

PARTE 3 – Princípio de Avogadro e Equação de Clapeyron
(Aulas 15 e 16)

5. Resposta: D

Resolução:

Massa molar do isobutano = 58 g/mol. Logo:

$$\begin{array}{rcccl} 1 \text{ mol} & \text{-----} & 58 \text{ g} & \text{-----} & 25 \text{ L} \\ & & m & & 1 \times 10^{-3} \text{ mL} \\ & & & & m = 2,32 \times 10^{-3} \text{ g} \\ & & & & \text{ou} \\ & & & & m \approx 2 \text{ mg} \end{array}$$

6. Resposta: C

Resolução:

Massa molar do oxigênio = 32 g/mol. Logo:

$$\begin{array}{rcccl} 1 \text{ mol} & \text{-----} & 32 \text{ g} & \text{-----} & 22,4 \text{ L} \\ & & m & & 112 \times 10^{-3} \text{ mL} \\ & & & & m = 0,16 \text{ g} \\ & & & & \text{ou} \\ & & & & m \approx 160 \text{ mg} \end{array}$$

7. Resposta: E

Resolução:

$$n = \frac{P.V}{R.T} = \frac{7,62 \cdot 2}{0,082 \cdot 300} = \mathbf{0,62 \text{ mol}}$$

8. Resolução:

a) Substâncias = 3 (NaHCO₃, CH₃COOH e H₂O).

Elementos = 4 (H, C, O e Na).

b)

$$P.V = \frac{m}{M} \cdot R.T \Rightarrow m = \frac{P.V.M}{R.T} = \frac{14,76 \cdot 0,1 \cdot 44}{0,082 \cdot 300} = \mathbf{2,64 \text{ g}}$$

9. Resposta: D

Resolução:

Massa molar do C₂H₂F₄ = 102 g/mol. Logo, considerando os dados após a expansão:

$$P.V = \frac{m}{M} \cdot R.T$$

$$T = \frac{P.V.M}{m.R} = \frac{1 \cdot 3 \cdot 102}{16 \cdot 0,082} = \mathbf{233,2 \text{ K}}$$

10. Resposta: E

Resolução:

Todos os cilindros com mesmo V (mesma capacidade) e nas mesmas condições de T e P: pelo Princípio de Avogadro é possível afirmar que todos eles possuem a mesma quantidade de matéria.

Como:

$$m(\uparrow) = n \cdot M(\uparrow)$$

Para uma mesma quantidade de matéria, a massa no cilindro será tanto maior, quanto maior for a massa molar do gás armazenado. Dentre os gases apresentados, o O₂ é o que possui maior massa molar. Portanto, o cilindro preenchido com esse gás (**cilindro 4**) apresenta maior massa de gás.

11. Resposta: B

Resolução:

É preciso notar, antes de tudo, que nesse caso não é válido o Princípio de Avogadro, pois os cilindros não estão na mesma pressão. Mas para os dois cilindros vale a Constante universal dos gases. Logo:

$$R = \frac{P_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2}$$

Considerando que os cilindros possuem o mesmo V e a mesma T:

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$$

Considerando que n = m / M:

$$\frac{P_1 \cdot M_1}{m_1} = \frac{P_2 \cdot M_2}{m_2} \Rightarrow \frac{2 \cdot 44}{88} = \frac{1 \cdot 28}{m_2} \Rightarrow \mathbf{m_2 = 28 \text{ g}}$$

12. Resposta: 01 + 02 + 04 + 08 = 15

Resolução:

[01] = correta. As variáveis de estado, P, V e T, definem como o gás se encontra.

[02] = correta. É apresentado o enunciado do princípio de Avogadro (neste contexto, espécies = partículas gasosas).

[04] = correta. Transformação isobárica é a que ocorre com pressão constante.

[08] = correta. Grau de agitação térmica seria a energia cinética média, que é expressa pela temperatura.

[16] = incorreta. A Lei de Boyle se refere às transformações com temperatura constante.

13. Resposta: E

Resolução:

Quantidade de matéria inicial:

$$n = \frac{P.V}{R.T} = \frac{30 \cdot 0,068 \cdot 50}{0,082 \cdot 300} = 4,15 \text{ mol}$$

Quantidade de matéria final:

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \Rightarrow \frac{30}{4,15} = \frac{35}{n_2} \Rightarrow n_2 = 4,84 \text{ mol}$$

Quantidade adicionada:

$$n_{\text{ad}} = n_2 - n_1 = 4,84 - 4,15 = 0,69 \text{ mol} \cong \mathbf{0,7 \text{ mol}}$$

14. Resolução:

a) Transformação gasosa isocórica:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{30}{300} = \frac{P_2}{260} \Rightarrow P_2 = \mathbf{26 \text{ atm}}$$

b) Pela equação de Clapeyron:

$$P.V = \frac{m}{M} \cdot R.T$$

$$V = \frac{m.R.T}{M.P} = \frac{14000 \cdot 0,082 \cdot 300}{28 \cdot 30} = \mathbf{410 \text{ L}}$$

