

Come si passa dai gradi Celsius ai Kelvin e perché

Abbiamo visto come la **scala Celsius**, di misurazione della temperatura, attribuisca il valore 0 al punto di congelamento dell'acqua e il valore 100 al punto di ebollizione. L'intervallo fra queste due temperature è suddiviso in 100 parti uguali, ognuna delle quali è detta **grado centigrado**.

Nel **Sistema Internazionale** l'unità di misura per la temperatura è il **Kelvin** (simbolo: **K**).

Perché? Come si passa da gradi Celsius ai Kelvin? E' quello che cercheremo di capire.

In generale, a pressione costante, la **variazione di volume di un corpo** è direttamente proporzionale alla **variazione di temperatura**. In simboli:

$$[1] \quad \Delta V = \alpha V_i \Delta \theta.$$

Dove: $\Delta V = V_f - V_i$:= variazione di volume; α := coefficiente di dilatazione volumica (varia da materiale a materiale e rende conto della differente risposta di quel materiale alle variazioni di temperatura); V_i := volume iniziale; $\Delta \theta = \theta_f - \theta_i$:= variazione di temperatura.

Se $\theta_i = 0$ la [1] diventa: $[2] \quad \Delta V = \alpha V_0 \theta \rightarrow (V - V_0) = \alpha V_0 \theta \rightarrow V = \alpha V_0 \theta + V_0$

OSS Scrivendo V_0 vogliamo ricordare che quello è il volume del corpo a 0°C

$V = \alpha V_0 \theta + V_0$ è una **legge sperimentale**, cioè è la scrittura matematica di risultati sperimentali (i risultati sperimentali hanno un grado di approssimazione che la legge "lima", ciò non vuol dire che la legge non sia valida, bisogna sapere che lo è all'interno di un *intervallo d'incertezza*) e vale grossomodo per tutte le sostanze (fa eccezione l'acqua, ma non approfondiremo questo aspetto). α , generalmente, varia da sostanza a sostanza (vedi in proposito: <http://museo.liceofoscarini.it/virtuale/dilatazioneterm.htm>).

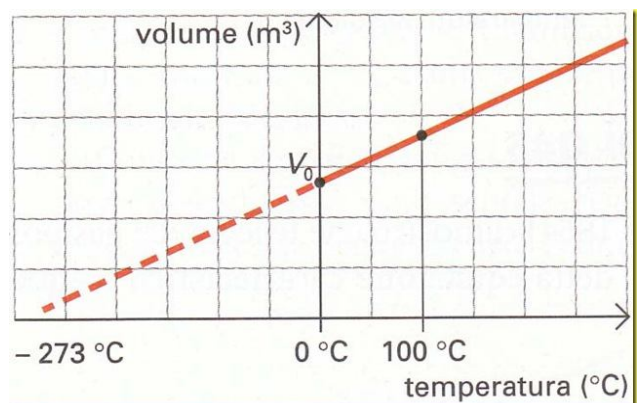
Ora, per *tutti* i **gas rarefatti** (a bassa densità e a bassa pressione) e che si trovino a una *temperatura superiore* alla **temperatura di liquefazione** (che varia da gas a gas; a esempio per l'ossigeno è: $-182,97^\circ\text{C}$; per l'azoto $-195,82^\circ\text{C}$; per l'argon $-185,8^\circ\text{C}$) si rileva

sperimentalmente che α ha lo stesso valore! $\alpha \approx \frac{1}{273} \frac{1}{^\circ\text{C}}$

La legge che regola il **cambiamento di volume** al variare della **temperatura** (a pressione costante), per i gas che si trovano nelle condizioni sopraindicate – che ora innanzi chiameremo **GAS PERFETTI** –, è stata enunciata dal chimico-fisico **Gay-Lussac** nel 1802. Il suo enunciato si basa sulla nuova scala di temperature che vogliamo introdurre e quindi lo vedremo alla fine.

Per arrivare all'enunciato di Gay Lussac, e quindi per introdurre la scala **Kelvin**, ci serve studiare in che modo si rappresenta su un piano cartesiano la legge: $V = \alpha V_0 \theta + V_0$ per i **gas perfetti**, anche per temperature inferiori a 0°C (segmento tratteggiato).

Il tratteggio incontra l'asse orizzontale in un punto che corrisponde alla temperatura di circa -273°C (fra poco lo dimostriamo). Se osservi il grafico, a questa temperatura dovrebbe corrispondere volume del gas nullo.



Fisicamente non è possibile che il volume di un gas sia nullo perché comunque piccole le molecole del gas hanno sempre delle dimensioni. Perciò non è neanche possibile che la temperatura di un gas, o di un qualunque corpo, risulti uguale o inferiore a -273°C . Questa perciò sarà una **temperatura limite**. E' importante avere dei "*paletti*"; in fisica come nella vita!

Dimostriamo che, qualunque sia il valore di V_0 , l'intersezione con **$l'ad\theta$** della retta¹ rappresentativa della [2] è (circa): $-273\text{ }^\circ\text{C}$.

