago è il sistema

l'acqua nel lago è l'energia interna

l'acqua trasferita dalla corrente dell'immissario e dell'emissario è lavoro

l'acqua trasferita come pioggia o per evaporazione è calore

Si può notare come nessuna osservazione del lago, ad un dato istante, possa indicare quanta della sua acqua sia entrata per mezzo della corrente e quanta per mezzo della pioggia. Il termine pioggia indica semplicemente un modo per trasferire acqua.

Supponiamo che il proprietario del lago voglia misurare la quantità di acqua nel lago. Ha a disposizione dei flussometri che gli consentono di misurare la quantità di acqua che entra ed esce tramite la corrente, ma non possiede un pluviometro. Può però coprire il lago con un telo e renderlo quindi impermeabile alla pioggia o all'evaporazione (pareti adiabatiche).

L'uomo dispone un palo verticale nel lago, inserisce i flussometri e copre il lago con il telo. Regolando la corrente in entrata e quella in uscita, può variare a piacere il livello del lago e, utilizzando i flussometri, può tarare la scala del palo in modo da poter misurare i livelli. Lavorando quindi sul sistema racchiuso in pareti adiabatiche egli può misurare, per ogni stato del lago, il suo contenuto di acqua.

A questo punto l'uomo toglie il telo per permettere alla pioggia di entrare e si propone di misurare quanta acqua entra nel lago in un dato giorno. Per questo procede nel modo seguente: misura la variazione del contenuto di acqua del lago leggendo il livello sul bastone verticale e da questa toglie la quantità di acqua totale entrata tramite la corrente. Questa differenza rappresenta la misura della quantità di pioggia.

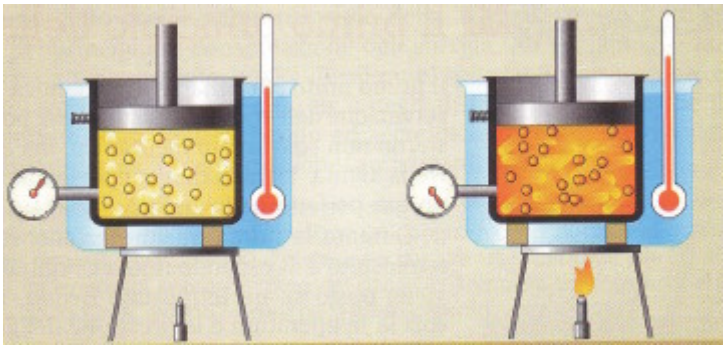
Tradotto da *Thermodinamics* Herbert Callen, cap.1, pag. 19, J. Wiley & sons, New York, 1960.

La metafora del lago mette in evidenza, in particolare, come una volta che a un sistema è stata trasferita energia come calore, o come lavoro, questa diventa energia interna del sistema e non rimane traccia del modo in cui è stata trasferita.

APPLICAZIONI DEL PRIMO PRINCIPIO

Facendo sempre riferimento al sistema semplice del gas perfetto esaminiamo alcune trasformazioni che il gas può subire.

Trasformazioni isocore (a volume costante)
Cambiamo lentamente la temperatura del gas a volume costante. Per ottenere questo effetto blocchiamo il pistone al cilindro.



In questa trasformazione L=0 perché il volume rimane costante. Quindi, per il primo principio della termodinamica :

$$\Delta U = Q$$

Cioè tutto il calore fornito al gas va ad aumentare la sua energia interna.

Trasformazioni isobare (a pressione costante)

Cambiamo lentamente la temperatura del gas a pressione costante. A questo scopo manteniamo gli stessi pesetti sul pistone

Il lavoro compiuto durante una trasformazione di questo tipo è L=pCV. Il primo principio della termodinamica diventa:

$$\Delta U + p\Delta V = Q$$

Il calore assorbito durante una trasformazione isobara serve in parte per aumentare la temperatura del sistema (aumenta U) e in parte a compiere lavoro.

