

Riepilogo delle grandezze fisiche (SI) incontrate finora...



Lunghezza (m)



Tempo (s)

Velocità (m/s)



Accelerazione (m/s²)



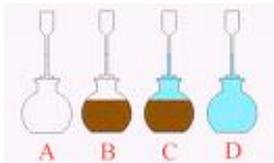
Massa (kg)



Forza (N=kg m/s²)



Densità (kg/m³)



Pressione (Pa=N/m²)



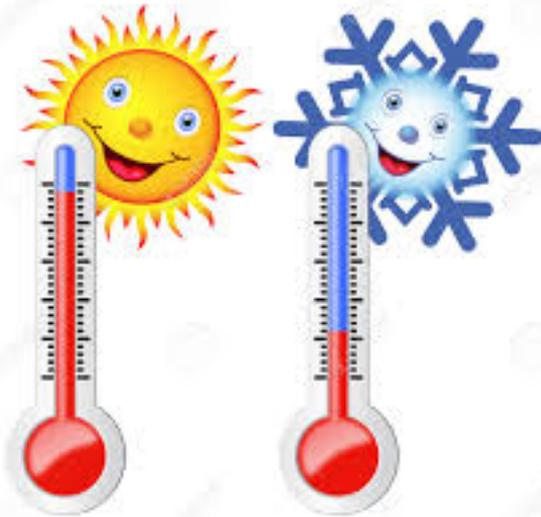
Lavoro (J=Nm)



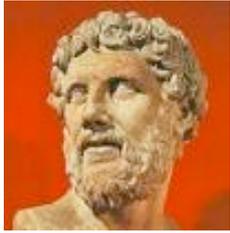
Energia (J)



Temperatura



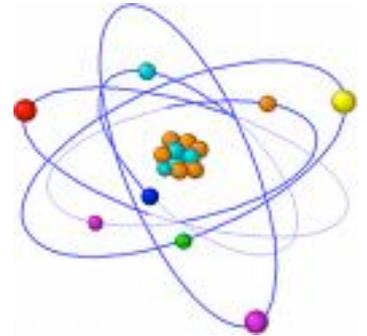
Teoria Atomica della Materia



Democrito
(460-380 a.C.)

L'idea che la materia sia composta da atomi risale all'antica Grecia. In particolare, il filosofo **Democrito** fu uno dei primi a sviluppare il ragionamento secondo cui tagliando a pezzetti sempre più piccoli una sostanza pura (ad esempio un blocco di ferro) alla fine si otterrebbero dei frammenti così piccoli da risultare indivisibili, da cui il nome **atomi** (che significa appunto "indivisibili").

A partire dal secolo XVIII l'esistenza degli atomi è stata corroborata per via sperimentale soprattutto per mezzo dell'analisi di reazioni chimiche, ma solo a partire dal XX secolo la teoria atomica non è stata più messa in discussione. Oggi però sappiamo che **l'atomo non è indivisibile** ma è a sua volta composto da un nucleo (formato da protoni e neutroni, detti 'nucleoni') circondato da nubi concentriche di elettroni.



In seguito si userà spesso il concetto di massa relativa degli atomi e delle molecole, ovvero – rispettivamente – di **massa atomica** e **massa molecolare** (a volte denominate peso atomico e peso molecolare). Queste grandezze fisiche sono ricavate confrontandole con il **carbonio** ^{12}C , a cui (nel Sistema Internazionale) è stato arbitrariamente assegnato il valore di 12 **unità di massa atomica unificate** (u). In kilogrammi si avrà: $1\text{u} = 1.6605 \cdot 10^{-27} \text{kg}$

In queste unità la massa atomica dell'idrogeno (l'elemento chimico più semplice, composto da un solo protone e da un solo elettrone) è di circa 1.0079 u, quella dell'elio 4.0026 u e così via per tutti gli altri elementi della **tavola periodica** (in buona approssimazione la massa atomica corrisponde all'incirca al numero di nucleoni presenti nel nucleo dei vari atomi), mentre la massa molecolare di un **composto** sarà data dalla somma delle masse atomiche degli elementi chimici che formano le molecole del composto.

Tavola Periodica degli Elementi

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																						
1 H Idrogeno 1.00794	Atomic # Simbolo Name Atomic Weight	C Solidi					Metalloids		Nonmetalli									2 He Elio 4.002602																																																					
3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182	Hg Liquidi						Metallo											10 Ne Neon 20.1797																																																				
11 Na Sodio 22.98976...	12 Mg Magnesio 24.3050	H Gas						Lantanidi	Metalli del blocco d	Post-transition metals								18 Ar Argon 39.948																																																					
		Rf Sconosciuto				Metalli alcalini	Metalli alcalino terrosi											36 Kr Krypton 83.798																																																					
19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955912	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933195	28 Ni Nichel 58.6934	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.38	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsenico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Krypton 83.798	37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.96	43 Tc Tecnezio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Palladio 106.42	47 Ag Argento 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Stagno 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90447	54 Xe Xeno 131.293	55 Cs Cesio 132.9054...	56 Ba Bario 137.327	57-71	72 Hf Afrnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.94788	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Indio 192.217	78 Pt Piatino 195.084	79 Au Oro 196.966569	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98040	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radon (222)	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103	104 Rf Rutherfordio (267)	105 Db Dubnio (268)	106 Sg Seaborgio (271)	107 Bh Bohrio (272)	108 Hs Hassio (270)	109 Mt Meitnerio (276)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (280)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (293)	117 Uus Ununseptio (294)	118 Uuo Ununoctio (294)

