

Trovare il volume occupato da una mole di gas perfetto a zero gradi centigradi e a pressione atmosferica ( condizioni normali )

$$\text{da } pV = nRT \quad \text{per } n = 1 \quad pV = RT \quad \Rightarrow \quad V = \frac{RT}{p}$$

$$\text{numericamente } R = 8.314 \left[ \frac{\text{Joule}}{\text{mole} \cdot \text{Kelvin}} \right]$$

$$\text{quindi : } V = \frac{8.314 \cdot 273.15}{101325} = 22.414 \cdot 10^{-3} m^3 \quad \equiv \quad 22.414 \text{ litri}$$

Nota bene : si e' espressa la temperatura in gradi Kelvin e la pressione in Pascal

# Dimostrare che la pressione di una miscela di gas perfetti diversi e' la somma delle pressioni parziali

si definisce "pressione parziale" la pressione che ciascun gas della miscela eserciterebbe se occupasse da solo tutto il volume a disposizione

se la miscela di gas e' costituita da  $N_1$  molecole del primo tipo di gas,  $N_2$  del secondo etc.. .

$$N = N_1 + N_2 + \dots$$

$N$  e' il numero totale di molecole contenute nella miscela

da  $pV = nRT$  e dalla definizione della costante di Boltzmann  $k = \frac{R}{N_A}$

si ricava :  $pV = k (nN_A)T = kNT$

$$p = \frac{kNT}{V} = \frac{(N_1 + N_2 + \dots)kT}{V} = \frac{N_1 kT}{V} + \frac{N_2 kT}{V} + \dots = p_1 + p_2 + \dots \quad \text{" legge di Dalton "}$$

Determinare il volume occupato da 10 g di ossigeno alla pressione atmosferica ed alla temperatura  $T = 480 \text{ K}$

l'ossigeno a pressione atmosferica e a 480 gradi kelvin, ~ 200 gradi centigradi, sarà con ottima approssimazione un gas perfetto

$$pV = nRT$$

$p = 1 \text{ atm} = 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$   
 $m = 10 \text{ g}$   
 $T = 480 \text{ K}$

per risolvere l'esercizio occorre determinare il numero di moli!

il peso molecolare dell' $\text{O}_2$  è 32 g/mole quindi il numero  $n$  di moli sarà  $m/\text{peso molecolare}$  ossia  $n = 10/32 = 0.32 \text{ moli}$  → non occorre fare conversioni da g a Kg

da  $pV = nRT$  si ha che  $V = \frac{nRT}{p}$  per cui  $V = 1.2 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$

# Backup Slides