

Movimento e sistema di riferimento

Ogni volta che vogliamo rispondere alla domanda se un corpo si stia muovendo oppure no, bisogna precisare... *rispetto a che cosa*.

Nel linguaggio comune, quando si parla di **movimento**, ci si riferisce alla **Terra** che costituisce, quindi, il **sistema di riferimento** abituale.

Ma si possono ovviamente scegliere sistemi di riferimento diversi.

Movimento

Essere in **movimento** significa cambiare la propria posizione nel tempo rispetto a un determinato **sistema di riferimento**.



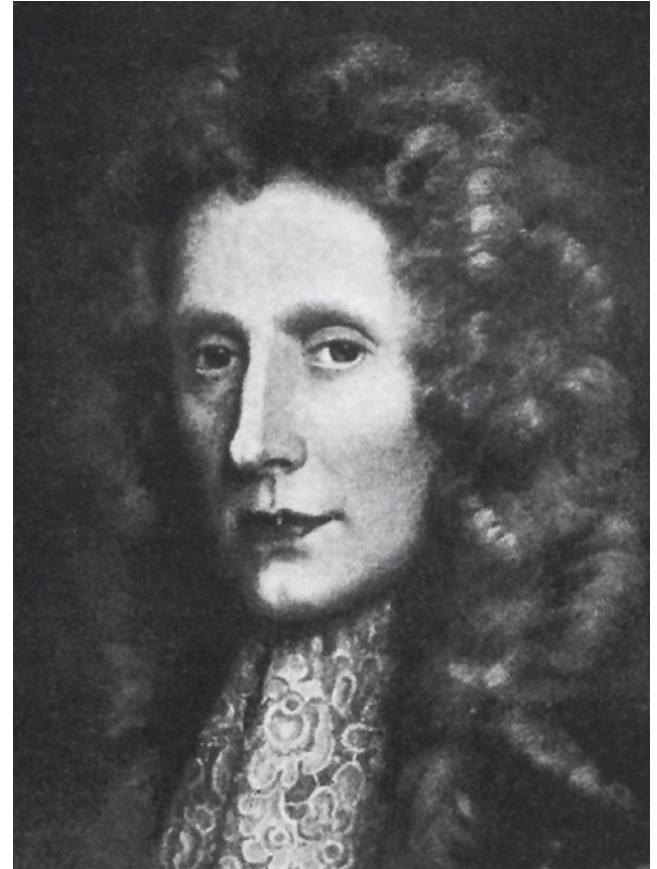
Sommario

- Lo studio dei gas nella storia
- I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare
- La legge di Boyle o legge isoterma
- La legge di Charles o legge isobara
- La legge di Gay-Lussac o legge isocora
- La legge generale dei gas e l'equazione di stato dei gas ideali
- Le miscele gassose

Lo studio dei gas nella storia

Il primo scienziato a raccogliere una sostanza aeriforme fu **Robert Boyle**.

Egli teorizzò che l'aria fosse costituita da microscopici corpuscoli in movimento capaci di legarsi tra loro per formare aggregati macroscopici.



Lo studio dei gas nella storia

Nonostante per molti secoli si sia creduto che l'aria fosse una sostanza elementare, essa è in realtà una miscela di gas composta soprattutto da ossigeno e azoto e da altri numerosi componenti.

Componente	Formula	Percentuale (sulle molecole totali)
azoto	N ₂	78,08
ossigeno	O ₂	20,95
argo	Ar	0,934
diossido di carbonio	CO ₂	0,0314
neon	Ne	0,00182
ammoniaca	NH ₃	0,001
elio	He	0,000524
metano	CH ₄	0,0002
cripton	Kr	0,000514
idrogeno	H ₂	0,00005

Gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (I)

I gas dal punto di vista macroscopico hanno tutti lo stesso comportamento, che tuttavia risulta sensibile alle variazioni di temperatura e pressione.

La teoria cinetico-molecolare ne spiega la natura sulla base del modello dei **gas ideali** o **perfetti**.

