

**72. (ENCE-UERJ-CEFET-RJ)** Necessita-se armazenar certa quantidade de oxigênio gasoso. A massa do gás é de 19,2 g, à temperatura de 277°C e à pressão de 1,50 atm. O recipiente que melhor o armazenará terá aproximadamente o seguinte volume, em litros: (dados: massa molar de O<sub>2</sub> = 32 g mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>).

- a) 4,50
- b) 9,00
- c) 18,0
- d) 20,5
- e) 36,0

**73.** Calcule a qual pressão, em atm sabendo que 4,40g de CO<sub>2</sub> ocupam um volume de 44,8 L a 273°C. (dados: R = 0,082 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>; massas atômicas: C = 12; O =16)

**74. (FATEC-SP)** Qual a massa de CO<sub>2</sub> existente em 8,2 L desse gás, submetido à temperatura de 27°C e pressão de 3 atm? (dados: R = 0,082 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>; massa molar de CO<sub>2</sub> = 44g mol<sup>-1</sup>).

**75. (FUC-MT)** Um recipiente de 0,82 litros contendo gás metano (CH<sub>4</sub>) mantido à pressão de 3 atmosferas e 27°C, contém: (dados: R = 0,082 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>).

- a) 1 mol de CH<sub>4</sub>
- b) 6,02 . 10<sup>23</sup> moléculas do gás.
- c) 10 mols de CH<sub>4</sub>
- d) 0,1 mol de CH<sub>4</sub>
- e) 3,01 . 10<sup>22</sup> moléculas do gás

**76.** 0,8g de uma substância no estado gasoso ocupa um volume de 656ml a 1,2atm e 63°C. A qual substância, isto representa? Dado: Ma (g/mol): H = 1, C = 12, O = 16, N = 14; R = 0,082 Atm.L /Mol.K

- a) N<sub>2</sub>
- b) O<sub>2</sub>
- c) CO<sub>2</sub>
- d) NH<sub>3</sub>
- e) CH<sub>4</sub>

**77. (FESP)** A 75°C e 639 mm Hg, 1,065 g de uma substância ocupa 623 ml no estado gasoso. A massa molecular da substância é: (dado: R =62,3 mm Hg mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>).

- a) 58g/mol
- b) 0,058 g/mol
- c) 12,5 g/mol
- d) 18,36 g/mol
- e) 0,0125 g/mol

## DENSIDADE DOS GASES

### DENSIDADE ABSOLUTA OU MASSA ESPECÍFICA

É a relação massa/volume de um gás em dada pressão e temperatura.

Como o volume de 1 mol (V<sub>M</sub>) vale 22,4 L a 1 atm e 0°C, e a massa molar do H<sub>2</sub> é 2 g/mol, podemos determinar d<sub>H</sub> nessas condições:

$$d_H = \frac{2g}{22,4L} = 0,09 \text{ g/L} \quad (1\text{atm}, 0\text{C})$$

**Genericamente:** 
$$d_x = \frac{M_x}{22,4} \frac{g}{L}$$

Para uma condição qualquer, podemos usar a Equação de Clapeyron:

$$PV = nRT \text{ mas } n = \frac{m}{M}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad PM = \frac{m}{M} RT \quad PM = dRT$$

$$d = \frac{PM}{RT}$$

Mas como a densidade de um gás varia com a pressão? Utilizando a expressão de densidade, derivada da Equação de Clapeyron, podemos fazer comparações de situações através de R:

$$R = \frac{PM}{dT} \quad \frac{P_1 M_1}{d_1 T_1} = \frac{P_2 M_2}{d_2 T_2}$$

Para um mesmo gás, M<sub>1</sub> = M<sub>2</sub> ; então:

- À temperatura constante (transformação isotérmica)

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{P_1}{P_2}$$

- À pressão constante (transformação isobárica):

$$d_1 T_1 = d_2 T_2$$