Trasformazioni isoterme (a temperatura costante)

Manteniamo costante la temperatura del gas immergendo il cilindro in una vasca che contiene un liquido alla temperatura voluta. Se la vasca è sufficientemente grande il liquido praticamente non cambia temperatura quando scambia calore con il gas. Per variare lentamente il volume del gas utilizziamo sopra il pistone, al posto dei pesetti, una certa quantità di sabbia da diminuire poco per volta.

Durante una trasformazione isoterma T è costante e quindi anche U non cambia. Perciò si ha $\Delta U=0$.

Il primo principio della termodinamica allora assume la forma:

$$0 = Q - L \quad \rightarrow \quad Q = L \qquad (1)$$

In una trasformazione isoterma del gas perfetto il calore assorbito è uguale al lavoro compiuto.

Come sempre il lavoro L è uguale all'area racchiusa tra l'iperbole (che abbiamo già visto rappresenta nel diagramma (p,V) una trasformazione isoterma), l'asse delle ascisse e le rette verticali determinate dai volumi V_A e V_B (iniziale e finale). Nel caso che stiamo trattando cioè una trasformazione isoterma alla temperatura T, che fa passare n moli di gas dal volume iniziale al volume finale, il calcolo integrale mostra che questa area vale

$$L = Q = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

Trasformazioni adiabatiche (senza scambio di energia con l'esterno)

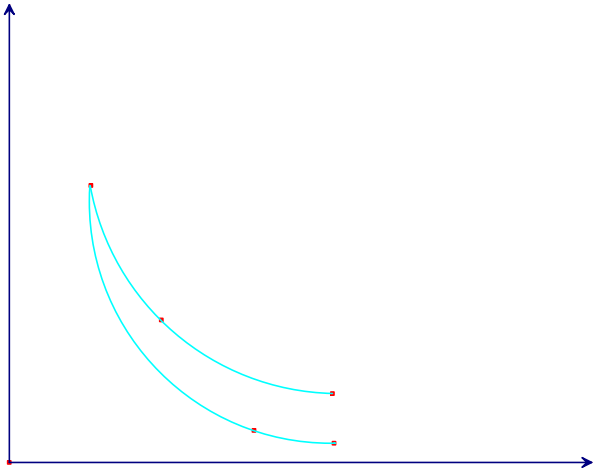
Pensiamo di inserire il cilindro in un thermos, che è un ottimo isolante termico in modo che il calore non possa entrare o uscire. Lasciamo variare lentamente il volume del gas utilizzando sopra il pistone, al posto dei pesetti, una certa quantità di sabbia da diminuire poco per volta.

In queste trasformazioni non c'è scambio di energia e quindi $Q = 0$.

Applicando il primo principio della termodinamica ad una trasformazione adiabatica di un gas si ha quindi

$$\Delta U = -L$$

Nel caso sopra esposto si tratta di un'espansione L>0, quindi la variazione di energia interna ΔU è negativa. Ma l'energia interna è proporzionale alla temperatura assoluta T e quindi questa diminuisce durante la trasformazione.
Pertanto nel diagramma p,V il grafico sarà più pendente di quello di un'isoterma.



Questo è ciò che accade quando facciamo uscire velocemente il contenuto di una bomboletta spray: il gas si espande in modo adiabatico perché non ha il tempo di assorbire calore dall'esterno, e si raffredda.

Per comprimere adiabaticamente il gas aumentiamo la pressione aggiungendo sabbia sul pistone. Una forza esterna spinge il pistone verso il basso e compie lavoro positivo. Invece la forza del gas, che preme verso l'alto, è diretta in senso contrario allo spostamento del pistone. Il gas compie un lavoro negativo (L<0) quindi ΔU è positivo. Dunque il gas si riscalda.
Una compressione adiabatica si ha quando gonfiamo la ruota di una bicicletta con una pompa a mano: infatti, la compressione dell'aria contenuta nella pompa è talmente rapida che il gas non riesce a cedere calore all'esterno.

