

Lo stato gassoso

- Gas ideale (o perfetto)
 - Particelle in movimento (casuale)
 - Particelle con volume proprio trascurabile → puntiformi
 - Assenza di interazioni tra le particelle → trasformazioni fisiche e non chimiche
 - Urti elastici tra le particelle:
 - En. meccanica ($K+V$) si conserva
- Gas reale → Gas ideale
 - Bassa pressione
 - Alta temperatura

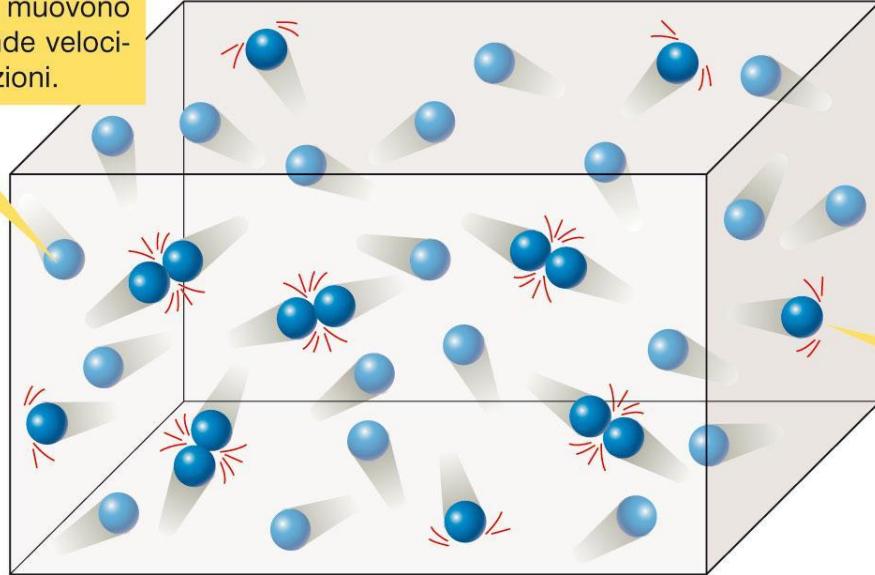
- Pressione

- Pascal (Pa)
- mm Hg
- atm

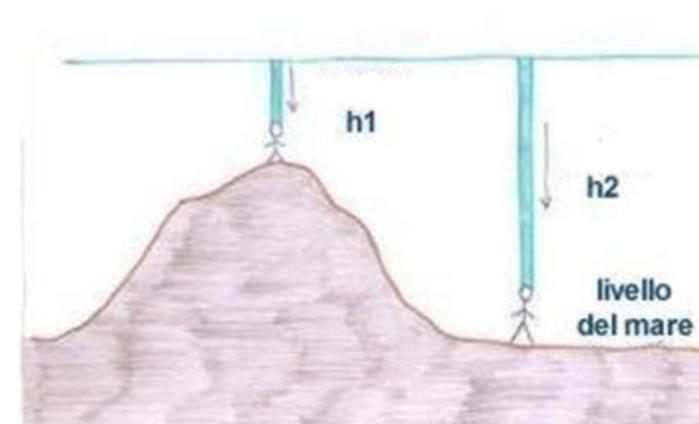
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ mm Hg} = 1 \text{ torr}$$

Le particelle si muovono nel vuoto a grande velocità in tutte le direzioni.



Il moto delle particelle è interrotto dagli urti tra di esse e con le pareti del contenitore.



Pressione atmosferica

- Volume
 - m^3
 - l
 - $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l}$
 - Temperatura
 - regola il trasferimento di calore Q tra i corpi

Intervalli di congelamento ed ebollizione H_2O $P = 1\text{ atm}$

Temperatura ebollizione H ₂ O (1 atm)	373,15 K	212,00 °F	100,00 °C
Temperatura congelamento H ₂ O (1 atm)	273,15 K	32,00 °F	0,00 °C
		-40 °F	-40 °C
Zero assoluto	0 K	-459,67 °F	-273,15 °C

- °C 0-100
 - °F 32-212
 - K 273.15-373.1

$$t^{\circ}\text{F} = 32 + (1.8 \times t^{\circ}\text{C})$$

$$tK = t^\circ C + 273.15$$

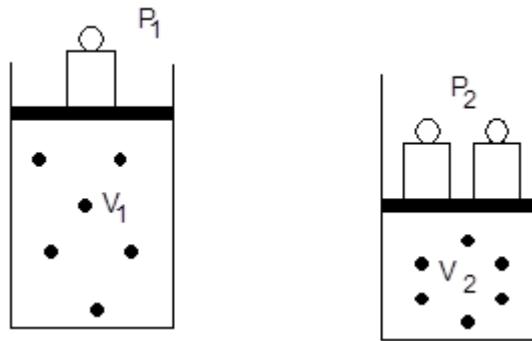
- Temperatura critica: valore al di sopra del quale un gas per compressione non si trasforma in liquido
 - Un aeriforme che si trovi al di sopra della temperatura critica è detto **gas**
 - Un aeriforme che si trovi al di sotto della temperatura critica è detto **vapore**

