



Universita' degli Studi dell'Insubria

# Termodinamica Chimica



Miscele di gas ideali



`dario.bressanini@uninsubria.it`

`http://scienze-como.uninsubria.it/bressanini`



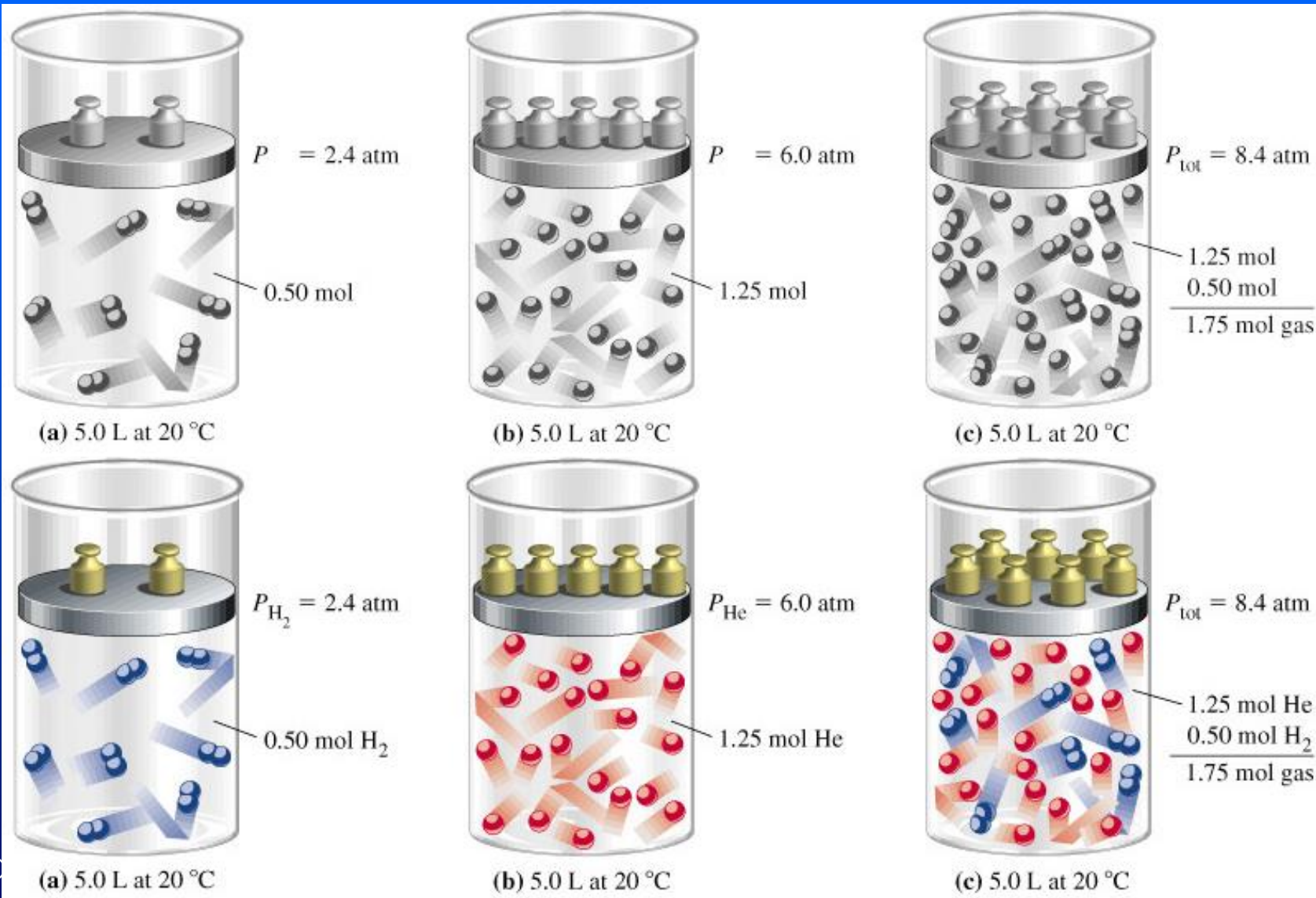
# Miscela di Gas Ideali

---

- Cosa ci dobbiamo aspettare se misceliamo dei gas ideali?
- **Nulla di particolare!** In un gas ideale, le molecole non interagiscono fra loro, e quindi la loro natura è del tutto influente.
- Dalton, (lo stesso del “Daltonismo”) studiò le miscele di gas nel XIX secolo