Per gli elementi senza isotopi stabili, le masse atomiche indicate sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Tavola Periodica Design and Interface Copyright © 1997 Michael Dayah. <http://www.ptable.com/> Last updated March 26, 2009

57 La Lantanio 138.90547	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.907652	60 Nd Neodimio 144.242	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolmio 157.25	65 Tb Terbio 158.92535	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Olimio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tullio 168.93421	70 Yb Itterbio 173.054	71 Lu Lutezio 174.9668
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232.03806	91 Pa Protoattinio 231.03588	92 U Uranio 238.02891	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawenzio (262)

Ricerca

or Name

Ptable
.com

Teoria Atomica della Materia

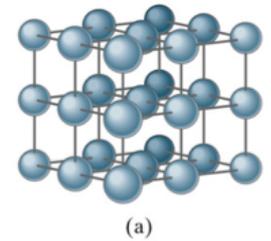
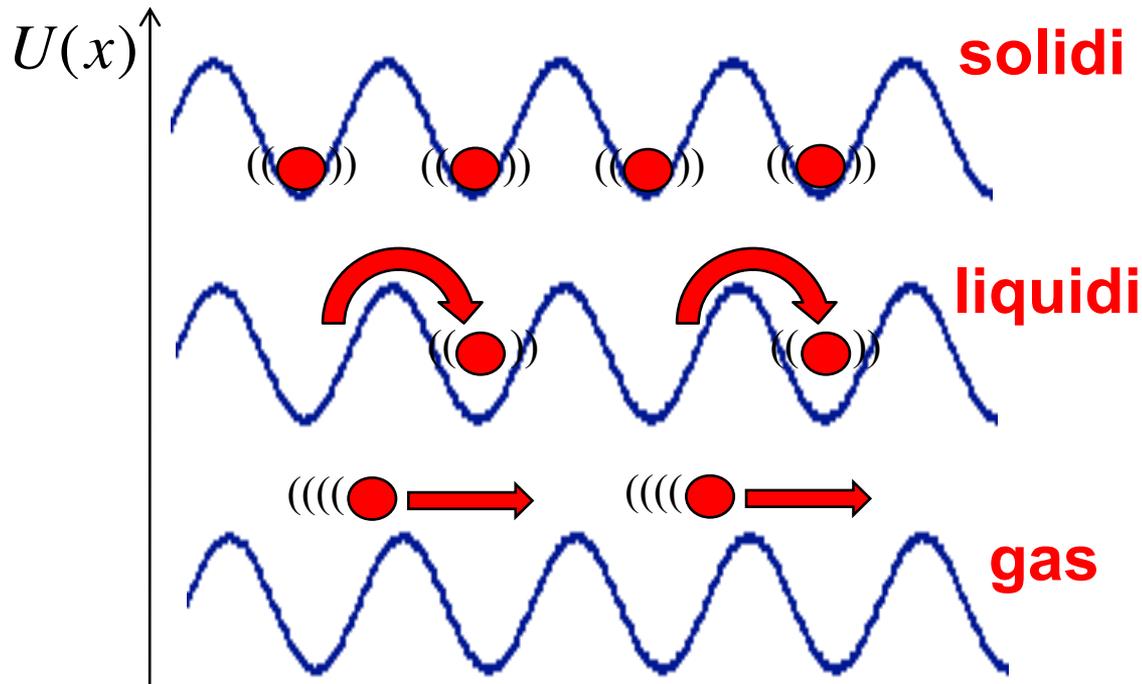
Una delle prove sperimentali più evidenti dell'esistenza degli atomi è il cosiddetto **moto Browniano**, scoperto dal botanico britannico **Robert Brown** nel 1827 mentre osservava al microscopio il moto di granelli di polline in sospensione nell'acqua i quali, anche se quest'ultima era apparentemente immobile, si muovevano lungo dei cammini tortuosi. La spiegazione della **teoria atomica** è che i grani siano urtati dalle molecole d'acqua in rapido movimento: da qui si dedusse che **gli atomi (o le molecole) di qualunque sostanza devono sempre essere in movimento o in vibrazione**, cosa che avevamo già anticipato parlando degli stati della materia (nel 1905, studiando il moto browniano da un punto di vista teorico, **Albert Einstein** riuscì anche a calcolare la **dimensione** degli atomi, il cui diametro tipico è stato valutato in circa 10^{-10} m).



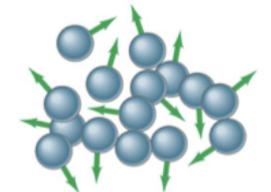
Moto Browniano



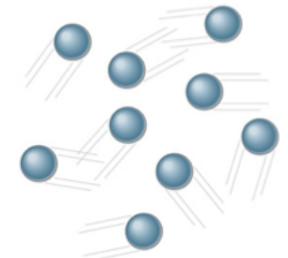
Robert Brown
(1773-1858)



(a)



(b)



La Temperatura

Nel contesto della **teoria atomica** appena riepilogato diventa immediato fornire una interpretazione microscopica di una delle grandezze fisiche più importanti, **la Temperatura**. In fisica, come nella vita di tutti i giorni, la temperatura è considerata come la misura di quanto un oggetto è freddo o caldo: infatti diciamo che un oggetto è **caldo** se ha un'alta temperatura, mentre è **freddo** se ha una bassa temperatura (e viceversa).

