

**Stato
gassoso**



gas ideale

- a) le particelle non interagiscono fra loro**
- b) le dimensioni delle particelle sono infinitamente piccole: il volume occupato dalle particelle è trascurabile rispetto al volume del recipiente che le contiene (*covolume = 0*)**
- c) le particelle sono in movimento continuo (*moto browniano*)**
- d) gli urti fra le particelle e fra le particelle e le pareti del recipiente che le contiene sono completamente elastici
(negli urti sia la quantità di moto che l'energia sono conservate)**

In pratica la maggior parte dei gas ad alte temperature e basse pressioni si comporta da gas ideale, mentre altri, come idrogeno, azoto, ossigeno ed alcuni gas nobili (elio, argon), in condizioni normali di temperatura e pressione presentano un comportamento quasi ideale.

Lo stato di una data massa di un gas ideale è completamente definito da tre parametri:

Volume

Pressione

Temperatura

Pressione

(rapporto forza/superficie)

Unità di misura : **Pascal**

1 Pascal = 1 Newton /m²

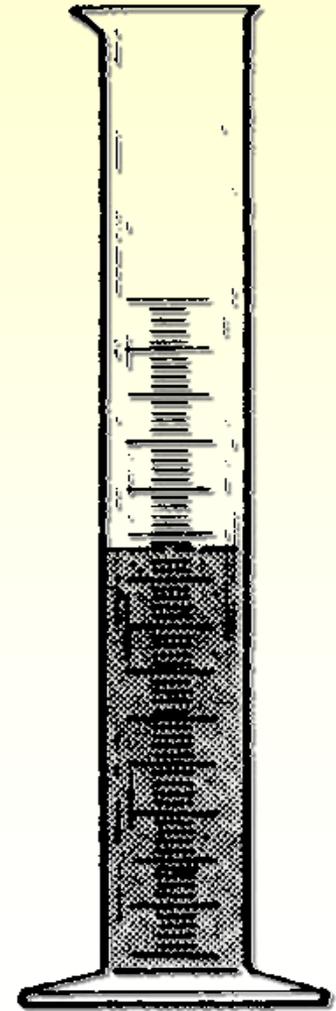
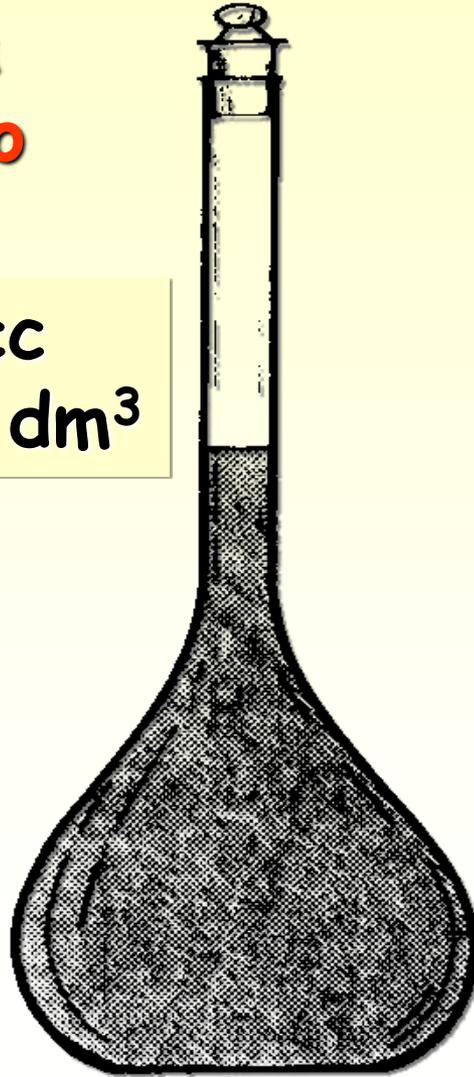
1 atmosfera = 101325 Pa = 760 mmHg
1MPa = 10 atm