Trasformazioni cicliche
Una trasformazione ciclica quasistatica può essere realizzata in infiniti modi, purchè abbia la forma di una curva chiusa nel diagramma (p,V).
Alla fine di un ciclo il sistema ritorna allo stato di partenza A. visto che U è una funzione di stato, l'energia del sistema alla fine del ciclo è uguale a quella che aveva all'inizio, per cui si ha $\Delta U = 0$. così il primo principio diventa:

$$Q = L \qquad (2)$$

Al termine di una trasformazione ciclica il calore assorbito è uguale al lavoro totale compiuto.
Questa espressione della conservazione dell'energia vale anche per una trasformazione reale non quasistatica. Nel piano p,V però una trasformazione reale ciclica non è rappresentabile con una linea chiusa.

Osservazione: la formula appena ricavata è analoga a quella che abbiamo ricavato per una trasformazione isoterma di un gas perfetto. Occorre però precisare alcune differenze:

- la (1) valsolo per trasformazioni isoterme di un gas perfetto, non di un fluido omogeneo qualunque, mentre la (2) vale in tutti i casi.
- la (1) è vera tra due punti qualsiasi dell'isoterma di un gas perfetto, mentre la (2) vale solo alla conclusione di una trasformazione ciclica reale.

CALORI SPECIFICI DI UN GAS PERFETTO

Abbiamo già introdotto il concetto di calore specifico c di una sostanza.

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

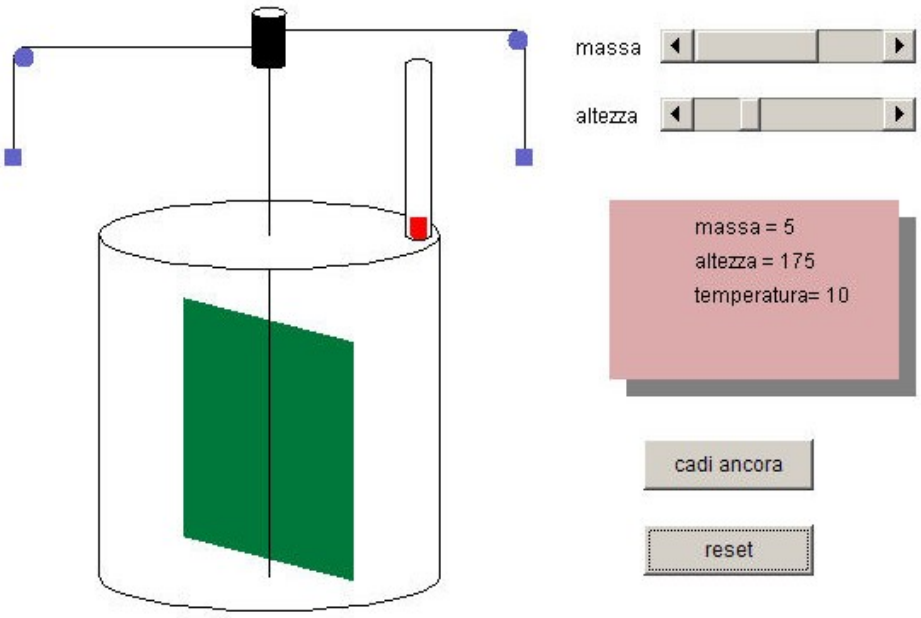
Abbiamo anche già accennato al fatto che per i gas l'aumento di temperatura dovuto ad uno scambio di calore Q dipende dalla modalità con cui avviene il riscaldamento e che quindi si dovrebbe parlare di calori specifici diversi a seconda del tipo di trasformazione.
Introduciamo quindi ora il calore specifico a volume e a pressione costante definiti come segue:

$$c_v = \left(\frac{Q}{m\Delta T}\right)_{isocora} \qquad c_p = \left(\frac{Q}{m\Delta T}\right)_{isobara}$$