15. Resolução:

a) Pela equação de Clapeyron, massa do ar:

$$P.V = \frac{m}{M} \cdot R.T \Rightarrow m = \frac{P.V.M}{R.T} = \frac{10^5 \cdot 10^{-6} \cdot 29}{8,3 \cdot 298} = 0,00117 \text{ g}$$

Razão entre as massas:

$$\frac{m_{DOB}}{m_{ar}} = \frac{1,5 \text{ mg}}{1,17 \text{ mg}} = \mathbf{1,28}$$

b) Comprimido de DOB (1 meia-vida):

$$1,5 \text{ mg} \xrightarrow{t_{1/2}} 0,75 \text{ mg}$$

Comprimido de ecstasy (12 / 1,5 = 8 meias-vidas):

$$10 \text{ mg} \xrightarrow{t_{1/2}} 5 \xrightarrow{t_{1/2}} 2,5 \xrightarrow{t_{1/2}} 1,25 \xrightarrow{t_{1/2}} 0,625 \xrightarrow{t_{1/2}} 0,312 \xrightarrow{t_{1/2}} 0,156$$

$$\xrightarrow{t_{1/2}} 0,078 \xrightarrow{t_{1/2}} 0,039 \text{ mg}$$

Portanto, após 12 horas, **o indivíduo que ingeriu DOB** teria maior massa de princípio ativo da droga.

PARTE 4 – Misturas Gasosas (Aulas 17 e 18)

5. Resposta: 02 + 04 = 06

Resolução:

[01] = falsa. Pois, diferentes massas de um mesmo gás apresentaram diferentes valores para as variáveis de estado de um gás.

[02] = verdadeira. Conhecendo, por exemplo, o número de mols (n) e as duas variáveis T e V, podemos determinar a pressão:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow P = \frac{n.R.T}{V}$$

[04] = verdadeira. Com T constante, P e V são inversamente proporcionais:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow P = \frac{n.R.T}{V} \Rightarrow P = \frac{cte}{V}$$

[08] = falsa. A a pressão parcial de um deles é a pressão que ele teria se estivesse puro, no mesmo volume e na mesma **temperatura** em que se encontra na mistura

[16] = falsa. Misturas de gases são sempre homogêneas.

6. Resolução:

b) $n_T = 2 + 3 = 5 \text{ mol}$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{2}{5} = 0,4 \text{ (40\%)}$$

$$P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P_T = 0,4 \cdot 2 = \mathbf{0,8 \text{ atm}}$$

$$X_{NO} = \frac{n_{NO}}{n_T} = \frac{3}{5} = 0,6 \text{ (60\%)}$$

$$P_{NO} = X_{NO} \cdot P_T = 0,6 \cdot 2 = \mathbf{1,2 \text{ atm}}$$

7. Resolução:

a) Argônio e neônio, os gases nobres.

b) Como a porcentagem em volume é igual à porcentagem em pressão:

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{21}{100} \cdot 1000 = \mathbf{210 \text{ hPa}}$$

$$P_{Ar} = \frac{n_{Ar}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,94}{100} \cdot 1000 = \mathbf{9,4 \text{ hPa}}$$

$$P_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,035}{100} \cdot 1000 = \mathbf{0,35 \text{ hPa}}$$

$$P_{Ne} = \frac{n_{Ne}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,0015}{100} \cdot 1000 = \mathbf{0,015 \text{ hPa}}$$

A pressão dos demais gases (P_{demais}) é calculada pela Lei de Dalton:

$$P_{demais} = P_T - P_{O_2} - P_{Ar} - P_{CO_2} - P_{Ne}$$

$$P_{demais} = 1000 - 210 - 9,4 - 0,35 - 0,015$$

$$P_{demais} = \mathbf{780,235 \text{ hPa}}$$

8. Resposta: D

Resolução: Encontrando as quantidades de matéria de cada gás:

$$n_{CO_2} = 1,5 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 16 \text{ g}$$

$$n_{CH_4} \text{ ----- } 8 \text{ g}$$

$$n_{CH_4} = 0,5 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 6 \times 10^{23} \text{ moléc.}$$

$$n_{CO} \text{ ----- } 12 \times 10^{23} \text{ moléc.}$$

$$n_{CO} = 2 \text{ mol}$$

Como a pressão parcial é proporcional à quantidade de matéria, podemos afirmar que:

$$\text{Se: } n_{CO} = 4 \times n_{CH_4},$$

$$\text{Então: } P_{CO} = 4 \times P_{CH_4}$$

9. Resposta: D

Resolução: Como a porcentagem em volume é igual à porcentagem em pressão:

$$P_{CH_4, \text{biometano}} = \frac{n_{CH_4}}{n_T} \cdot P_T = \frac{95}{100} \cdot 2 = 1,9 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4, \text{biogás}} = \frac{n_{CH_4}}{n_T} \cdot P_T = \frac{60}{100} \cdot 2 = 1,2 \text{ atm}$$