Per trovare l'intersezione con **$l'adx$** di una retta di equazione $y=mx+q$ devo scrivere l'equazione associata: $mx + q = 0$ e risolverla (come per trovare le intersezioni con **$l'adx$** di una qualunque curva rappresentativa di una funzione di equazione $y=f(x)$ – si legge: *effe di x – mind the GAP!*).

Nel caso della retta di equazione $y=mx+q$ otterrò: $x_{\cap adx} = -\frac{q}{m}$, nel caso della $V = \alpha V_0 \theta + V_0$ ti

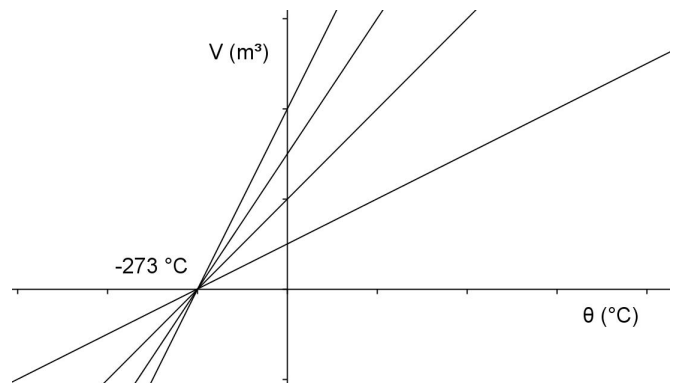
scrivo i passaggi: $\alpha V_0 \theta + V_0 = 0 \Rightarrow \alpha \cdot V_0 \cdot \theta = -V_0 \Rightarrow$

$$\Rightarrow \theta_{\cap ad\theta} = -\frac{V_0}{\alpha \cdot V_0} = -\frac{1}{\alpha} = -\alpha^{-1} = -\left(\frac{1}{273\text{ }^\circ\text{C}}\right)^{-1} = -273\text{ }^\circ\text{C}$$

Questo risultato è indipendente dal valore di V_0 e perciò vale per **TUTTI i GAS PERFETTI!**

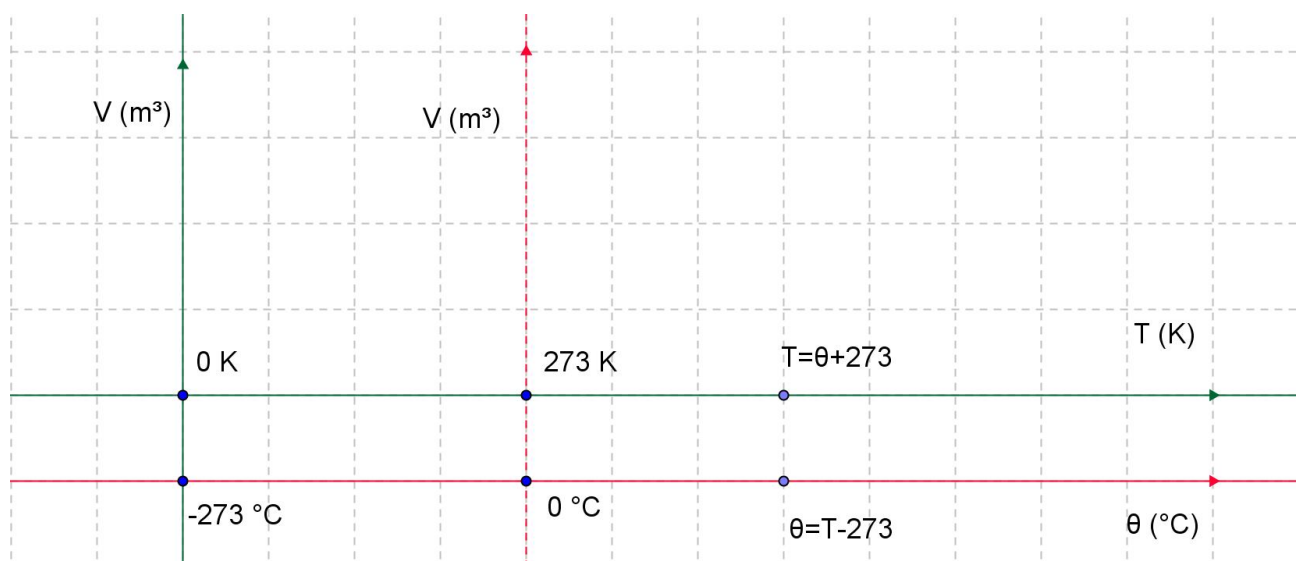
TUTTE le rette che rappresentano l'andamento in funzione della temperatura di un gas perfetto a pressione costante passano per il punto di coordinate $(-273;0)$.

Se l'origine del sistema di riferimento passasse per questo punto $(-273;0)$ avremmo una **proporzionalità diretta fra Volume e Temperatura (T)**, e non fra le *variazioni* degli stessi. Sarebbe molto comodo...



Ma chi ci vieta che sia effettivamente così? Si può fare: si può spostare l'origine del sistema di riferimento (SdR) in $(-273;0)$, lasciando gli intervalli fra le temperature invariati!