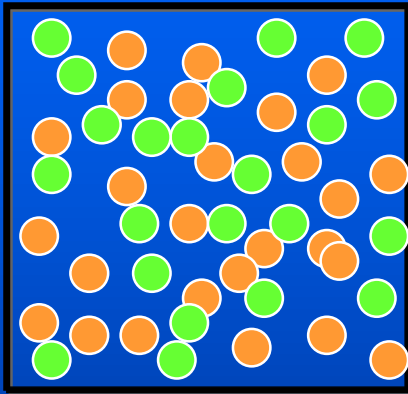
# Miscela di Gas Ideali



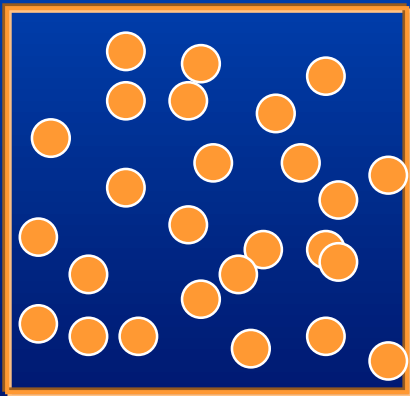


# Pressione Parziale

Consideriamo due gas ideali in un recipiente di volume  $V$

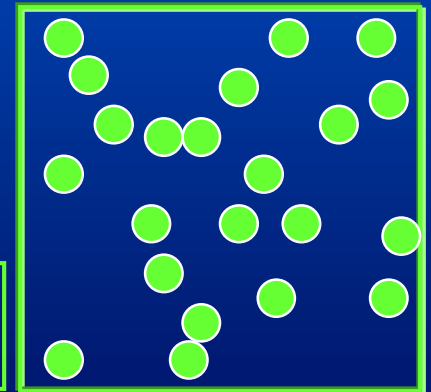


La **Pressione parziale** è la pressione che il gas eserciterebbe nel recipiente se fosse da solo, alla stessa temperatura



$$p_1 = n_1RT/V$$

$$p_2 = n_2RT/V$$





# Legge di Dalton

---

In una miscela di gas ideali, la pressione totale esercitata dalla miscela è la somma delle pressioni parziali dei gas costituenti la miscela

$$p_{tot} = p_1 + p_2 + p_3 \dots$$

$$p_{tot} = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \dots = (n_1 + n_2 + \dots) \frac{RT}{V}$$



# Pressioni Parziali

**TABLE 12.2** Components of Atmospheric Dry Air

Constituent	Molar Mass	Mole Percent	Partial Pressure at STP (atm)
N <sub>2</sub>	28.01	78.084	0.78084
O <sub>2</sub>	32.00	20.946	0.20946
CO <sub>2</sub>	44.01	0.033	0.00033
Ar	39.95	0.934	0.00934

Average molar mass of dry air = 28.960 g/mol

Ogni gas esercita una pressione parziale. La pressione totale è la somma delle pressioni parziali