Legge di Avogadro: volumi uguali dello stesso gas o di gas diversi, nelle stesse condizioni di **T** e **P** contengono un ugual numero di molecole → Volume e n° moli sono proporzionali

$$V = 22.414 \text{ l} (0^\circ\text{C} ; 1 \text{ atm})$$

Densità: $\frac{m}{V}$ g cm⁻³ g ml⁻¹

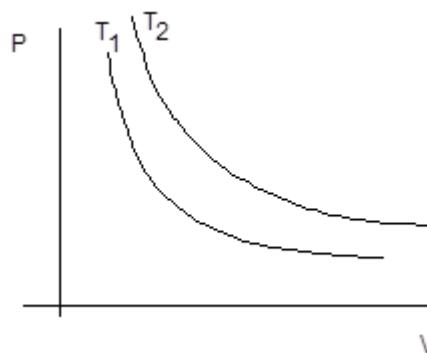
- Legge di Boyle: a $T = \text{cost}$ V di una data massa di gas è **inv. prop.** alla P esercitata su di esso (isoterma)



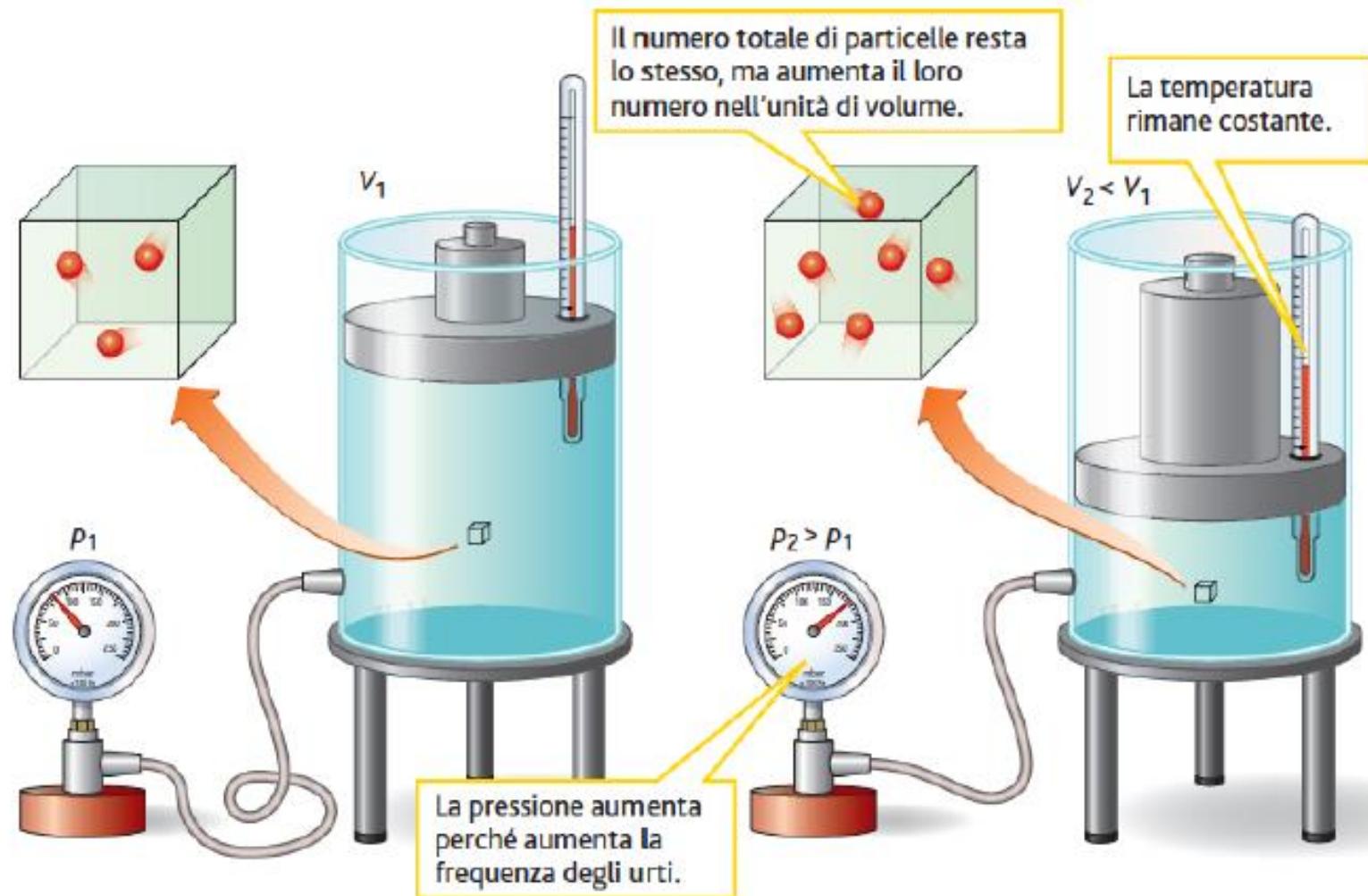
$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = K$$

