

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

$$p = \frac{kNT}{V} = \frac{(N_1 + N_2 + \dots)kT}{V} = \frac{N_1kT}{V} + \frac{N_2kT}{V} + \dots = p_1 + p_2 + \dots \quad \text{“ legge di Dalton ”}$$

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

$$pV = nRT \quad \begin{array}{l} p = 1 \text{ atm} = 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ m = 10 \text{ g} \\ T = 480 \text{ K} \end{array}$$

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

il peso molecolare dell' O_2 è 32 g/mole quindi il numero n di moli sarà m/peso

molecolare ossia $n = 10/32 = 0.32$ moli \rightarrow 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