Ebbene, la teoria atomica ci permette di affermare che la temperatura è una **proprietà emergente** legata alla **vibrazione** o al **movimento** dei miliardi di atomi e di molecole di cui sono costituite le sostanze solide, liquide o gassose. Questo significa **che i singoli atomi non sono caldi o freddi**, ma si limitano a muoversi o vibrare ad una certa velocità: maggiore è questa velocità, maggiore sarà la temperatura misurata come **effetto collettivo** emergente dal moto atomico.

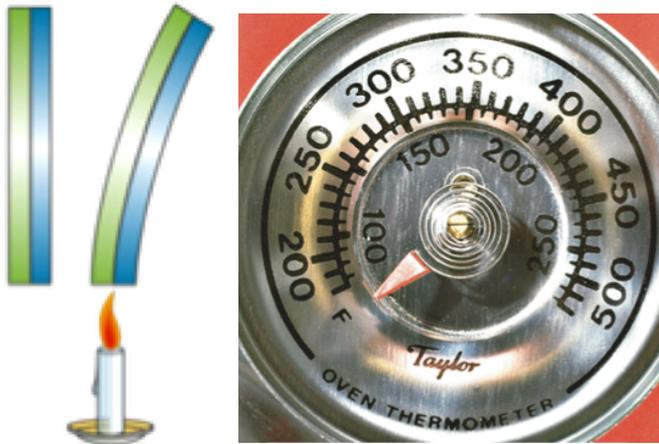
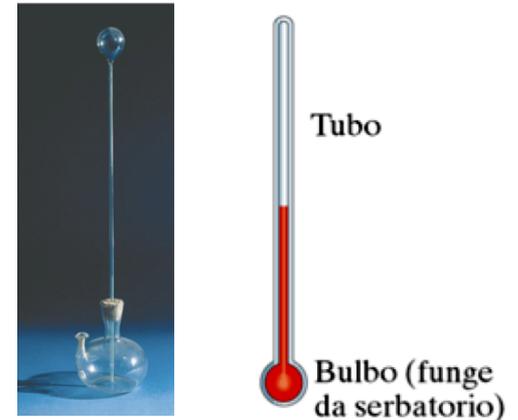


Non c'è da sorprendersi, dunque, che molte delle proprietà della materia cambino al variare della temperatura. Ad esempio, la maggior parte dei materiali si **espande** se viene riscaldata: una barra di ferro è più lunga quando è calda che non quando è fredda, così come le strade o i marciapiedi si espandono o si contraggono al cambiare della temperatura (questo spiega perchè vengano installati spaziatori comprimibili o giunti espandibili a intervalli regolari lungo le strade o i binari della ferrovia). Anche la **resistenza elettrica** di un materiale (che studieremo più avanti), o il **colore** della luce irradiata da oggetti molto caldi, variano con la temperatura (ad es., il filo di tungsteno incandescente di una lampadina emetterà una luce bianca, etc.). La **temperatura del sole** e delle altre stelle può essere misurata proprio dal colore della luce che emettono.

Temperatura e Termometri

Gli strumenti che misurano la temperatura sono detti **termometri**: essi sono di molti tipi diversi ma il loro principio di funzionamento si basa sempre su una o l'altra delle proprietà della materia che abbiamo appena visto.

I termometri più comuni si basano sull'espansione di un materiale con la temperatura: già **Galileo** nel XVII secolo aveva avuto l'idea di sfruttare l'espansione dei fluidi per costruire i primi **prototipi di termometro**, idea ereditata dai moderni termometri di uso comune che sfruttano appunto la **dilatazione di liquidi** all'interno di opportuni contenitori di vetro, di solito bulbi collegati a tubi sottili, misurando il livello del liquido nel tubo.



Anche l'**espansione dei metalli** è utile per misurare la temperatura: la variazione di lunghezza di un'asta metallica con la temperatura è però di solito troppo piccola per poter essere apprezzata, quindi si preferisce sfruttare la flessione di lamine costituite da due metalli diversi (**lamine bimetalliche**) con diversi coefficienti di espansione. Spesso tali lamine sono a forma di spirale con un'estremità vincolata e un'altra collegata ad un ago (molto usate nei termostati per forni o caldaie).

Termometri molto precisi, infine, possono essere costruiti basandosi sulle **proprietà elettriche della materia**, di cui ci occuperemo più avanti (termometri a resistenza, termocoppie o termistori, tutti dotati quasi sempre di lettura digitale)