$$PV = K$$

isoterma



- Aumentando T l'isoterma si sposta verso l'esterno
- $T_2 > T_1$

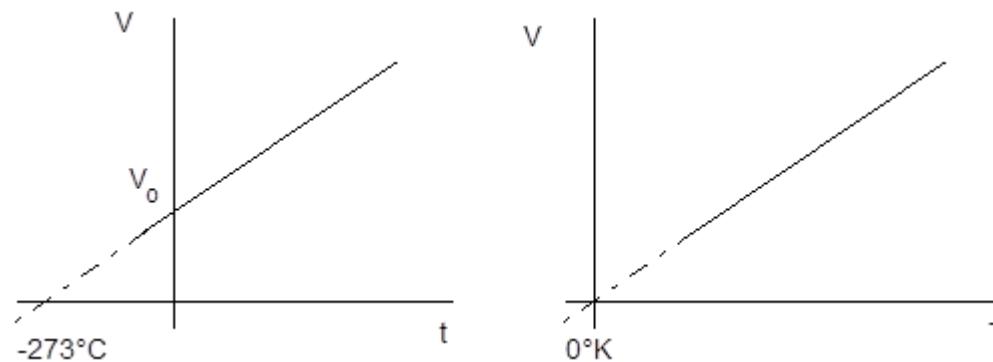


- Legge di Charles: gas diversi a $P = \text{cost}$ subiscono il **medesimo aumento** di V al variare della T

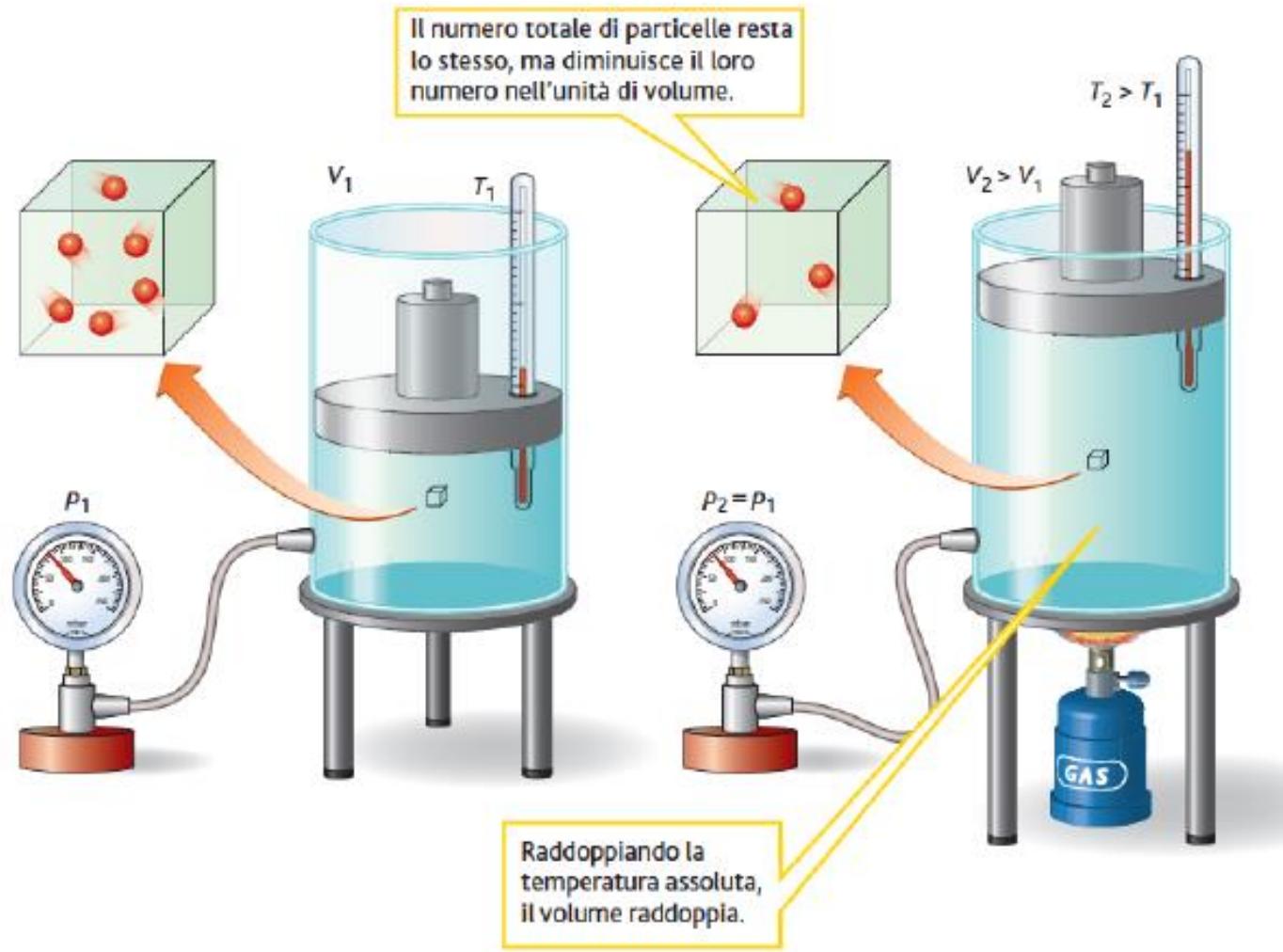
relazione tra V e T con $P = \text{cost}$ (isobara)

$$\left(\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \right)_{P=\text{cost}} \quad \left(\frac{V}{T} \right)_{P=\text{cost}} = K \quad V = KT$$