Volume

Unità di misura
centimetro cubo

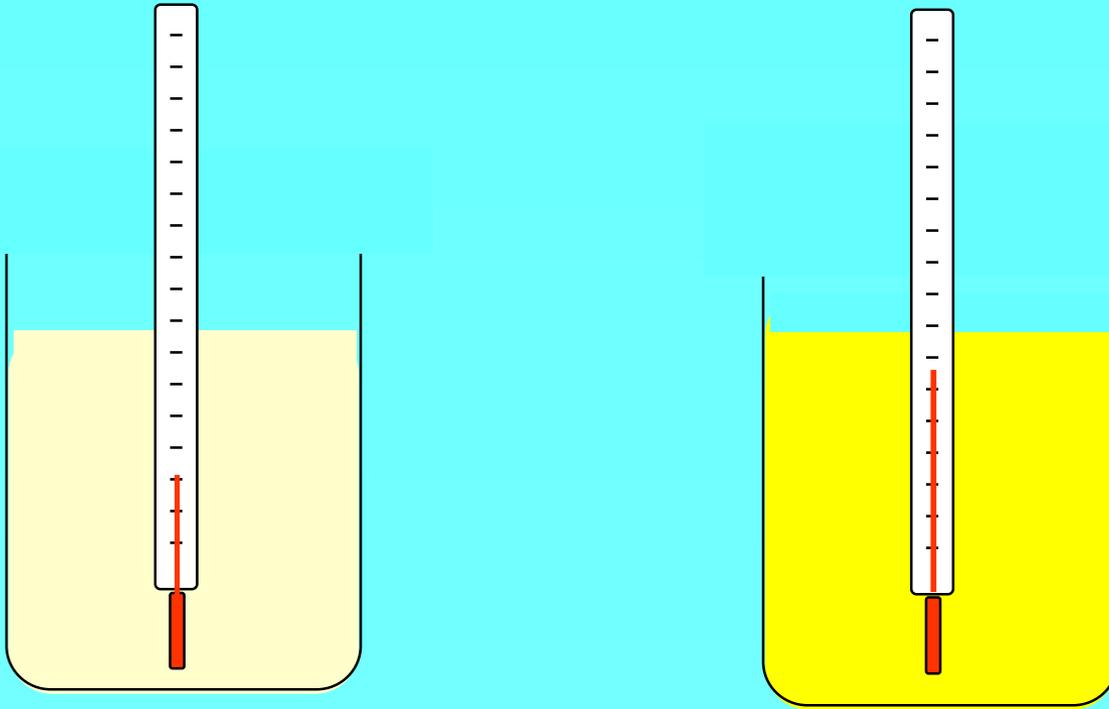
$$1 \text{ ml} = 1,000028 \text{ cc}$$

$$1 \text{ l} = 1,000027 \text{ dm}^3$$



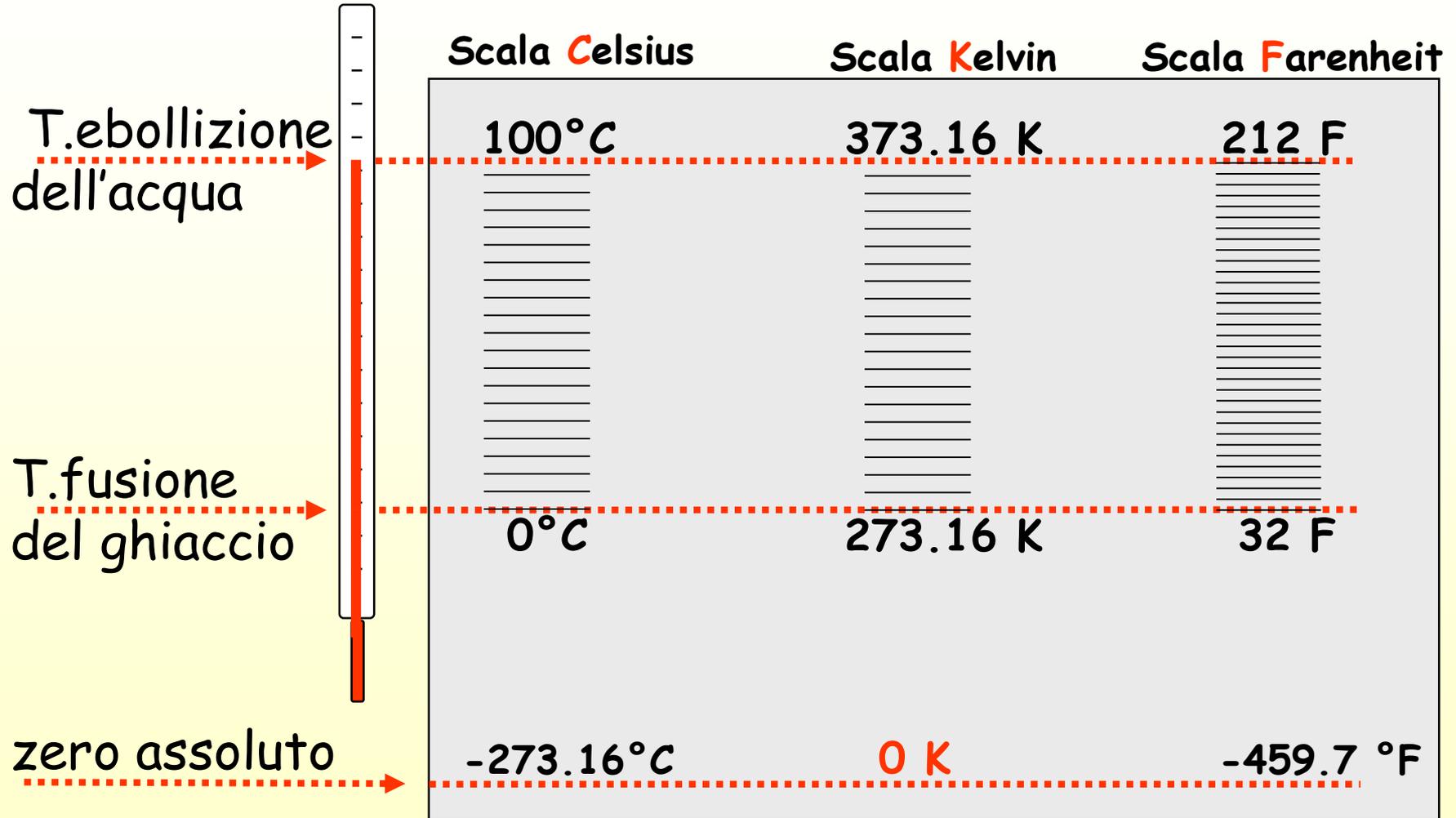
Temperatura

Si definisce temperatura la proprietà di un corpo di trasferire calore ad un altro corpo



La temperatura e il calore sono concetti diversi: la temperatura è la proprietà di un corpo ed è una variabile intensiva; il calore è una forma di energia.

Scale termometriche



Scale termometriche

$$T_{\circ K} = t_{\circ C} + 273,16$$

$$t_{\circ C} = T_{\circ K} - 273,16$$

$$t_{\circ F} = 1,8 \cdot t_{\circ C} + 32$$

$$t_{\circ C} = \frac{t_{\circ F} - 32}{1,8}$$

Legge di Boyle: legge delle isoterme (temperatura costante)

$$PV = K$$

Legge di Gay-Lussac: legge delle isobare (pressione costante)

$$V = KT$$

Legge di Charles: legge delle isocore (volume costante)

$$P = KT$$

Adottando un artificio è possibile derivare da queste tre leggi l'

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI

Equazione di stato dei gas ideali

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

n = numero di moli

R = costante universale dei gas

$R = 0.0821$ (litri \cdot atmosfere \cdot K⁻¹ \cdot moli⁻¹)