Logo:

$$P_{CH_4, \text{biometano}} - P_{CH_4, \text{biogás}} = 1,9 - 1,2 = \mathbf{0,7 \text{ atm}}$$

10. Resposta: C

Resolução: Como a porcentagem em volume é igual à porcentagem em pressão:

$$P_{CH_4} = \frac{n_{CH_4}}{n_T} \cdot P_T = \frac{70}{100} \cdot 80 = \mathbf{56 \text{ atm}}$$

11. Resolução:

a) Considerando os dados fornecidos:

$$P.V = \frac{m}{M}.R.T$$

$$V = \frac{m.R.T}{M.P} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 298}{44 \cdot 1} = \mathbf{1,1 L}$$

b) Encontrando as quantidades de matéria de cada gás:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 44 \text{ g} \\ n_{CO_2} \quad \text{-----} \quad 2 \text{ g} \\ n_{CO_2} = 0,045 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 32 \text{ g} \\ n_{O_2} \quad \text{-----} \quad 1,44 \text{ g} \\ n_{O_2} = 0,045 \text{ mol} \end{array}$$

Temos que $n_T = 0,045 + 0,045 = 0,09 \text{ mol}$. Portanto:

$$P_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,045}{0,09} \cdot 1 = \mathbf{0,5 atm}$$

12. Resolução: Encontrando as quantidades de matéria de cada gás:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 32 \text{ g} \\ n_{O_2} \quad \text{-----} \quad 128 \text{ g} \\ n_{O_2} = 4 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 20,2 \text{ g} \\ n_{Ne} \quad \text{-----} \quad 323,2 \text{ g} \\ n_{Ne} = 16 \text{ mol} \end{array}$$

Temos que $n_T = 4 + 16 = 20 \text{ mol}$. Portanto:

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{4}{20} \cdot 24 = \mathbf{4,8 atm}$$

$$P_{Ne} = \frac{n_{Ne}}{n_T} \cdot P_T = \frac{16}{20} \cdot 24 = \mathbf{19,2 atm}$$

13. Resolução:

a) $P_T = P_{atm} + 3 \cdot P_{10m} = 1 + 3 \cdot 1 = \mathbf{4 atm}$.

b) Como a porcentagem em volume é igual à porcentagem em pressão:

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{80}{100} \cdot 4 = \mathbf{3,2 atm}$$

c) Considerando a pressão parcial do N_2 no seu pulmão:

$$n_{N_2} = \frac{P_{N_2} \cdot V}{R.T} = \frac{3,2 \cdot 6}{0,082 \cdot 298} = \mathbf{0,79 mol}$$

14. Resolução:

b) Em 100 g de ozônio temos 5 g de O_3 e 95 g de O_2 . Encontrando as quantidades de matéria:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 48 \text{ g} \\ n_{O_3} \quad \text{-----} \quad 5 \text{ g} \\ n_{O_3} = 0,10 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 32 \text{ g} \\ n_{O_2} \quad \text{-----} \quad 95 \text{ g} \\ n_{O_2} = 2,97 \text{ mol} \end{array}$$

Temos que $n_T = 0,10 + 2,97 = \mathbf{3,07 mol}$.

Pressão parcial do gás ozônio:

$$P_{O_3} = \frac{n_{O_3}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,1}{3,07} \cdot 1550 = \mathbf{50,5 mmHg}$$

15. Resposta: D

Resolução:

Montando um sistema:

$$\begin{cases} P_{H_2} = 3 \cdot P_{CO_2} \\ P_{H_2} + P_{CO_2} = 0,82 \end{cases}$$

Substituindo a primeira equação na segunda:

$$3P_{CO_2} + P_{CO_2} = 0,82$$

$$P_{CO_2} = 0,205 atm$$

E também:

$$P_{H_2} = 0,82 - 0,205 = 0,615 atm$$

Cálculo da pressão parcial do CO_2 :

$$P.V = \frac{m}{M}.R.T$$

$$m_{CO_2} = \frac{P_{CO_2} \cdot V \cdot M_{CO_2}}{R.T} = \frac{0,205 \cdot 240 \cdot 44}{0,082 \cdot 300} = \mathbf{88 g}$$

Cálculo da pressão parcial do H_2 :

$$P.V = \frac{m}{M}.R.T$$

$$m_{H_2} = \frac{P_{H_2} \cdot V \cdot M_{H_2}}{R.T} = \frac{0,615 \cdot 240 \cdot 2}{0,082 \cdot 300} = \mathbf{12 g}$$