

1ª Questão:

Uma fonte de vanádio é o mineral vanadinita, cuja fórmula é $Pb_5(VO_4)_3Cl$. Determine:

- a porcentagem em massa de vanádio nesse mineral;
- a massa em gramas de vanádio numa amostra que contém $2,4 \times 10^{24}$ átomos de cloro.

Solução:

a) $Pb_5(VO_4)_3Cl$. Calculando peso molar.

$$\begin{aligned} Pb &\Rightarrow 5 \times 207 = 1035 \\ V &\Rightarrow 3 \times 51 = 153 \\ O &\Rightarrow 12 \times 16 = 192 \\ Cl &\Rightarrow 1 \times 35,5 = 35,5 \\ &1.415,5 \end{aligned}$$

Tendo o peso molar calcula-se a porcentagem de vanádio pela relação:

$$\begin{aligned} 1.415,5g &— 100\% \\ 153g &— \%V \\ \%V &= \frac{15.300}{1.415,5} = 10,8089\% \end{aligned}$$

b) Como na vanadinita há 1 mol de Cl, teremos que:

$$\begin{aligned} 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Cl} &— 153g \\ 2,4 \times 10^{24} \text{ átomos de Cl} &— m_V \\ m_V &= \frac{153 \times 2,4 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} \Rightarrow m_V = 609,9667g \end{aligned}$$

2ª Questão:

A soma dos números de nêutrons de três átomos J, L e M é 88, enquanto a soma dos números de prótons é 79. Sabe-se ainda que L tem 30 nêutrons, J e L são isótopos, L e M são isóbaros e J e M são isótonos. Calcule o número atômico e o número de massa de cada um deles.

Solução:

$$\begin{aligned} N_J + N_L + N_M &= 88, \text{ onde } N_J = N_M \text{ e } N_L = 30, \text{ daí:} \\ 2N_J + N_L &= 88 \Rightarrow 2N_J + 30 = 88 \\ \therefore N_J &= 29, \text{ logo } N_M = 29; \quad N_L = 30 \\ \text{Temos ainda} \\ Z_J + Z_L + Z_M &= 79 \text{ onde } Z_J = Z_L, \text{ daí} \\ 2Z_J + Z_M &= 79 \Rightarrow Z_M = 79 - 2Z_J \\ A_J + A_L + A_M &= 167, \text{ onde } A_M = A_L, \text{ de onde tiramos que} \\ 2A_M + A_J &= 167 \\ 2(Z_M + N_M) + Z_J + N_J &= 167 \Rightarrow \\ 2(79 - 2Z_J + 29) + Z_J + 29 &= 167 \Rightarrow \\ 216 - 4Z_J + Z_J + 29 &= 167 \Rightarrow 3Z_J = 245 - 167 \Rightarrow \\ 3Z_J &= 78 \Rightarrow Z_J = 26 \Rightarrow Z_L = 26 \text{ e } Z_M = 27 \\ A_J = Z_J + N_J &= 26 + 29 = 55 \\ A_L = Z_L + N_L &= 26 + 30 = 56 \\ A_M = Z_M + N_M &= 29 + 27 = 56 \end{aligned}$$

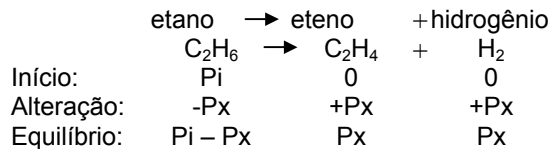
3ª Questão:

A reação de desidrogenação do etano a eteno, conduzida a 1060 K, tem constante de equilíbrio K_p igual a 1,0.

Sabendo-se que a pressão da mistura reacional no equilíbrio é igual a 1,0 atm, determine:

- a pressão parcial, em atmosferas, do eteno no equilíbrio;
- a fração de etano convertido a eteno.