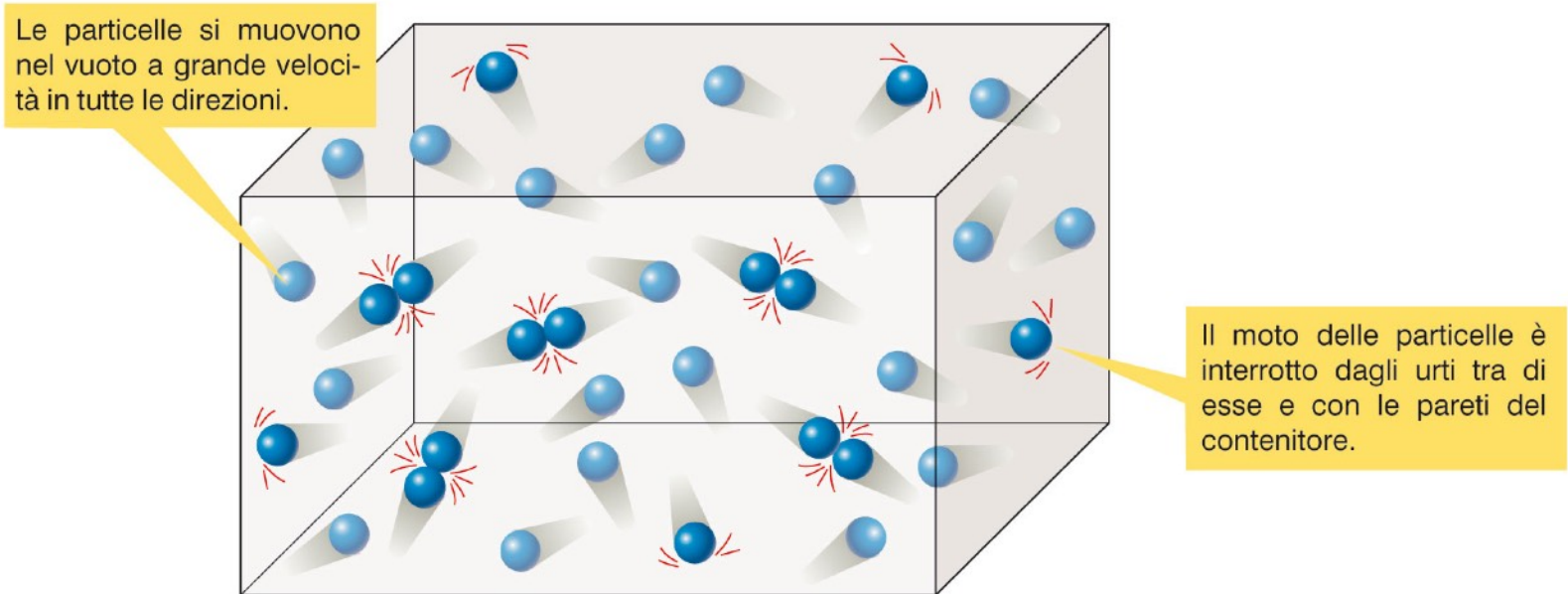
Gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (II)

Nel modello del gas perfetto, le particelle:

1. sono puntiformi e il loro **volume** è **trascurabile**;
2. **non si attraggono** reciprocamente;
3. si muovono a grande velocità in tutte le direzioni con un **movimento disordinato** dovuto al fatto che il loro moto rettilineo è interrotto dagli urti (detti *elastici*) con le altre particelle e con le pareti del contenitore.

Gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (III)

L'energia cinetica media delle particelle dei gas è **direttamente proporzionale** alla sua temperatura assoluta.



Gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (IV)

A livello microscopico, per le particelle dei gas la pressione è direttamente proporzionale alla loro energia cinetica media, cioè agli urti delle molecole contro le pareti del recipiente.



Gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (V)

La **pressione** è l'effetto macroscopico complessivo degli urti delle particelle di gas sull'unità di superficie e nell'unità di tempo.



I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (VI)

Oltre alla pressione, i fattori che influenzano il comportamento dei gas sono:

1. la temperatura
2. il volume
3. la quantità (espressa in moli).