VOLUME MOLARE: 22,414 litri
Volume occupato da una mole
di qualsiasi gas in *condizioni normali*

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 273,16 \text{ }^\circ\text{K} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$n = 1 \text{ mole}$$

Legge di Avogadro "Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di P e t contengono lo stesso numero di molecole"

22,4 litri contengono $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole

Esempio di applicazione della equazione di stato dei gas

In una bombola di 70 litri è contenuto idrogeno alla pressione di 0.3 Mpa. La temperatura del gas è 25°C.

Quanti grammi di idrogeno sono contenuti nella bombola ?

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \text{ atmosfera} = 0,101 \text{ MPa} = 760 \text{ mmHg}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$\begin{aligned} 0.3 \text{ Mpa} &\equiv 3 \text{ atm} \\ 25^\circ\text{C} &= 298 \text{ K} \\ \text{PM H}_2 &= 2.016 \end{aligned}$$

$$n = \frac{3 \cdot 70}{0.0821 \cdot 298} = 8.583 \text{ moli}$$

$$\text{Massa} = 8.583 \cdot 2.016 = 17.304 \text{ g}$$

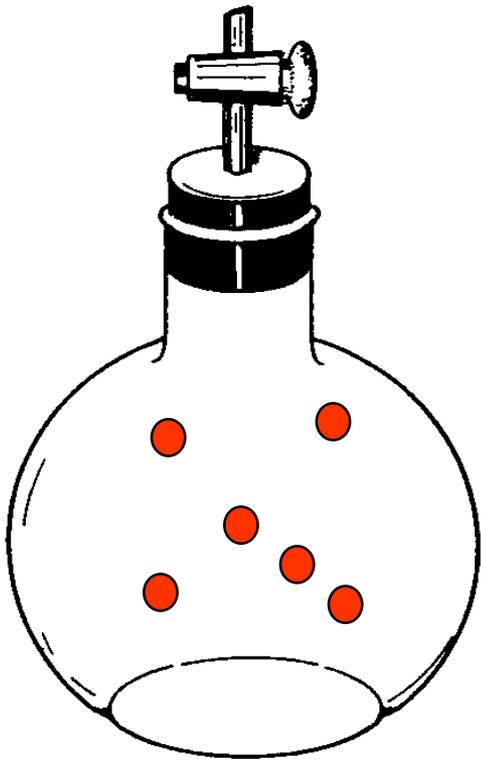
L'equazione di stato dei gas perfetti può essere applicata anche a miscele di gas