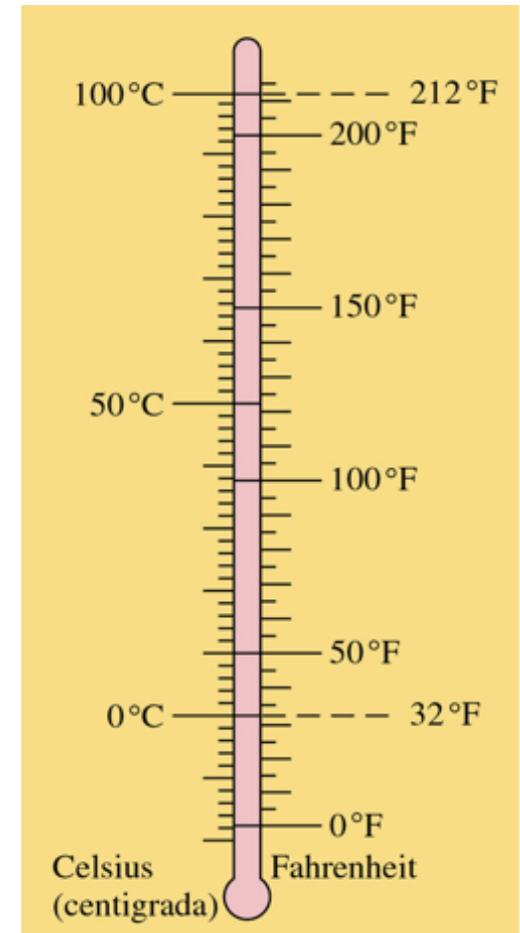
Scale di Temperatura

Ovviamente per misurare quantitativamente la temperatura con un termometro occorre definire una **scala numerica** appropriata. La scala più comunemente usata oggi è la scala **Celsius**, detta anche scala centigrada, anche se nei paesi anglofoni è utilizzata più spesso la scala **Fahrenheit**. In ambito scientifico invece si preferisce la scala assoluta, o **Kelvin**, che è poi quella ufficialmente adottata dal Sistema Internazionale (ma che introdurremo più avanti).

Con un comune **termometro a mercurio** (vedi figura) una scala di temperatura viene definita assegnando valori arbitrari a due temperature (corrispondenti a due posizioni del liquido) facilmente riproducibili, di solito i punti di **congelamento** e di **ebollizione** dell'acqua, e dividendo poi la distanza che li separa in intervallini regolari, detti “**gradi**”. La scala **Celsius** assegna 0°C (che si legge “zero gradi Celsius”) al punto di congelamento (solidificazione) e 100°C al punto di ebollizione e poi divide la distanza in 100 intervalli uguali (da cui il suo nome alternativo di “scala centigrada”), mentre la **Fahrenheit** assegna loro, rispettivamente, 32°F e 212°F e divide la distanza in 180 intervalli uguali. Dunque 0°C=32°F e un cambiamento di 5°C corrisponde a un cambiamento di 9°F.

La dimensione degli intervalli (dei gradi) differisce dunque nelle due scale ma è facile **passare dall'una all'altra** considerando che $1^{\circ}\text{F} = \frac{5}{9}^{\circ}\text{C}$ e che quindi si avrà:

$$T(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9}[T(^{\circ}\text{F}) - 32] \quad e \quad T(^{\circ}\text{F}) = \frac{9}{5}T(^{\circ}\text{C}) + 32$$



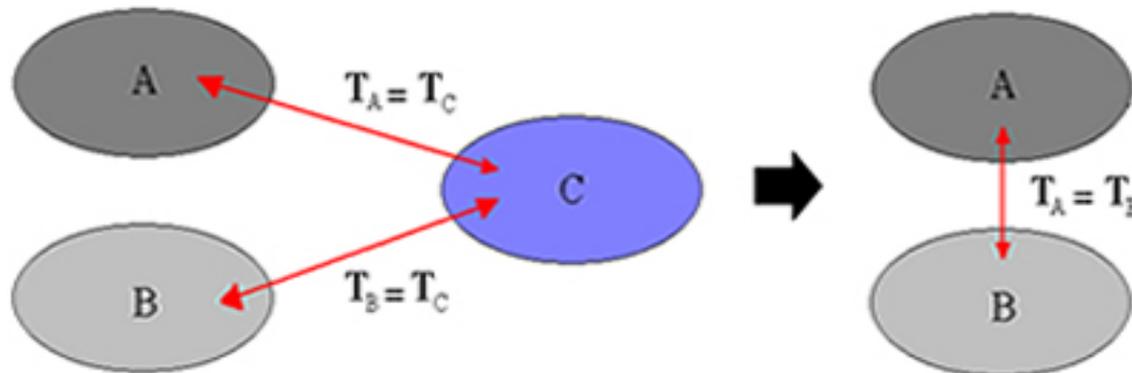
Equilibrio Termico

La possibilità di misurare la temperatura di un oggetto con un termometro (ad esempio quando ci misuriamo la febbre) è legata all'evidenza sperimentale che, quando due corpi a diverse temperature vengono posti a contatto, essi raggiungeranno dopo un po' di tempo la stessa temperatura: quando ciò avviene diciamo che i due corpi hanno raggiunto **l'equilibrio termico**.



Dunque *due oggetti si definiscono in equilibrio termico se, quando sono posti a contatto, le loro temperature sono uguali tra loro e non cambiano nel tempo.*

Sperimentalmente, si trova anche che *se due sistemi sono in equilibrio termico con un terzo sistema, allora essi sono anche in equilibrio termico l'uno con l'altro*. Questo postulato è detto anche “**principio zero della termodinamica**” e fu aggiunto agli altri principi della termodinamica (che incontreremo più avanti) solo in un secondo momento, quando ci si rese conto che esso ne precedeva logicamente la formulazione e comunque non poteva essere derivato dagli altri principi.