La legge di Boyle o legge isoterma (I)

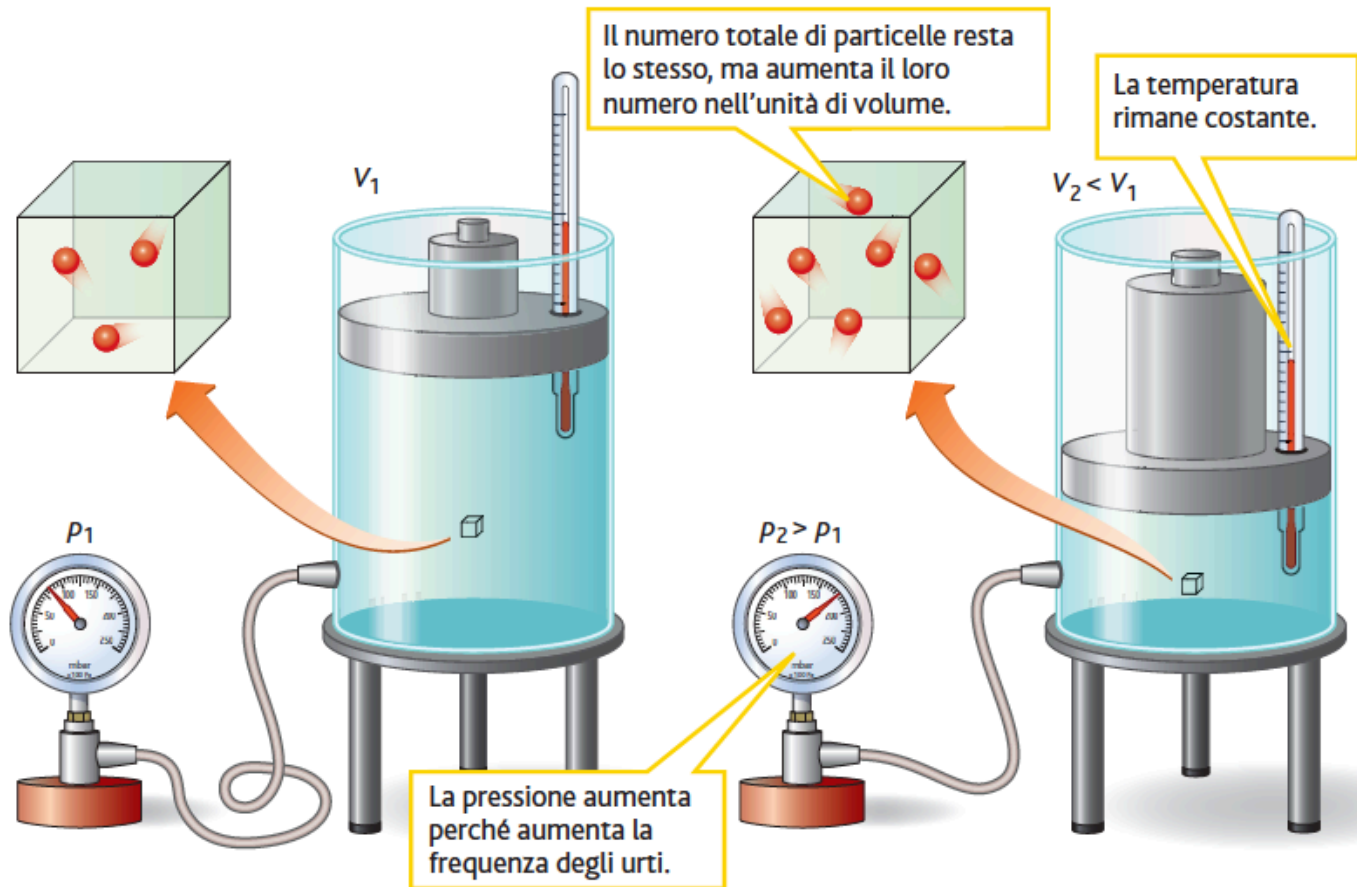
La pressione di una determinata quantità di gas, a temperatura costante, è inversamente proporzionale al volume.