Solução:



$$\text{Como } K_p = \frac{P_{C_2H_4} \cdot P_{H_2}}{P_{C_2H_6}} = \frac{(P_x)^2}{(P_i - P_x)}$$

No equilíbrio, a pressão total da mistura é 1 atm

$$P_T = P_i - P_x + 2P_x = P_i + P_x = 1 \text{ atm, então:}$$

$$P_i = 1 - P_x; \text{ substituindo em } K_p:$$

$$1 = \frac{(P_x)^2}{1 - P_x - P_x} \text{ ou } 1 = \frac{P_x^2}{1 - 2P_x}$$

$$P_x^2 = 1 - 2P_x \Rightarrow P_x^2 + 2P_x - 1 = 0$$

$$P_x = \frac{-2 \pm \sqrt{4 + 4}}{2}, \text{ cuja raiz válida é } P_x = 0,414 \text{ atm.}$$

- A pressão de eteno no equilíbrio é 0,414 atm.
- A fração de etano convertida:

$$\frac{P_x}{P_i} = \frac{0,414}{1 - 0,414} = \frac{0,414}{0,586} = 0,706 \cong 0,71 = 71\%$$

4ª Questão:

Um produto anticongelante foi adicionado a 10,0 L de água de um radiador para que a temperatura de congelamento da mistura fosse $-18,6^\circ C$. A análise elementar do anticongelante forneceu o seguinte resultado em peso: C = 37,5%, O = 50,0% e H = 12,5%. Sabe-se que a constante crioscópica molal da água é $1,86^\circ C \text{ kg/mol}$ e sua massa específica é $1,00 \text{ kg/dm}^3$. Determine:

- a fórmula estrutural plana e o nome do produto utilizado;
- a massa de produto necessária para alcançar este efeito.

Solução:

$$\Delta T_c = T_0 - T_{\text{solução}} = 0 - (-18,6) = 18,6^\circ C$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \quad (i = 1; \text{ o soluto deve ser molecular})$$

10 mol — 1kg H_2O ; como há 10L de H_2O , então, há 10kg de H_2O no radiador e:

10mol — 1kg
 x — 10kg
 x = 100 mol de soluto.

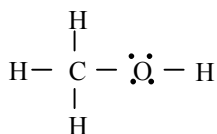
Pela análise elementar: p/100g do soluto.

$$C = \frac{\text{Massa do elemento}}{\text{Massa molar}} = \frac{37,5}{12} = 3,125 \text{ mol}$$

$$O = \frac{50}{16} = 3,125 \text{ mol} \quad H = \frac{12,5}{1} = 12,5 \text{ mol}$$

Dividindo pelo menor nº de mols C = 1; O = 1 e H = 4. A fórmula mínima será COH₄. A somatória das massas na fórmula mínima fornece 32g/mol e, como existe um composto cuja fórmula molecular e peso molecular concordam com este cálculo, então, o soluto será o CH₃OH (metanol).

a) Fórmula estrutural plana é



b) Como há 100 mols desse soluto:
 massa do CH₃OH = 100 x 32 = 3200g

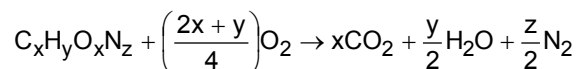
5ª Questão:

Um composto cuja molécula contém apenas carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio foi queimado em presença de O₂, fornecendo uma mistura gasosa de CO₂, H₂O e N₂. A água presente nesta mistura foi condensada e correspondeu a 1/6 do total de mols. Verificou-se que o CO₂ representava 80% em mol da fração não condensada. Determine:

- a fórmula mínima do composto, sabendo-se ainda que sua molécula contém tantos átomos de carbono quanto de oxigênio;
- a fórmula molecular do composto, sabendo-se que 170,4 g do mesmo, no estado gasoso a 800 K e 0,64 atm, ocupam 82 L;
- a massa mínima de O₂ necessária para a combustão completa de 213,0 g deste composto.

Solução:

A fórmula do composto é C_xH_yO_xN_z a reação de combustão é:



A partir das equações temos que:

$$x + \frac{y}{2} + \frac{z}{2} = n \quad (\text{nº de mols dos gases da mistura após a queima})$$

$$\text{A H}_2\text{O condensada é } \frac{y/2}{n} = \frac{1}{6}$$

$$\text{O CO}_2 \text{ é } 0,8 \times \frac{5}{6}n = \frac{4}{6}n; \text{ CO}_2 = \frac{x}{n} = \frac{4}{6}$$

$$\text{O N}_2 \text{ é } \frac{z/2}{n} = \frac{1}{6}$$

Os parâmetros dos produtos após a queima são: 4CO₂ + 1H₂O + 1N₂O, o que permite escrever a equação para a combustão.