Dilatazione Termica Lineare

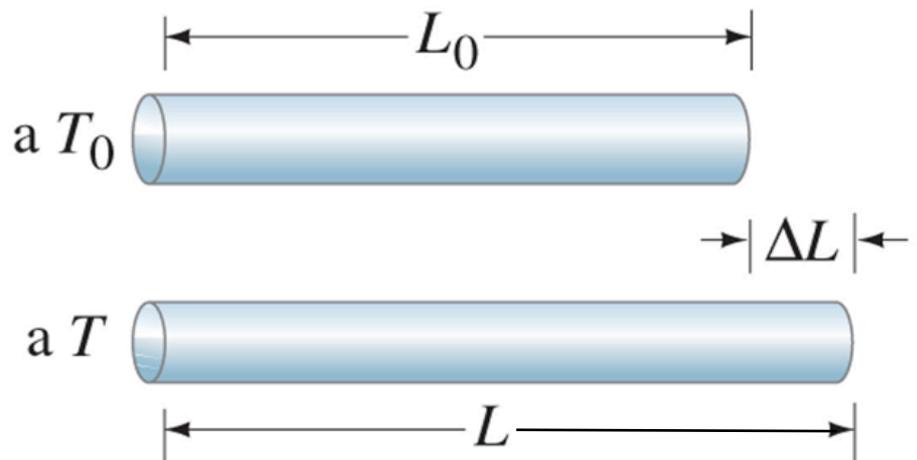
Abbiamo già detto che la maggior parte dei materiali si **espandono** quando vengono riscaldati e si **contraggono** quando vengono raffreddati, ovviamente in maniera diversa a seconda del tipo di materiale. Nel caso di materiali solidi è possibile trovare un'espressione che descrive tale comportamento per oggetti in cui una delle tre dimensioni spaziali è molto maggiore delle altre due: in tali condizioni si parla di **dilatazione termica lineare**.

Consideriamo ad esempio una sottile **asta di ferro** di lunghezza L_0 che si trovi alla temperatura T_0 , e riscaldiamola portandola alla nuova temperatura $T=T_0+\Delta T$: gli esperimenti indicano che per il ferro, come anche per quasi tutti gli altri solidi, la **variazione di lunghezza** ΔL causata dalla variazione di temperatura ΔT è, con buona approssimazione, proporzionale sia a ΔT che alla lunghezza originaria dell'oggetto, in questo caso L_0 . Si avrà quindi: $\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$, dove la costante di proporzionalità α è chiamata **coefficiente di dilatazione lineare**, caratteristico del materiale considerato ed espresso in $(^\circ\text{C})^{-1}$.

Ponendo $L=L_0+\Delta L$ possiamo sostituire ΔL e ricavare l'equazione:

$$L = L_0(1 + \alpha\Delta T)$$

che ci dice qual'è la lunghezza L della sbarra di ferro alla nuova temperatura T . Se ΔT è negativa, anche ΔL sarà negativa, quindi la lunghezza diminuisce quando la temperatura decresce.



Dilatazione Termica Lineare

Coefficienti di dilatazione lineare dei solidi

Il coefficiente di dilatazione lineare di una sostanza esprime numericamente *l'allungamento subito da un campione di lunghezza unitaria per ogni °C di incremento di temperatura*

Materiale	$\alpha(^{\circ}\text{C}^{-1})$
Ferro	12×10^{-6}
Rame	17×10^{-6}
Platino	9×10^{-6}
Alluminio	24×10^{-6}
Zinco	31×10^{-6}
Bronzo	18×10^{-6}
Argento	19×10^{-6}
Oro	14×10^{-6}
Nichel	13×10^{-6}
Piombo	29×10^{-6}
Tungsteno	5×10^{-6}
Costantana (lega 45% Ni, 55% Cu)	15×10^{-6}
Invar (lega di acciaio al 36% di nichel)	0.65×10^{-6}
Vetro comune	8×10^{-6}
Vetro pyrex	3×10^{-6}
Zolfo	19×10^{-6}

Dilatazione Termica Lineare

Esercizio

La base di acciaio di un **ponte sospeso** è lunga 200 m a 20 °C. Se nel corso dell'anno il ponte è soggetto ad una **escursione termica** che va da un minimo di -30 °C a un massimo di 40 °C, di quanto si contrarrà ed espanderà il ponte?

Assumiamo che la **dilatazione termica** del ponte sia di tipo **lineare** ed utilizziamo quindi l'equazione appena trovata, sapendo che il coefficiente di dilatazione dell'acciaio (uguale a quello del ferro) è $\alpha = 12 \cdot 10^{-6} (\text{°C})^{-1}$.



Dunque l'**incremento** in lunghezza alla temperatura di 40 °C sarà dato da:

$$L = L_0(1 + \alpha\Delta T) \rightarrow \Delta L = \alpha L_0 \Delta T = (12 \cdot 10^{-6} / \text{°C})(200\text{m})(40\text{°C} - 20\text{°C}) = 4.8 \cdot 10^{-2} \text{m}$$

cioè 4.8 cm, mentre il **decremento** in lunghezza alla temperatura di -30 °C sarà dato da:

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T = (12 \cdot 10^{-6} / \text{°C})(200\text{m})(-30\text{°C} - 20\text{°C}) = -12.0 \cdot 10^{-2} \text{m}$$

cioè sarà di 12 cm, quindi la **variazione totale** di lunghezza che i giunti di espansione devono compensare a causa dell'escursione termica è di 12 cm + 4.8 cm \approx 17 cm.

Dilatazione Termica di Volume

La **variazione di volume** ΔV di un materiale o una sostanza sottoposti ad una variazione di temperatura ΔT si ottiene da una relazione simile a quella vista per la dilatazione lineare, cioè:

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta T \rightarrow V = V_0 (1 + \beta \Delta T)$$

dove V_0 è il volume iniziale dell'oggetto considerato e β stavolta è il **coefficiente di dilatazione cubico** o di volume, la cui unità di misura è ancora $(^\circ\text{C})^{-1}$. Nel caso di liquidi e gas questa è ovviamente l'unica formula utilizzabile, visto che il concetto di dilatazione lineare, utile per oggetti solidi con una dimensione molto più lunga delle altre due, perde di significato quando si tratta di fluidi.