$$y = ax + b$$



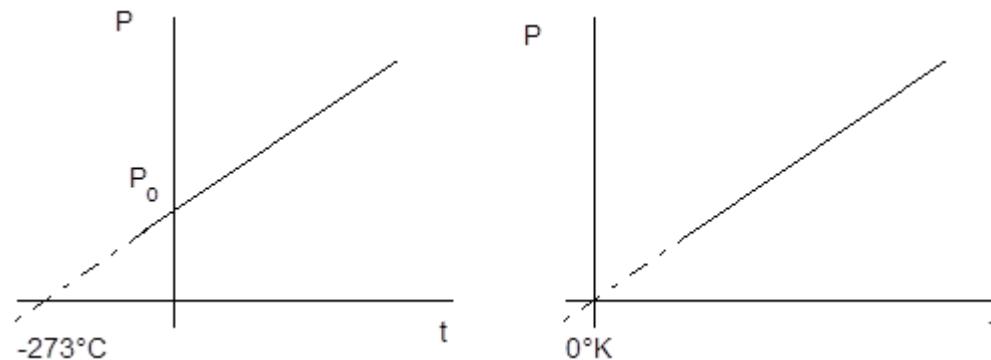
V_t = Volume alla temperatura di $t^{\circ}\text{C}$
 V_0 = Volume alla temperatura di 0°C



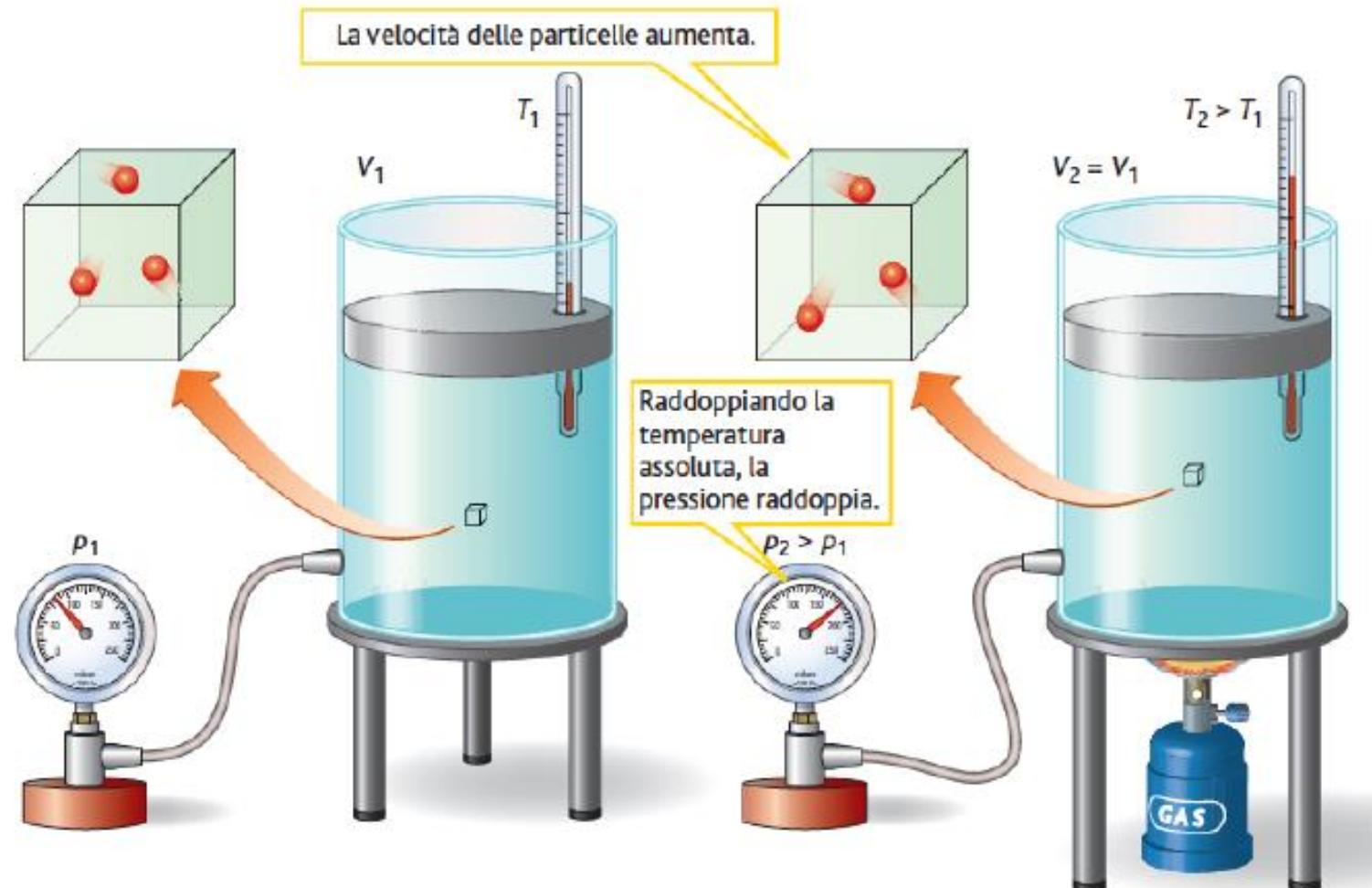
- Legge di Gay-Lussac: gas diversi a $V = \text{cost}$ subiscono il **medesimo aumento** di P al variare della T