$$p \cdot V = k$$

con T costante

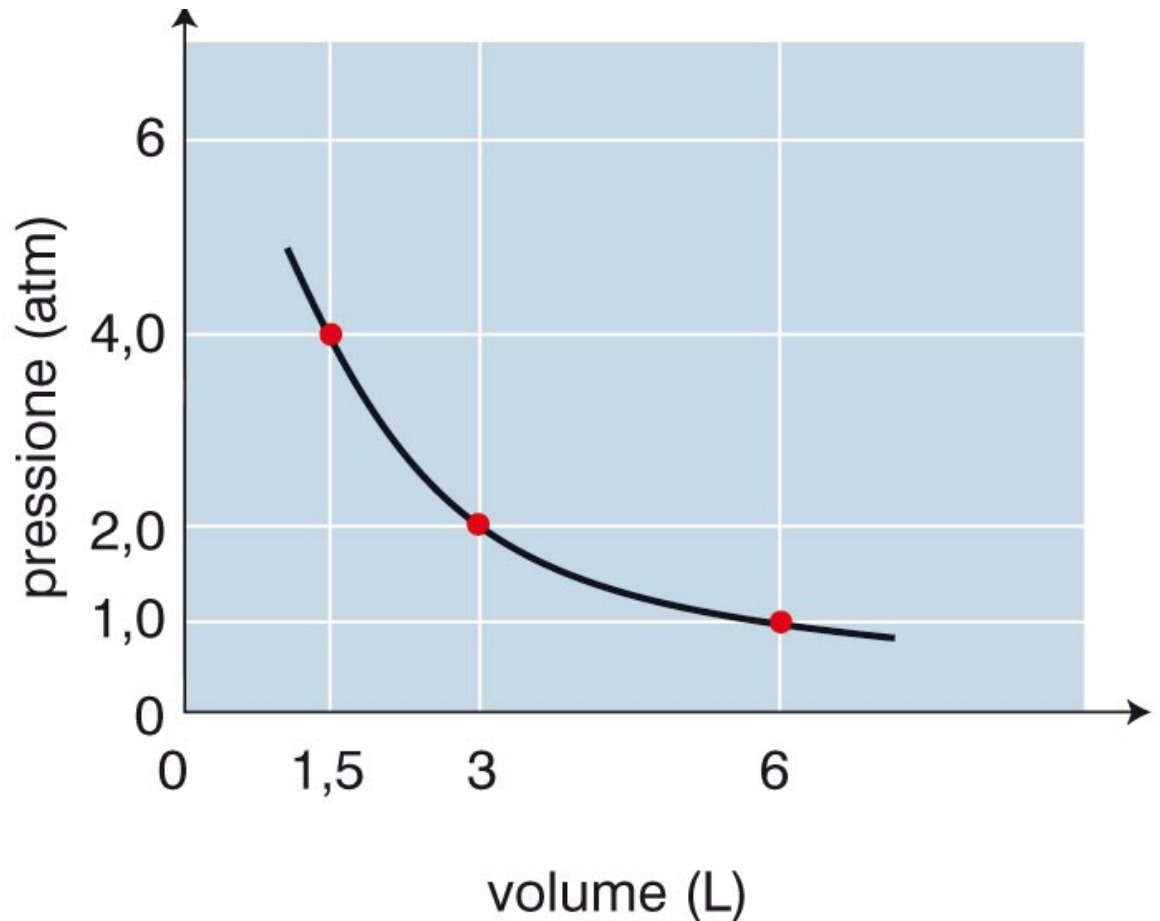
(**trasformazione isoterma**)

La legge di Boyle o legge isoterma (II)



La legge di Boyle o legge isoterma (III)

Riportando in un diagramma i valori di volume e pressione si ottiene un ramo di iperbole (curva isoterma).



La legge di Charles o legge isobara (I)