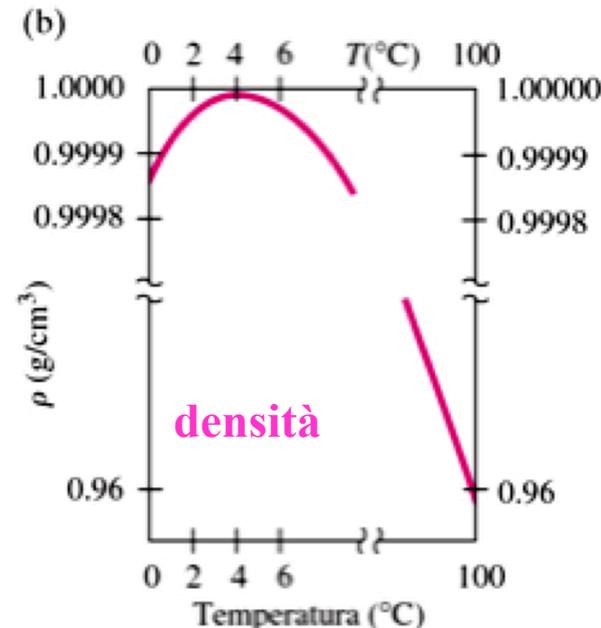
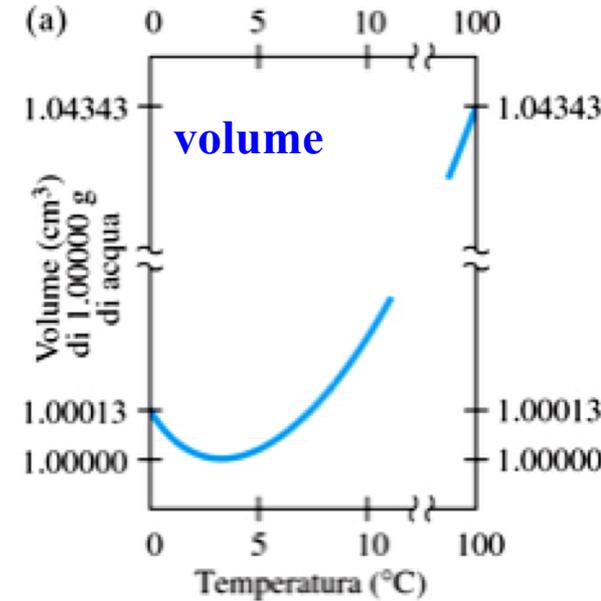
Coefficienti di dilatazione cubica dei liquidi

Materiale	$\beta (^\circ\text{C}^{-1})$
Acqua	0.21×10^{-3}
Etanolo	1.1×10^{-3}
Etere etilico	0.16×10^{-3}
Benzolo	1.21×10^{-3}
Petrolio	0.9×10^{-3}
Glicerolo	0.5×10^{-3}
Argento	19×10^{-6}
Mercurio	0.18×10^{-3}

Comportamento Anomalo dell'Acqua

A differenza della maggior parte delle sostanze (solide, liquide o gassose) che si dilatano all'aumentare della temperatura, **l'acqua ha un comportamento anomalo** tra 0°C e 4°C. Se infatti facciamo diminuire la temperatura di una certa massa (fissata) di acqua partendo da 100 °C (punto di ebollizione), osserveremo (a) che la prevista **diminuzione di volume** proseguirà fino a 4 °C, poi il volume comincerà stranamente ad **aumentare** fino a quando la temperatura raggiunge i 0 °C (punto di congelamento), cioè quando l'acqua comincia a trasformarsi in **ghiaccio** (che dunque risulta essere meno denso dell'acqua).

Parallelamente, a causa di tale variazione di volume, la **densità** dell'acqua allo stato liquido avrà un **picco** proprio alla temperatura di 4 °C (b), cioè in corrispondenza del minimo del volume. Questo fenomeno anomalo è di **fondamentale importanza per la sopravvivenza delle specie acquatiche** durante gli inverni molto freddi: infatti, mentre la temperatura dell'aria a contatto con la superficie di mari, fiumi o laghi decresce, gli strati superficiali di liquido, più freddi e dunque più densi, sprofondano facendo affiorare quelli sottostanti. Raggiunti però i 4°C, questo processo si blocca perchè **la densità degli strati superficiali comincia a diminuire** prima di quella degli strati sottostanti, e diminuisce fino a quando, a 0°C, l'acqua degli strati superficiali diventa ghiaccio: in questo modo lo strato di ghiaccio (essendo meno denso dell'acqua) resta in superficie e **isola termicamente** l'acqua sottostante, mantenendola a una temperatura maggiore di 4° e impedendole così di congelare!