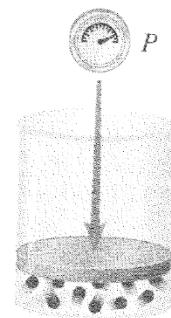
relazione tra P e T con $V = \text{cost}$ (isocora)

$$\left(\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \right)_{V=\text{cost}} \quad \left(\frac{P}{T} \right)_{V=\text{cost}} = K \quad P = KT$$

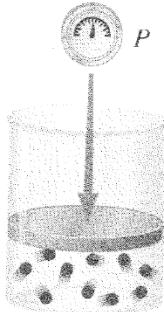


P_t = Pressione alla temperatura di $t^\circ\text{C}$
 P_0 = Pressione alla temperatura di 0°C

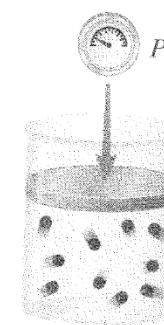




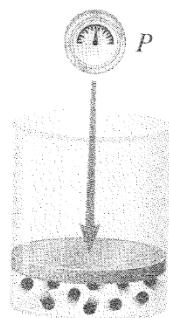
$V <$



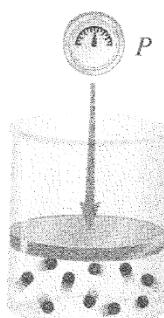
$V >$



Boyle



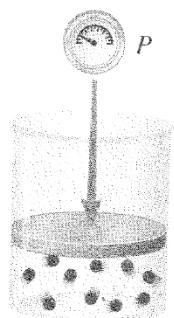
$T <$



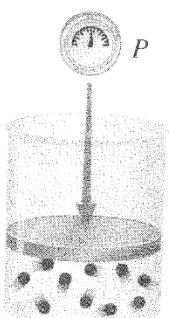
$T >$



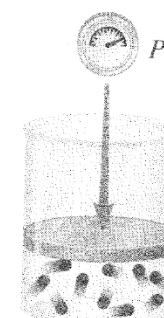
Charles



$T <$



$T >$



Gay Lussac

Equazione di stato dei gas perfetti (o ideali)

- ricombina le tre leggi appena enunciate

$$\mathbf{PV = nRT}$$

costante universale dei gas R

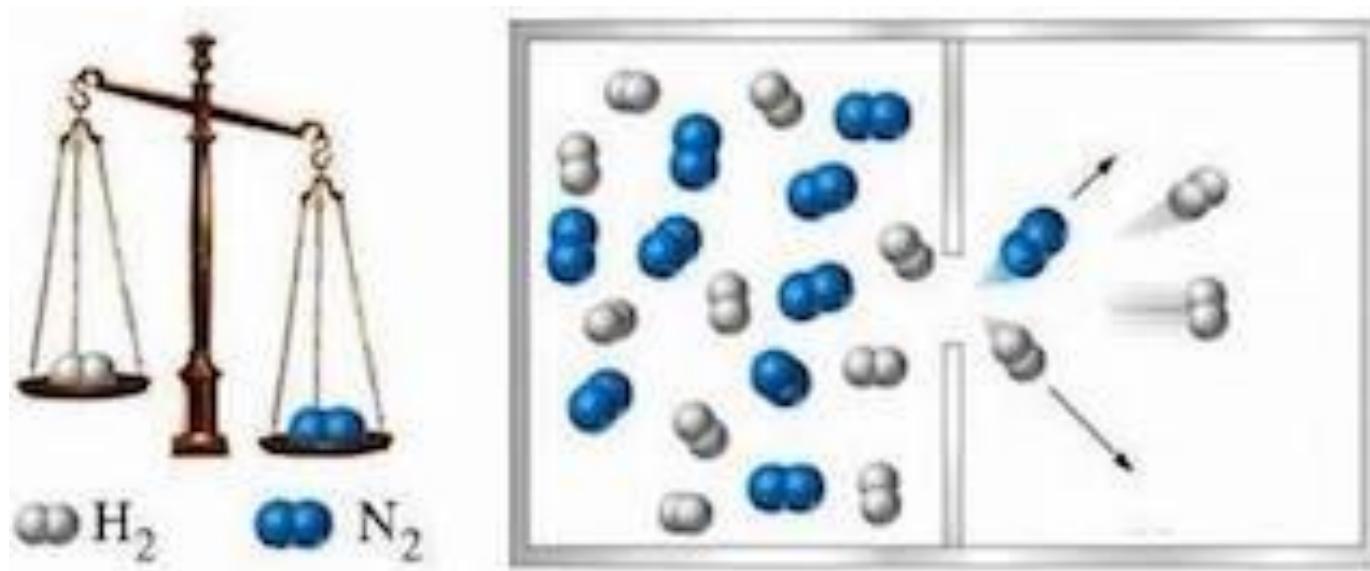
$$R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{°K}}$$