Dove i pedici isocòra e isòbara indicano la trasformazione che si utilizza per ottenere il riscaldamento.
Abbiamo anche appena visto che in una trasformazione isocòra tutto il calore assorbito serve ad aumentare la temperatura del gas, mentre in una trasformazione isòbara parte del calore serve a compiere lavoro ($\Delta U + p\Delta V = Q$) e quindi a parità di Q si ha aumento di temperatura minore di quello dell'isocòra.
Pertanto il calore specifico a pressione costante di un gas è sempre maggiore del suo calore specifico a volume costante.

Laboratorio virtuale:l'esperienza di Joule

http://ww2.unime.it/weblab/ita/kim/joule/joule2_ita.htm



"Come usare questa applet

- *viene mostrato schematicamente il funzionamento del dispositivo di Joule, altrimento noto come "esperimento di Joule" o "mulinello a palette", col quale è stato possibile calcolare per la prima volta l'equivalente meccanico della caloria da parte di James Joule Prescott;*
- *per eseguire l'esperienza come prima cosa è necessario impostare, tramite gli appositi cursori a slitta, la massa e l'altezza dei due oggetti sospesi;*
- *premendo poi il tasto "caduta", gli oggetti sospesi si libereranno e si permetterà loro di cadere sotto l'azione della forza di gravità;*
- *a seconda della massa e dell'altezza impostate, a fine caduta il termometro segnerà una determinata temperatura, maggiore di quella iniziale;*
- *per far cadere di nuovo le masse è sufficiente premere sul pulsante "cadi ancora";*
- *per reimpostare il tutto alle condizioni iniziali occorre premere sul pulsante "reset";*

Concetti matematici e fisici richiesti

- *primo principio della termodinamica;*
- *equivalente meccanico del calore;*
- *principio di conservazione dell'energia;*

Esercizi proposti

- *Come avrete certamente notato, tutte le grandezze mostrate sono espresse in unità arbitrarie. Sulla base di cosa, secondo voi, è stato possibile farlo?*
- *Se provate a variare singolarmente la sola massa o la sola altezza, noterete che esiste una proporzionalità differente per queste due grandezze nei confronti della temperatura raggiunta; stabilite innanzitutto quale delle due grandezze fisiche è maggiormente influente e, poi, cercate di stabilire la relazione che le lega alla variazione di temperatura subita.*
- *In questa simulazione, si suppone che il contenitore ove sono immerse le palette sia stato preventivamente riempito con del fluido. Quale importanza ha, secondo voi, il fluido (inteso dal punto di vista delle sue caratteristiche fisiche) nel raggiungimento dell'innalzamento di temperatura? Se lo si togliesse completamente dal contenitore, l'esperienza potrebbe essere ancora verificata? Perchè? "*

BIBLIOGRAFIA

E.Amaldi-G.Amaldi-U.Amaldi : “La fisica per i licei scientifici” Volume 2 Zanichelli 1984
Ugo Amaldi: “FISICA Per temi” Zanichelli 1995.
Ugo Amaldi “La fisica di Amaldi” Volume 2 Zanichelli 2007
A. Caforio A.Ferilli “PHYSICA” Volume 2 Le Monnier 1980
A. Caforio A. Ferilli “FISICA 2” Le Monnier
A. Caforio A. Ferilli “Compendio di Fisica Sperimentale” Le Monnier 1997
Paul A. Tipler “Fisica 1” Zanichelli 1988
Daniele Sette “Lezioni di Fisica” Volume II . Libreria eredi Virgilio Veschi Roma 1987

Sitografia
http://www.iapht.unito.it/tidf/LEGGE1.htm (laboratorio virtuale sulle leggi dei gas perfetti)
http://www.liceodavincitv.it/didatt/calor/Index.htm

This document was created with Win2PDF available at http://www.win2pdf.com.
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.
This page will not be added after purchasing Win2PDF.