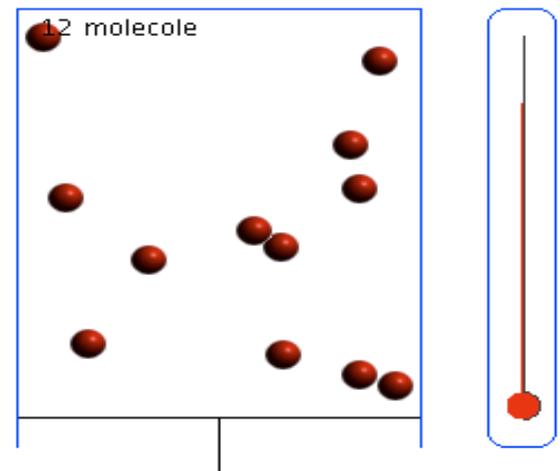


Leggi dei Gas

L'equazione che descrive la **dilatazione termica di volume** non è molto utile per descrivere l'espansione dei gas, sia perchè essa è valida solo quando $\Delta V \ll V$, mentre nei gas ΔV è spesso molto grande, sia perchè essa ha senso per un gas soltanto se quest'ultimo è a pressione costante. In generale però la pressione P di un gas varia fortemente con il volume V , e il volume dipende strettamente dalla temperatura T , quindi per i gas è più utile ricavare una equazione che metta in relazione tra loro pressione, volume e temperatura (oltre alla massa del gas). Tale equazione prenderà il nome di **equazione di stato dei gas**, dove per *stato* si intende una particolare configurazione **macroscopica** del sistema considerato, di solito definita da una determinata terna di valori delle variabili P , V e T (che per questo vengono anche dette variabili di stato).

Per ricavare l'equazione di stato dovremo fare alcune **assunzioni e approssimazioni**: la prima prevede che gli stati del sistema che prenderemo in considerazione dovranno essere “**stati di equilibrio**”, cioè stati in cui si assume che le variabili che descrivono il sistema (volume, pressione e temperatura) siano le stesse in tutto il sistema e non varino nel tempo; la seconda prevede che i gas considerati siano **non troppo densi** (cioè con pressioni non molto alte, dell'ordine di un'atmosfera circa) e che **non siano vicini al punto di liquefazione**.

Un gas che rispetta queste ultime prescrizioni viene chiamato gas ideale o **gas perfetto**, una approssimazione che però in molti casi è abbastanza accurata e affidabile anche per i gas reali. In generale immagineremo che il gas perfetto sia racchiuso in un **contenitore** a temperatura e pressione controllate, il cui volume può essere fatto variare per mezzo di un **pistone mobile**.



La Legge di Boyle

Prima di arrivare alla legge generale dei gas perfetti vediamo tre leggi che ne costituiscono dei casi particolari. La prima è la cosiddetta **Legge di Boyle**, ricavata sperimentalmente nel XVII secolo dal fisico irlandese Robert Boyle, che lega **pressione** e **volume** di un gas perfetto a **temperatura costante**. Il suo enunciato completo è:

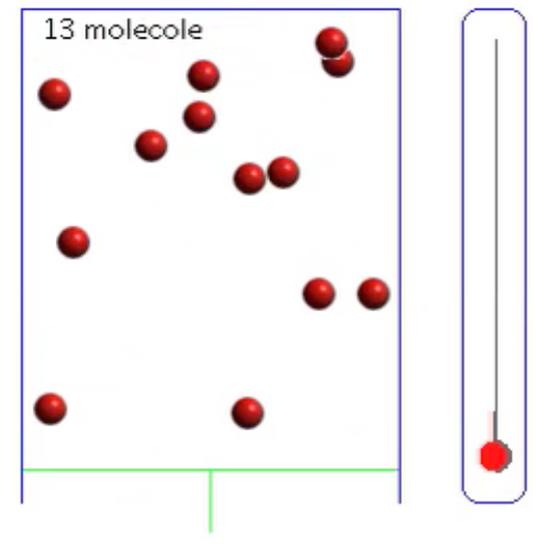
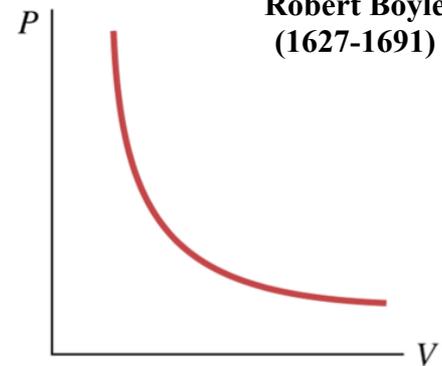


Robert Boyle
(1627-1691)

Il volume V di un gas è inversamente proporzionale alla pressione P ad esso applicata quando la temperatura T è mantenuta costante, cioè:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad [T \text{ costante }]$$

La legge di Boyle può anche essere scritta come **$PV = \text{costante}$** , che mette in evidenza come, se T resta costante, P e V devono variare in modo che il loro prodotto resti costante; ma può anche essere scritta come $P \propto 1/V$, che in un grafico $P = f(V)$, dove si riporta la pressione P in funzione del volume V , rappresenta un **ramo di iperbole equilatera**: dal grafico si vede chiaramente che, a T costante, quando il volume aumenta la pressione diminuisce e quando il volume diminuisce la pressione aumenta. Questo è comprensibile considerando che la pressione P deriva dagli **urti delle molecole** del gas in agitazione (a causa della temperatura T) e costrette a muoversi dentro uno spazio di volume variabile a causa del pistone mobile (vedi animazione).