Il prodotto PV dipende solo dal numero *n* di particelle e **NON dalla loro natura**

$$PV = \frac{g}{P_M} RT$$

$$P_M = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

- Legge di Graham: la velocità con cui un gas esce da un foro di piccole dimensioni è inversamente proporzionale alla radice quadrata. del suo peso molecolare



$$v = k \frac{1}{\sqrt{P_M}}$$

$$v = \frac{s}{t}$$

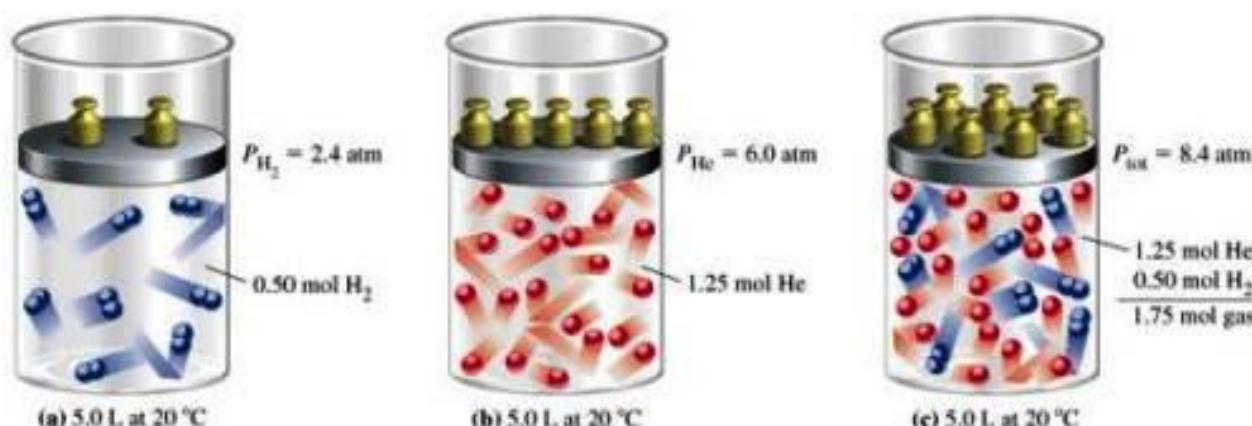
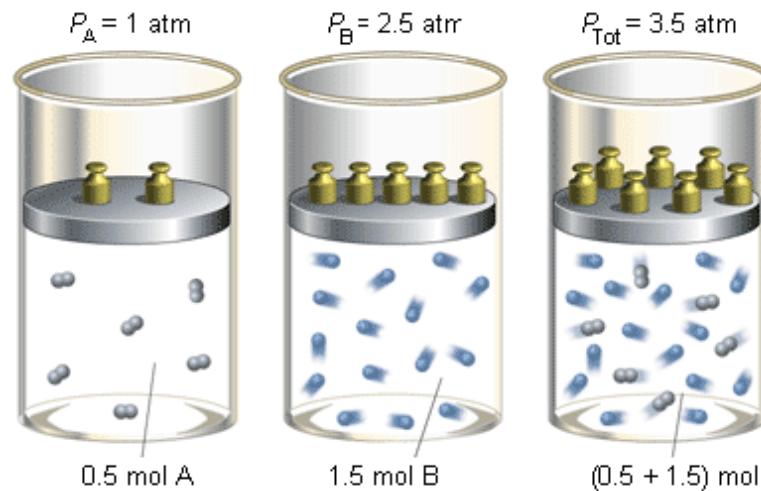
$$t = k \sqrt{P_M}$$

$$\frac{t_1}{t_2} = \frac{\sqrt{P_{M_1}}}{\sqrt{P_{M_2}}}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{\sqrt{P_{M_1}}}{\sqrt{P_{M_2}}}$$

- Legge di Dalton: mescolando due o più gas in un recipiente, se non avviene nessuna reazione, la P_{tot} esercitata dalla miscela gassosa è uguale alla somma delle pressioni parziali che i singoli componenti eserciterebbero se occupassero da soli il recipiente

$$P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$



$$P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

Ciascun componente gassoso si comporta come fosse da solo e contribuisce alla pressione totale in proporzione al suo numero di moli

n_1 moli del gas 1

n_2 moli del gas 2

n_n moli del gas n

$$P_{tot} = \frac{n_{tot} RT}{V} = \frac{(n_1 + n_2 + \dots + n_n) RT}{V}$$

$n_1 + n_2 + \dots + n_n = n$ moli di gas nel recipiente

$$P_{tot} = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \dots + \frac{n_n RT}{V} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Dividendo membro a membro l'equazione di stato di ciascun componente per l'equazione di stato della miscela si ottiene:

$$\frac{P_i V}{P_{tot} V} = \frac{n_i RT}{n_{tot} RT}$$

$$P_i = \frac{n_i}{n_{tot}} P_{tot}$$

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

è detto **frazione molare** del componente i^{mo}

n.b. la somma delle frazioni molari di tutti i componenti deve essere = 1

$$P_i = \chi_i P_{tot}$$

La legge di Dalton si può riformulare come: **la pressione parziale di un componente gassoso è pari al prodotto tra la sua frazione molare e la pressione totale della miscela**