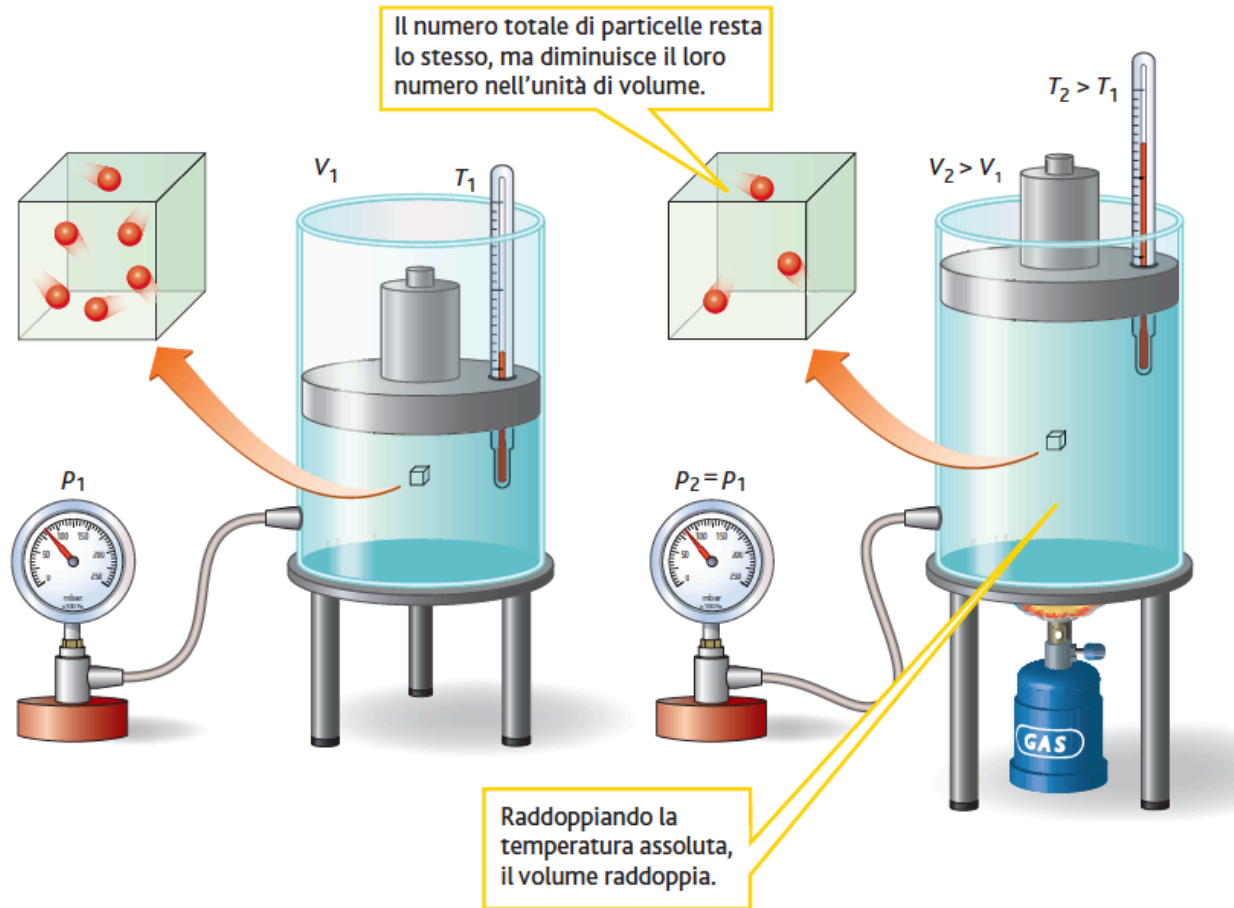
Il volume di una determinata quantità di gas, a pressione costante, è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta.