La Legge di Charles

Circa un secolo dopo la scoperta di Boyle, lo scienziato francese **Jacques Charles** (il primo a far volare, nel 1783, un pallone aerostatico all'idrogeno) trovò una relazione quantitativa per un gas perfetto che lega il **volume** alla **temperatura**, a patto che la **pressione** sia **costante** e non troppo alta (per evitare la liquefazione del gas). La **Legge di Charles** dice che:

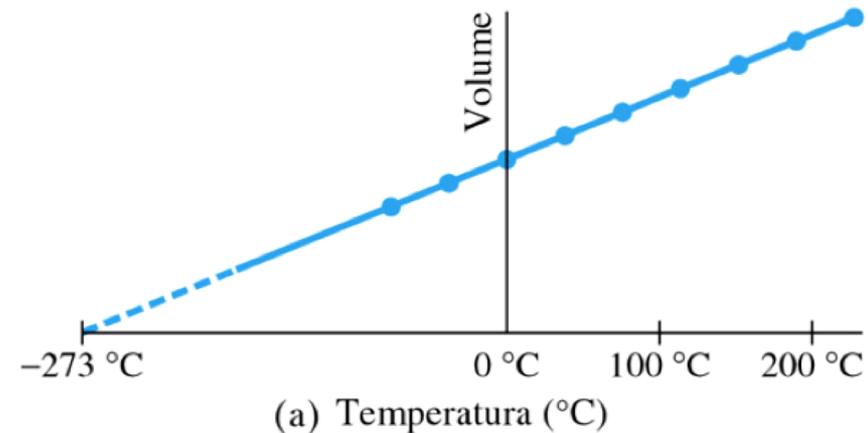


Jacques Charles
(1746-1823)

Il volume V di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura T quando la pressione P è mantenuta costante, cioè:

$$V \propto T \quad [P \text{ costante }]$$

Graficando il volume V di un gas in funzione della temperatura T , cioè $V = f(T)$, si trova infatti una **linea retta** che è valida fino a temperature non inferiori a quella di liquefazione, ma che può essere estrapolata a **bassissime temperature** fino a toccare l'asse delle ascisse, cosa che sembra accadere alla **temperatura limite di circa -273°C** : a questa temperatura il gas dovrebbe in teoria avere volume nullo, quindi non potrebbe essere ulteriormente raffreddato (altrimenti il suo volume dovrebbe diventare negativo!)

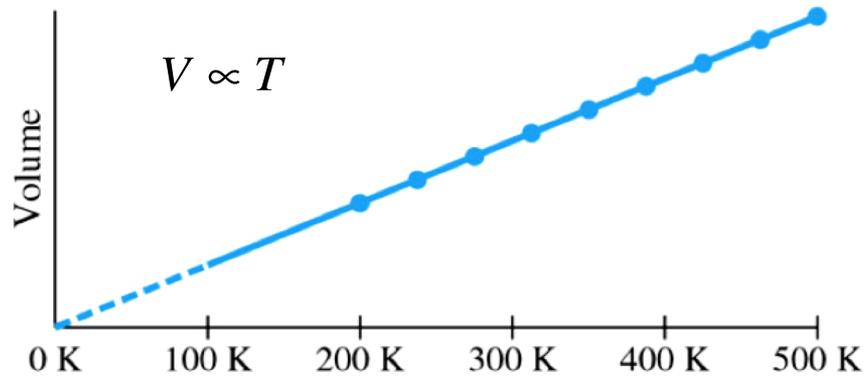


La Temperatura Assoluta e la Scala Kelvin

Moltissimi altri esperimenti, anche recenti, hanno confermato che in effetti *sembra proprio impossibile scendere al di sotto della temperatura limite di, esattamente, $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$* : si è dunque utilizzata questa temperatura per definire una nuova scala, detta **scala assoluta** o **scala Kelvin**, che è poi quella comunemente usata in ambito scientifico. Gli intervalli della scala Kelvin (cioè i “**gradi Kelvin**”, indicati nel SI con la lettera K) sono i medesimi di quella Celsius, ma lo zero Kelvin (0 K) è posto uguale a -273.15°C (valore che, per questo, è detto appunto “zero assoluto”): nella scala Kelvin $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (punto di congelamento dell’acqua) corrispondono quindi a 273.15 K, mentre $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (punto di ebollizione dell’acqua) corrispondono a 373.15 K.

In generale dunque:

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15$$



(b) Temperatura (kelvin, o K)

In realtà la **legge di Charles**, quando parla di proporzionalità diretta tra il volume e la temperatura (a pressione costante), fa esplicito riferimento alla temperatura assoluta: infatti il grafico $V=f(T)$ passa per l’origine (cioè $V=0$ a $T=0$) e dunque si riferisce allo zero assoluto della scala Kelvin (0 K) e non a quello della scala Celsius.

Un modo ulteriore per convincersi che lo **zero assoluto** della scala Kelvin è una temperatura limite al di sotto della quale non si può scendere (e che in realtà non si può nemmeno raggiungere) è quello di pensare che **a tale temperatura cesserebbe del tutto l’agitazione termica** delle molecole della sostanza considerata, le quali, letteralmente, **si fermerebbero**: e a questo punto *non sarebbe certo possibile “fermarle” ulteriormente!*

La Legge di Gay-Lussac

Una terza legge valida per i gas perfetti (e in buona approssimazione anche per quelli reali) è, infine, la **Legge di Gay-Lussac**, che esprime la relazione tra pressione e temperatura a volume costante, cioè

La pressione P di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta T quando il volume V è mantenuto costante:

$$P \propto T \quad [V \text{ costante }]$$



Joseph Gay-Lussac
(1778-1850)

Un esempio comune della legge di Gay-Lussac è quello della **bomboletta spray** che, buttata nel fuoco, esplose per l'aumento di pressione al proprio interno dovuta all'aumento di temperatura. Anche in questo caso, l'effetto osservato è facilmente comprensibile in termini del **comportamento microscopico** delle molecole del gas che, all'aumentare della temperatura, si muovono a velocità maggiore e dunque urtano con più forza contro le pareti del contenitore facendo aumentare la pressione (vedi animazione).