Gas reali

- bassa P
 - alta T
- Non trascurabilità del volume proprio delle molecole (**effetto su V**)

b: volume occupato da una mole di gas

$$V_{\text{reale}} = V_{\text{ideale}} - n \times b$$

- Presenza di interazioni tra le molecole (**effetto su P**)
 - alte P \rightarrow predominio di forze attrattive
 - durata media maggiore degli urti tra le molecole
 - diminuzione degli urti per unità di tempo
 - $P_{\text{reale}} < P_{\text{ideale}}$

$$P_{\text{ideale}} = P_{\text{reale}} + a n^2 / V^2$$

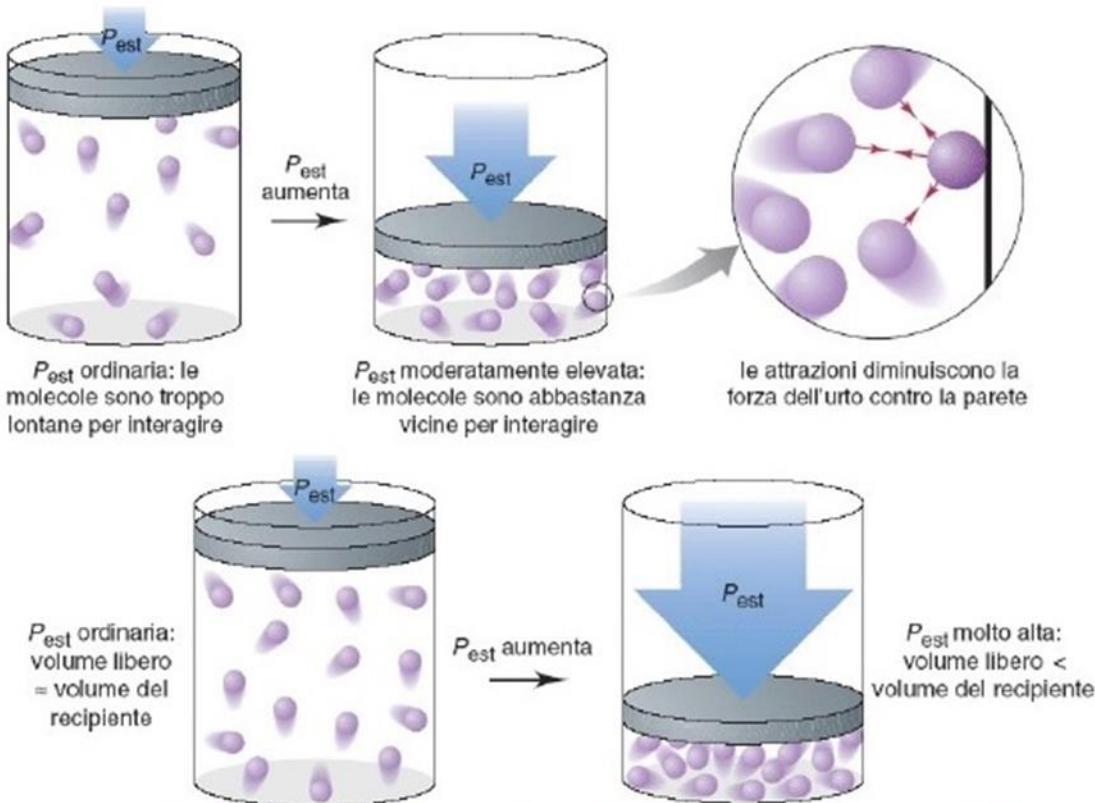
$$PV = nRT$$

gas ideale

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2} \right) \left(V - nb \right) = nRT$$

gas reale

equazione di Van der Waals



Per i gas reali **le interazioni fra molecole non sono trascurabili** e il **volume** disponibile ad ogni molecola per muoversi è **minore del volume misurato**

A 20 °C e 730 torr un gas occupa un volume di 20 litri. Calcolare il volume occupato alla pressione di 2 atm mantenendo costante la temperatura.

3) $T_1 = 20^\circ\text{C} = 293,15\text{ K}$

$$P_1 = 730 \text{ Torr} = 0,960 \text{ atm}$$

$$V_1 = 20 \text{ lt}$$

Calco il V a $P = 2 \text{ atm}$ e $T = \text{cost.}$

Dallo: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} \Rightarrow$

$$\Rightarrow \frac{0,960 \text{ atm} \cdot 20 \text{ lt} \cdot 293,15 \text{ K}}{2 \text{ atm} \cdot 293,15 \text{ K}} = 9,6 \text{ lt.}$$

0.81 g di un gas occupano alla temperatura di 273 K e 760 torr un volume di 0.412 L. Determinare il peso molecolare del gas.

$$0.81 : 0.412 = x : 22.414$$

↑
1 mole

p.m. = 44.07

A 20 °C e 730 torr un gas occupa un volume di 20 litri. Calcolare la pressione esercitata alla temperatura di -50 °C.

④ Inizialmente occorre convertire le unità di misura dei dati forniti:

$$20^\circ\text{C} = 293,15\text{ K} \quad 730\text{ torr} = 0,96\text{ atm} \quad -50^\circ\text{C} = 223,15\text{ K}$$

Secondo l'equazione di stato dei gas è possibile calcolare i parametri mancanti del nostro gas a 293,15 e 0,96 atm

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,96\text{ atm} \cdot 20\text{ L}}{0,082\text{ L} \cdot \text{atm} \cdot 293,15\text{ K}} = 0,80\text{ mol}$$

Adesso che conosciamo il numero di moli del nostro gas è possibile ottenere, sempre mediante l'equazione di stato, la nuova incognita del gas, la pressione a 223,15 K.