$$V/T = k$$

con p costante

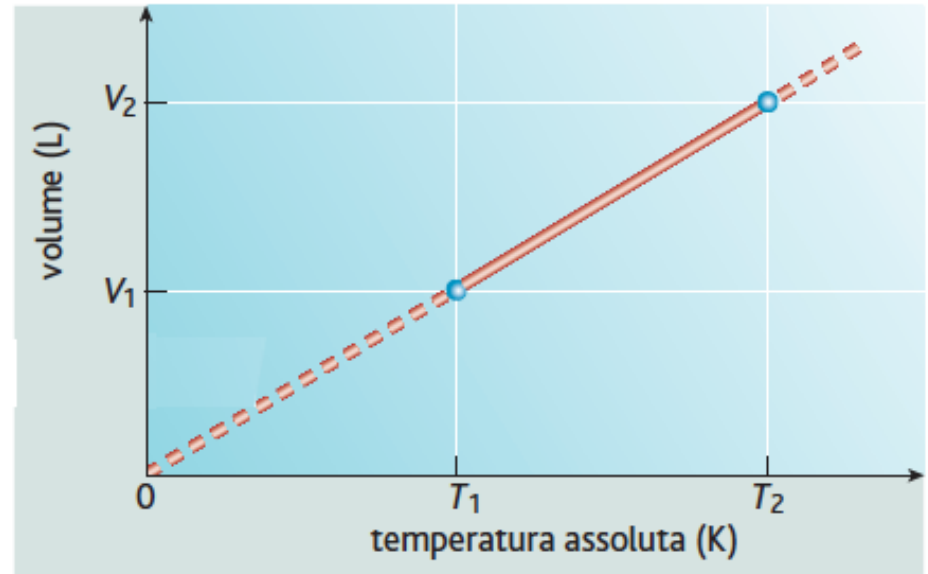
(**trasformazione isobara**)

La legge di Charles o legge isobara (II)



La legge di Charles o legge isobara (III)

Innalzando la temperatura di un gas da T_1 a T_2 , il suo volume aumenterà da V_1 a V_2 in modo che il rapporto tra V e T assoluta resti costante.



$-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ è lo **zero assoluto** (0 K), ovvero la temperatura alla quale si annulla il volume dei gas.

La legge di Gay-Lussac o legge isocora (I)

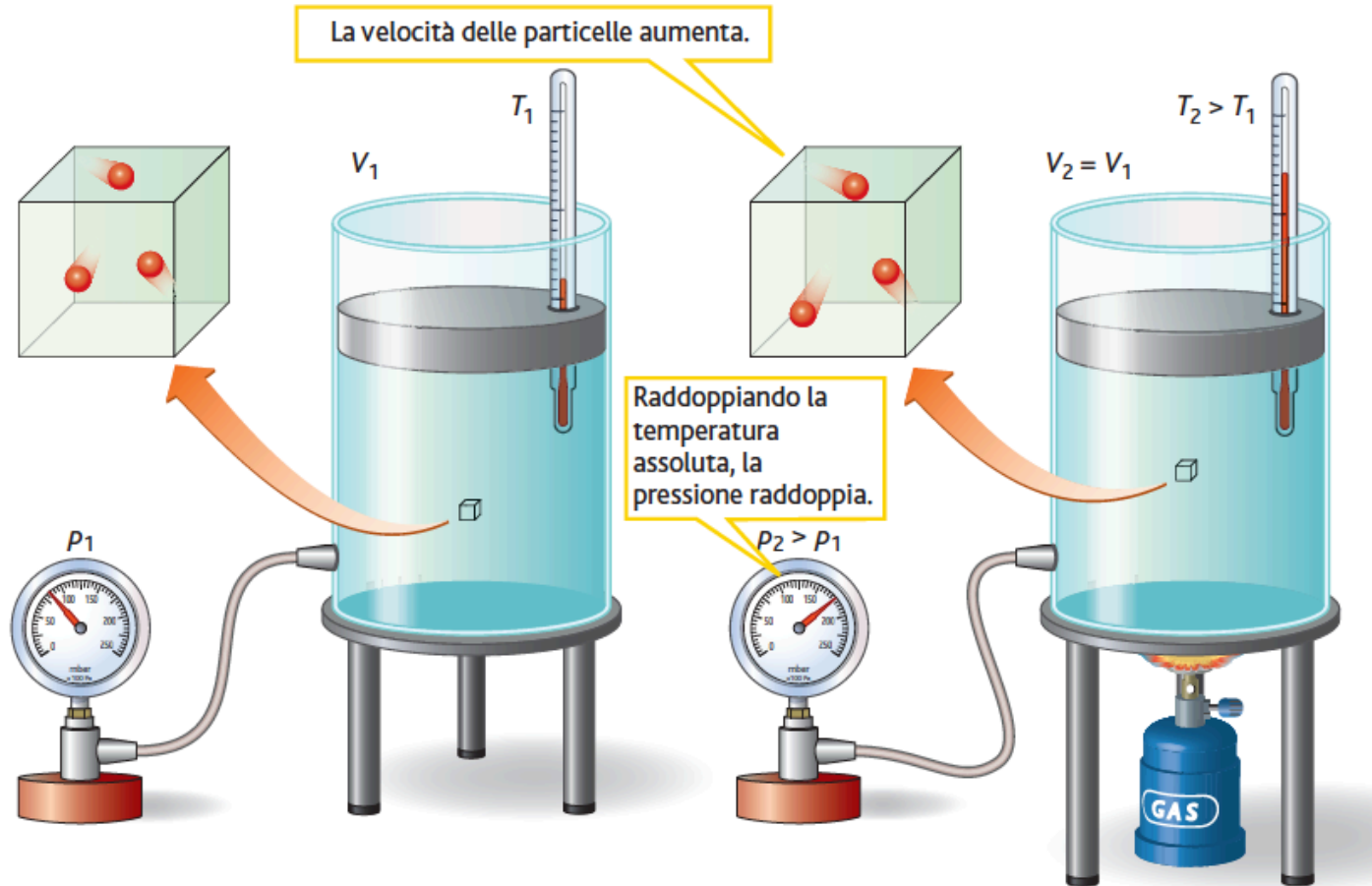
La pressione di una determinata quantità di gas, a volume costante, è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