Matematicamente si tratta di una **traslazione**². E quando si fa una cosa matematicamente va *descritta* matematicamente. Cominciamo con un **grafico: verdi** gli assi del SdR **T-V** **rossi** gli assi del SdR **θ -V**. OVVIAMENTE $ad\theta \equiv adT$ e li ho disegnati distinti solo per spiegarvi *come va*.



¹ $V = \alpha V_0 \theta + V_0$ è un'equazione di primo grado in due variabili: V (variabile dipendente) e θ (variabile indipendente). Il **suo grafico rappresentativo** su di un piano cartesiano θ -V è pertanto una **retta**.

² Le traslazioni, assieme alle simmetrie e alle rotazioni, fanno parte delle ISOMETRIE: trasformazioni del piano cartesiano che cambiano la *posizione* degli oggetti al suo interno ma non le forme – cioè gli angoli - né le dimensioni

Vogliamo che: $-273\text{ }^{\circ}\text{C} = 0\text{ K}$. Matematicamente, per passare dal valore in **gradi Celsius** al valore in **Kelvin** abbiamo *aggiunto* 273; infatti: $-273+273=0$. Sarà vero sempre allora: per ottenere una temperatura **T** in kelvin, a partire da una temperatura **θ** in gradi Celsius, dovrò aggiungere 273:

$$[3] \quad T = \theta + 273.$$

Dalla [3] deriva che: $\theta = T - 273$. Controlliamo se funziona nel caso in cui $T=0$.

$\theta = 0 - 273 = -273$ e in effetti è vero: allo 0 Kelvin corrispondono -273 gradi Celsius. Lo 0 Kelvin si chiama **zero assoluto** e la temperatura espressa in Kelvin si chiama **temperatura assoluta**.

La nuova equazione che lega volume e temperature, in questo nuovo SdR, si ottiene sostituendo al posto di θ : $T - 273$. così infatti si ottiene un'equazione in T che è quello che vogliamo:

$$V = \alpha V_0 \theta + V_0 \rightarrow V = \frac{1}{273} V_0 (T - 273) + V_0 \rightarrow V = \frac{1}{273} V_0 T - \frac{1}{273} V_0 273 + V_0 \rightarrow V = \frac{1}{273} V_0 T - V_0 + V_0$$

E perciò otteniamo quel che volevamo: una relazione di **proporzionalità diretta** fra **volume** e **temperatura**. Dove però la temperatura è espressa in un'altra scala: $V = \alpha \cdot V_0 \cdot T$.

Siete perciò pronti per l'enunciato di Gay Lussac (prima legge):

A pressione costante il volume di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del gas stesso. [http://it.wikipedia.org/wiki/Prima legge di Gay-Lussac](http://it.wikipedia.org/wiki/Prima_legge_di_Gay-Lussac): $V = \alpha \cdot V_0 \cdot T$

Tutti i gas reali seguono, con buona approssimazione, la legge descritta.

*Un gas che segue esattamente questa legge viene definito **gas perfetto**,*

Nella realtà un gas perfetto non esiste: è un **modello matematico** (come il **punto materiale**, per intenderci). Il gas perfetto è un *gas ideale*, che aiuta a capire il comportamento dei gas reali.

Ci sono: una definizione matematica (DEF MAT), una definizione fisico-matematica (DEF FIS-MAT) e una definizione fisica (DEF F) di **gas perfetto**. Vediamole:

DEF MAT Un **gas perfetto** è un sistema di **punti materiali** che interagiscono SOLO con le pareti del contenitore (come potrebbero interagire fra loro non avendo dimensioni?) e solo mediante urti elastici³.

DEF FIS-MAT Un **gas perfetto** è un gas che segue esattamente le **leggi** di Gay Lussac (vedi la seconda dopo) e la legge di Boyle-Mariotte (vedi dopo la seconda di Gay Lussac).

DEF FIS Un qualunque gas **rarefatto** (a bassa densità e a bassa pressione) e che si trovi a una *temperatura superiore* alla **temperatura di liquefazione**, dal punto di vista *sperimentale* (cioè dell'approssimazione che caratterizza la fisica sperimentale), si può considerare **gas perfetto**.

Seconda legge di Gay-Lussac per i gas perfetti. A Volume costante: $p = \alpha \cdot p_0 \cdot T$

Legge di Boyle e Mariotte per i gas perfetti. [http://it.wikipedia.org/wiki/Legge di Boyle-Mariotte](http://it.wikipedia.org/wiki/Legge_di_Boyle-Mariotte) A Temperatura costante: $p \cdot V = \text{costante}$.

Le due leggi di Gay Lussac e la legge di Boyle-Mariotte si ritrovano sintetizzate nell'

Equazione di stato dei gas perfetti
[http://it.wikipedia.org/wiki/Equazione di stato dei gas perfetti](http://it.wikipedia.org/wiki/Equazione_di_stato_dei_gas_perfetti), $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

³ **DEF urto elastico:** è un urto in cui il modulo della velocità prima dell'urto è uguale al modulo della velocità dopo l'urto. Si conserva perciò l'**energia cinetica**.