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,80\text{ mol} \cdot 0,082\text{ L} \cdot \text{atm} \cdot 223,15\text{ K}}{20\text{ L}} = 0,73\text{ atm}$$

0.350 moli di elio vengono mescolate con neon in un recipiente di 2.00 L fino a raggiungere una pressione di 5.0 Atm a 27 °C. Calcolare le pressioni parziali di elio e di neon e quanto neon deve essere mescolato con l'elio per ottenere la pressione indicata.

$$R = 0.0821$$

$$T = 300 \text{ K}$$

$$P_{He} = \frac{n \cdot \text{moli He} \cdot RT}{V} = \frac{0.350 \cdot 0.0821 \cdot 300}{2.00} = 4.31 \text{ Atm.}$$

$$P_{Ne} = P_{\text{tot}} - P_{He} = 5.00 - 4.31 \text{ Atm} = 0.69 \text{ Atm.}$$

$$\frac{n \cdot \text{moli Ne}}{RT} = \frac{P_{Ne} \cdot V}{RT} = \frac{0.69 \text{ Atm} \cdot 2.00}{0.0821 \cdot 300} = \boxed{0.056 \text{ moli}}$$

In un contenitore alla pressione di 0.98 Atm sono presenti 8 g di O₂ e 6 g di CO₂. Determinare le pressioni parziali dei due gas.

$$P_{\text{tot}} = 0.98 \text{ Atm}$$

$$P_{O_2} = P_{\text{tot}} \chi_{O_2}$$

$$P_{CO_2} = P_{\text{tot}} - P_{O_2}$$

$$\text{mol O}_2 : \frac{p \cdot M}{p \cdot m} = \frac{8g}{32} = 0.25 \quad \text{mol CO}_2 : \frac{6g}{(12.01 + 2 \cdot 16)} = 0.14$$

$$\text{mol tot} : 0.25 + 0.14 = 0.39$$

$$P_{O_2} : 0.98 \cdot \frac{0.25}{0.39} = 0.63 \text{ Atm}$$

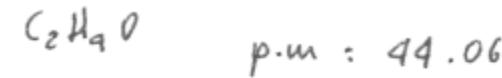
$$P_{CO_2} : 0.98 - 0.63 = 0.35 \text{ Atm}$$

L'analisi elementare di una specie chimica ha fornito i seguenti risultati: C = 54.50%; H = 9.14%; O = 36.36%. Dal momento che 2.25 g di questa specie occupano 910cm³ alla temperatura di 150°C e alla pressione di 740.0 torr, determinare la formula molecolare del composto.

$$C: 54.5/12 = 4.54 \quad 2$$

$$H: 9.14/1.01 = 9.07 \quad 4$$

$$O: 36.36/16 = 2.27 \quad 1$$



$$PV = nRT \rightarrow PV = \frac{p \cdot V}{p.m} RT$$

$$p.m = \frac{p \cdot V}{PV} RT = \frac{2.25 \text{ g}}{\frac{740.0910}{760}} \cdot 0.082 \cdot 423$$

$$= 88.11$$

$$\frac{88.11}{44.06} = 2$$



Una miscela gassosa costituita dal 30% di SO_2 , dal 45% di O_2 e dalla restante parte di SO_3 (percentuali in peso) pesa complessivamente 200g ed è contenuta in un recipiente dal volume di 10.0 L alla temperatura di 100°C. Calcolare le pressioni parziali di ciascun gas.

$$200 \text{ g} \cdot 30\% = \frac{p \cdot \text{gr} \text{ } \text{SO}_2}{p \cdot \text{m} \text{ } \text{SO}_2} = n \cdot \text{mol} \text{ } \text{SO}_2 = 200 \cdot \frac{30}{100} \cdot \frac{1}{64.0} = 0.9$$

$$200 \cdot 45\% = \frac{p \cdot \text{gr} \text{ } \text{O}_2}{p \cdot \text{m} \text{ } \text{O}_2} = n \cdot \text{mol} \text{ } \text{O}_2 = 200 \cdot \frac{45}{100} \cdot \frac{1}{32} = 2.81 \text{ mol}$$

$$200 \cdot (100 - 75)\% = \frac{p \cdot \text{gr} \text{ } \text{SO}_3}{p \cdot \text{m} \text{ } \text{SO}_3} = n \cdot \text{mol} \text{ } \text{SO}_3 = 200 \cdot \frac{25}{100} \cdot \frac{1}{80.1} = 0.624$$

$$n \cdot \text{mol TOT} = 4.37 \text{ mol}$$

$$P_{\text{TOT}}: \frac{n_{\text{TOT}} \cdot RT}{V} = \frac{4.37 \cdot 0.082 \cdot 373.15}{10} = 13.37 \text{ Atm}$$

$$P_{\text{SO}_2} = P_{\text{TOT}} \chi_{\text{SO}_2} = 13.40 \cdot \frac{0.936}{4.37} = 2.87 \text{ Atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{TOT}} \chi_{\text{O}_2} = 13.40 \cdot \frac{2.81}{4.37} = 8.61 \text{ Atm}$$

$$P_{\text{SO}_3} = P_{\text{TOT}} \chi_{\text{SO}_3} = 13.40 \cdot \frac{0.624}{4.37} = 1.91 \text{ Atm}$$