Legge di Dalton delle pressioni parziali

“La pressione totale di una miscela gassosa è data dalla somma delle pressioni parziali di ciascun gas”

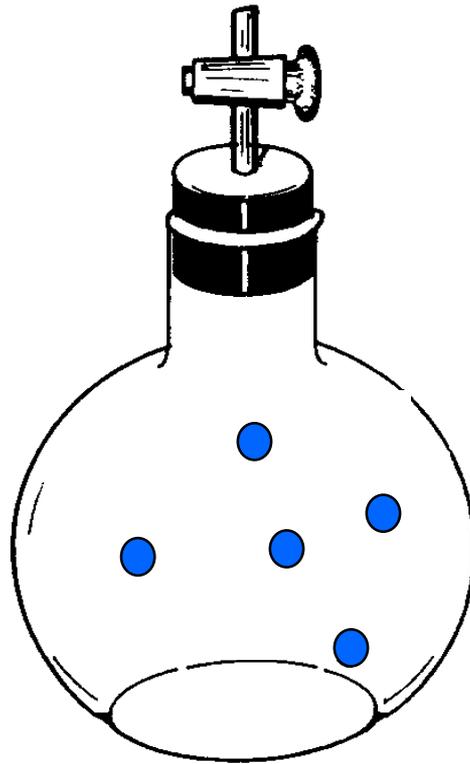
“La pressione parziale di ciascun gas che fa parte di una miscela gassosa a comportamento ideale, è uguale alla pressione che quel gas eserciterebbe se occupasse da solo il volume occupato dalla miscela gassosa”

Pressioni parziali



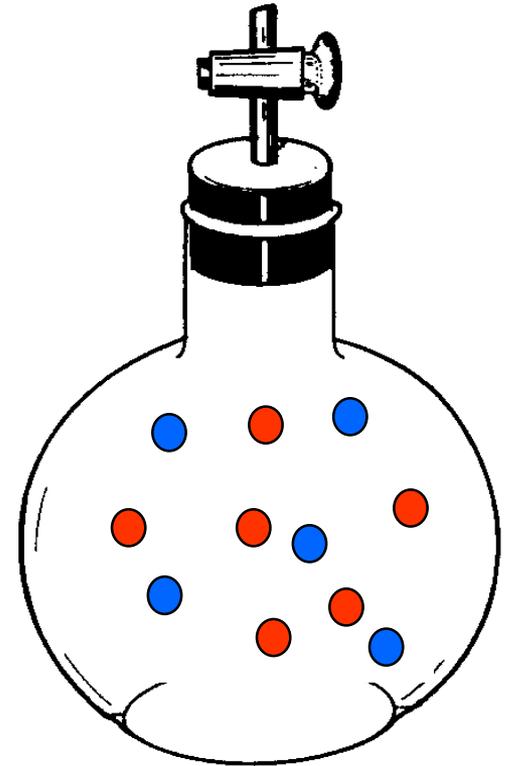
$$P_a = 1 \text{ atm}$$

$$P_a = P_{\text{tot}} \times x_a$$



$$P_b = 1 \text{ atm}$$

$$P_b = P_{\text{tot}} \times x_b$$



$$P = P_a + P_b = 2 \text{ atm}$$

$$P_{\text{tot}} = P_a + P_b$$

MISCELE GASSOSE

$$X_a = \frac{n_a}{n_a + n_b}$$

Frazioni molari

$$X_b = \frac{n_b}{n_a + n_b}$$

$P = 2,000 \text{ atm}$

$$P_a = P_{\text{tot}} \cdot X_a$$

$$P_b = P_{\text{tot}} \cdot X_b$$

a (moli)	b (moli)	X_a	X_b	P_a	P_b
1	1	0.50	0.50	1.000	1.00
2	1	0.666	0.333	1.333	0.667
2	3	0.40	0.60	0.800	1.200
3	1	0.75	0.25	1.500	0.500
4	1	0.80	0.20	1.600	0.400