$$p/T = k$$

con V costante

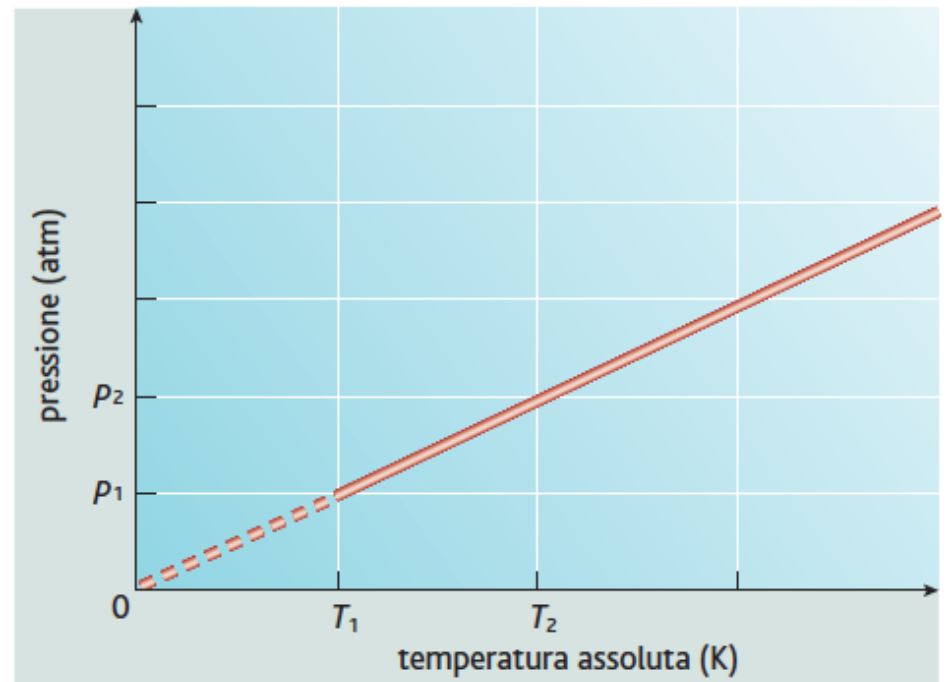
(trasformazione isocora)

La legge di Gay-Lussac o legge isocora (II)



La legge di Gay-Lussac o legge isocora (III)

A volume costante,
riscaldando un gas la sua
temperatura passa da T_1 a
 T_2 e la pressione aumenta
da p_1 a p_2 in modo tale che
il rapporto
 T/p resti inalterato



La legge generale e l'equazione di stato dei gas ideali

Combinando le leggi di Boyle, Gay-Lussac e Charles si ottiene la formulazione dell'**equazione di stato dei gas ideali**:

$$p V = n R T$$

p = pressione (in atm)

V = volume (in L)

T = temperatura assoluta (in K)

n = numero di moli

R = *costante universale dei gas* = 0,082 L atm mol⁻¹ K⁻¹