



01. Os gases hélio (He), hidrogênio (H₂) e metano (CH₄) têm massas moleculares, respectivamente, iguais a 4u, 2u e 16u. Assim, as velocidades com que esses gases escapam das bexigas estão na seguinte ordem:

$$v(\text{CH}_4) < v(\text{He}) < v(\text{H}_2)$$

Desse modo, a bexiga com gás metano demora mais para murchar, enquanto a bexiga com gás hidrogênio murcha mais rapidamente.

Resposta: E

02. A emersão depende da solubilidade do sal: se o sal for mais solúvel, deverá se dissolver, diminuindo o peso do saco e facilitando a emersão e subida do balão. A emersão também depende da permeabilidade do saco, que pode permitir a entrada de água mais rapidamente ou mais lentamente para dissolver o sal. E por fim, a densidade do gás está relacionada à emersão do balão, pois gases mais densos demoram mais para ascender.

Resposta: E

03. As massas molares são: H₂S = 34 g/mol; (CH₃)₂O = 46 g/mol; SO₂ = 64 g/mol. A velocidade do gás é maior quando sua massa molar é menor, fazendo com que seu cheiro característico seja sentido primeiro. Assim, será sentido primeiro o cheiro do H₂S e por último o cheiro do SO₂.

Resposta: B

04. Colocando-se as massas na mesma unidade de medida, temos:

- A) 1000 g de chumbo (sólido)
- B) 10 · 100 g = 1000 g de CO₂ (gás)
- C) 100 · 0,1 g = 10 g de uísque (líquido)
- D) 1000 g de algodão (sólido)
- E) 0,001 · 1000 kg = 1 kg = 1000 g de água (líquido)

Considerando as amostras com massas iguais (**a, b, d, e**), ocupa maior volume a amostra gasosa (CO₂), devido a sua menor densidade. E mesmo que a amostra (C) tivesse a mesma massa que a amostra de CO₂ ainda assim o CO₂ ocuparia o maior volume.

Resposta: B

05. (1) 0,2 mol Ar + 0,8 mol N₂
 (1.1) 0,2 mol Ar + 0,8 mol N₂ + 0,2 mol C₂H₂
 (1.2) 0,2 mol Ar + 0,8 mol N₂ + 0,4 mol C₂H₂
 (1.3) 0,2 mol Ar + 0,8 mol N₂ + 0,6 mol C₂H₂

A pressão parcial de um gás é proporcional ao seu número de mols.

- I. Incorreta. A pressão parcial do argônio é a mesma.
- II. Incorreta. A pressão parcial do nitrogênio é a mesma.
- III. Correta. O número de mols de C₂H₂ triplica da mistura 1.1 para a mistura 1.3.
- IV. Correta. O número de mols total de gás é 1,6 mol, de modo que a pressão é:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1,6 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 39,1 \text{ atm}$$

Resposta: C

06. As pressões parciais dos gases são diretamente proporcionais aos seus números de mols:

$$\frac{p_{\text{C}_3\text{H}_6}}{p_{\text{O}_2}} = \frac{n_{\text{C}_3\text{H}_6}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{\frac{m_{\text{C}_3\text{H}_6}}{M_{\text{C}_3\text{H}_6}}}{\frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}}} = \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_6}}{M_{\text{C}_3\text{H}_6}} \cdot \frac{M_{\text{O}_2}}{m_{\text{O}_2}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_6}}{m_{\text{O}_2}} = \frac{M_{\text{C}_3\text{H}_6}}{M_{\text{O}_2}} \cdot \frac{p_{\text{C}_3\text{H}_6}}{p_{\text{O}_2}} = \frac{42 \cdot 160}{32 \cdot 525} = \frac{2}{5}$$

Resposta: C

07.

A) Correta. O volume de O₂ é:

$$V(\text{O}_2) = 20,9\% \cdot 1 \text{ L} = 0,209 \text{ L.}$$

B) Correta. A porcentagem em volume é igual à porcentagem em mols. Daí, temos:

$$n(\text{O}_2) = 20,9\% \cdot 1 \text{ mol} = 0,209 \text{ mol}$$

C) Correta. A massa de O₂ é:

$$m(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot 0,209 \text{ mol} \approx 6,7 \text{ g}$$

D) Incorreta. A porcentagem em massa difere da porcentagem em volume devido às diferentes massas molares dos gases presentes no ar (N₂ = 28 g/mol, O₂ = 32 g/mol etc).

E) Correta. Os números de mols são mantidos constantes.

Resposta: D

08. Os números de moléculas de N₂ num volume V da atmosfera são:

$$\bullet \text{ Em Vênus: } n_{\text{N}_2} = \frac{p \cdot V_{\text{N}_2}}{RT} = \frac{100 \cdot 0,04 V}{750 R} = \frac{4 V}{750 R}$$

$$\bullet \text{ Na Terra: } n_{\text{N}_2} = \frac{p \cdot V_{\text{N}_2}}{RT} = \frac{1,0 \cdot 0,80 V}{300 R} = \frac{0,8 V}{300 R}$$

A razão entre esses números de moléculas é:

$$\frac{(n_{\text{N}_2})_{\text{Vênus}}}{(n_{\text{N}_2})_{\text{Terra}}} = \frac{\frac{4 V}{750 R}}{\frac{0,80 V}{300 R}} = \frac{4}{750} \cdot \frac{300}{0,80} = 2$$

Resposta: C

09. As pressões parciais podem ser calculadas como segue:

$$p_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} RT}{V} = \frac{\frac{42,0 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{2,0 \text{ L}} = 18,45 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} RT}{V} = \frac{\frac{16,0 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{2,0 \text{ L}} = 6,15 \text{ atm}$$

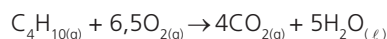
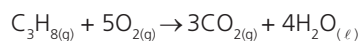
Resposta: A

10.

I. Correta. A massa molar do propano (C₃H₈) é 44 g/mol e a do butano (C₄H₁₀) é 58 g/mol. A pressão e temperatura constantes à densidade do gás é proporcional à massa molar, portanto a densidade do propano é menor.

II. Correta. Os números de mols dos gases são iguais, uma vez que possuem mesmo volume a temperatura e pressão idênticas. Como a massa molar do butano é maior, a massa desse gás e, conseqüentemente de carbono, é maior na amostra B (4 átomos de carbono por molécula) do que em P (3 átomos de carbono por molécula).

III. Correta. Isso pode ser confirmado observando-se o coeficiente de O₂ nas equações para a combustão completa de 1 mol de cada gás, uma vez que os números de mols de propano e butano são iguais:



IV. Correta. Quanto maior a quantidade de CO₂ e H₂O produzidos na combustão, maior a quantidade de calor liberada. Deduz-se das equações químicas acima que o butano libera mais calor.

V. Correta. Cada molécula de butano contém 14 átomos (4C e 10H), enquanto uma molécula de propano contém 11 átomos (3C e 8H).

VI. Correta. Ambos possuem massa molar maior que a massa molar média do ar, o qual contém aproximadamente 80% em mols de N₂ (28 g/mol) e 20% em mols de O₂ (32 g/mol).

Resposta: A