# Frazioni Molari

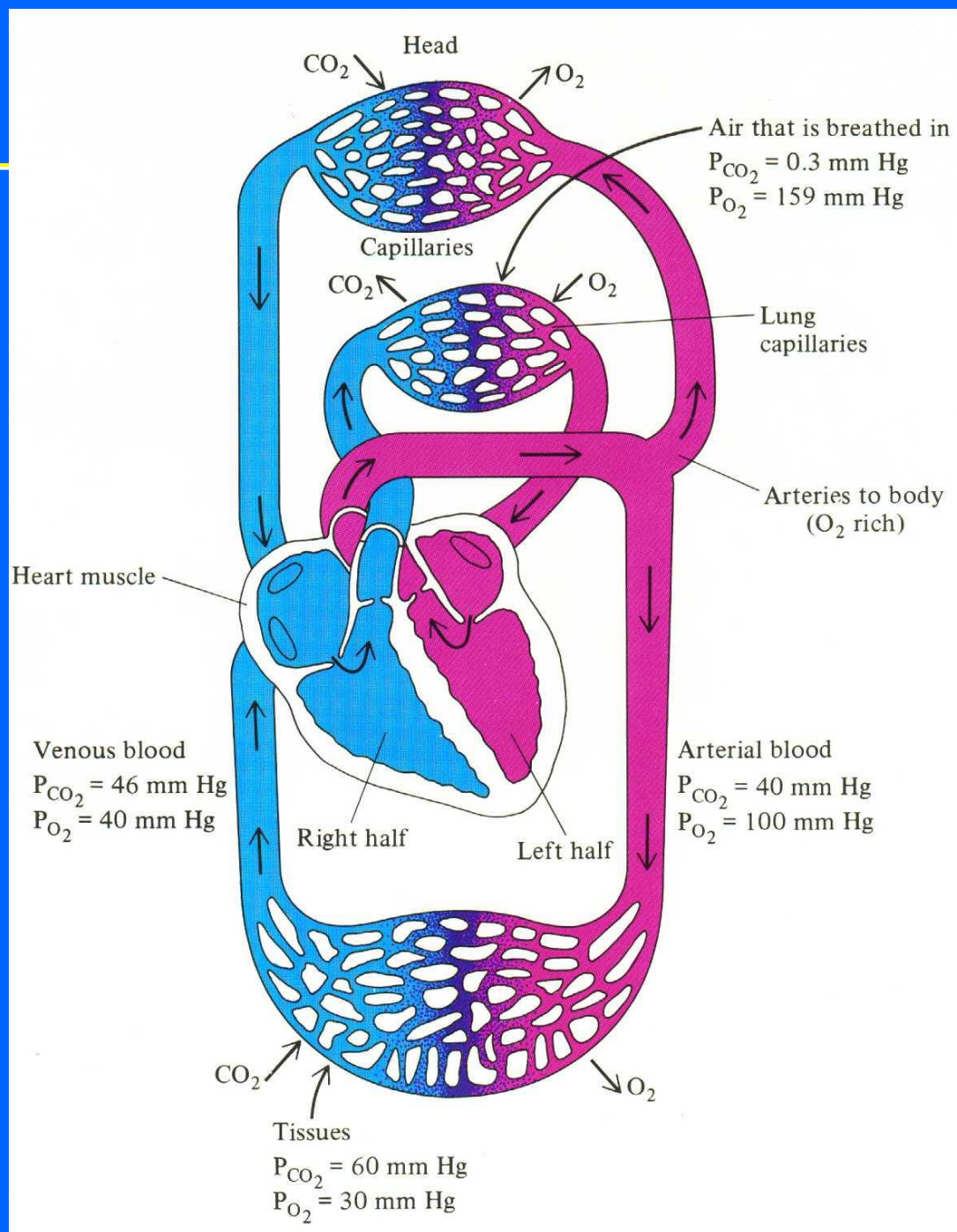
Calcoliamo il rapporto tra la pressione parziale di un gas e la pressione totale

$$\frac{p_i}{p_{\text{tot}}} = \frac{\frac{\cancel{n_i RT}}{\cancel{V}}}{\frac{\cancel{n_{\text{tot}} RT}}{\cancel{V}}} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$$

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

Frazione Molare









# Frazioni Molari e Pressioni Parziali

---

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

$$p_i = \chi_i p_{tot}$$



# Esercizio

Un recipiente di 10 Litri a 273 Kelvin contiene 2 grammi di  $H_2$  e 8 grammi di  $N_2$ . Calcolare le pressioni parziali e la pressione totale

$$2.00 \text{ g } H_2 \times \frac{\text{mol } H_2}{2.016 \text{ g } H_2} = 0.992 \text{ mol } H_2$$

$$8.00 \text{ g } N_2 \times \frac{\text{mol } N_2}{28.02 \text{ g } N_2} = 0.286 \text{ mol } N_2$$

$$P_{H_2} = 0.992 \text{ mol} \frac{0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{10.0 \text{ L}} = 2.22 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = 0.286 \text{ mol} \frac{0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{10.0 \text{ L}} = 0.641 \text{ atm}$$