- Fórmula mínima = C₄H₂O₄N₂ ou C₂HO₂N.
- Por PV = nRT teremos, após substituição:

$$0,64 \times 82 = \frac{170,4}{PM} \times 0,082 \times 800$$

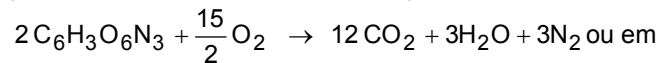
$$PM = 213 \text{ g/mol}$$

Partindo da fórmula mínima, encontramos a fórmula molecular:

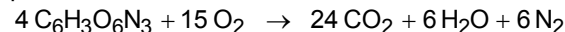
$$[(2 \times 12) + 1 + (2 \times 16) + 14]n = 213 \Rightarrow n = \frac{213}{71} = 3$$

$$\text{Fórmula molecular} = C_6H_3O_6N_3 = 213 \text{ g/mol.}$$

c) A partir da fórmula molecular, escrevemos a equação para a combustão de 1 mol do composto:

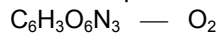


parâmetros inteiros:



$$213g = 1 \text{ mol do composto}$$

Pela estequiometria



$$4 \text{ mols — } 15 \text{ mols}$$

$$1 \text{ mol — } x = 3,75 \text{ mols de O}_2$$

$$\text{massa de O}_2 = 3,75 \times 32 = 120 \text{ g.}$$

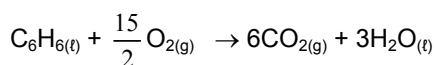
6ª Questão:

O valor experimental para o calor liberado na queima de benzeno líquido a 25°C, com formação de dióxido de carbono e água líquida, é 780 kcal/mol. A combustão é feita em uma bomba calorimétrica a volume constante.

Considerando comportamento ideal para os gases formados e R = 2,0 cal/mol.K, determine:

- o calor padrão de combustão do benzeno a 25°C;
- se o calor calculado no item anterior é maior ou menor quando a água é formada no estado gasoso. Justifique sua resposta.

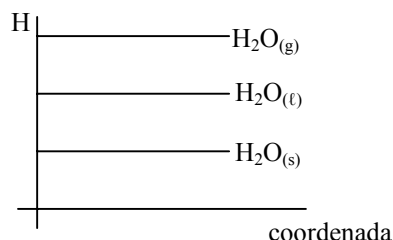
Solução:



O calor liberado o volume constante é:
 $\Delta E = -780 \text{ kcal/mol}$; $\Delta H = \Delta E + P\Delta V$

a) $\Delta n = \Sigma n(\text{produtos}) - \Sigma n(\text{reagente}) = 6 - 7,5 = -1,5$
 $P\Delta V = \Delta nRT = -1,5 \times 2 \times 298 = -894 \text{ cal/mol} = -0,894 \text{ kcal/mol}$
 $\Delta H = \Delta E + P\Delta V = -780 - 0,894 = -780,894 \text{ kcal/mol}$

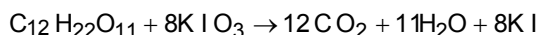
b) seria liberada uma quantidade menor de calor, porque a entalpia de formação da $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ está num patamar acima da $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ocorre a liberação do calor relativo à condensação de 1 mol de H_2O .



7ª Questão:

A reação no estado sólido de iodato de potássio com sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) produz dióxido de carbono, água e um sal. Ao se adicionar 0,1 L de uma solução 0,5 mol/L de nitrato de mercúrio II aos produtos, observa-se a formação de um precipitado cuja solubilidade em água é desprezível. Determine a massa desse precipitado, sabendo-se que a amostra de iodato de potássio reagiu totalmente, gerando 168,0 L de gás, nas condições normais de temperatura e pressão.

Solução:

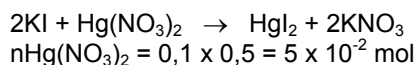


Calculando o número de mols de CO_2 produzidos:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol CO}_2 \text{ — } 22,4\text{L} \\ x \text{ — } 168\text{L} \\ x = 7,5 \text{ mol CO}_2 \end{array}$$

Logo, o número de mols de KI será:

$$\begin{array}{r} \text{CO}_2 \text{ — } \text{KI} \\ 12 \text{ — } 8 \\ 7,5 \text{ — } x = 5 \text{ mol KI} \end{array}$$



$$\begin{array}{r} \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \text{ — } \text{KI} \\ 1 \text{ — } 2 \\ 5 \times 10^{-2} \text{ — } x = 10 \times 10^{-2} \text{ mol (o KI está em excesso)} \end{array}$$

o precipitado formado é $5 \times 10^{-2} \text{ mol}$, daí temos:
 PM (HgI_2) = 454,4 g/mol

Massa de $\text{HgI}_2 = 5 \times 10^{-2} \times 454,4 = 22,72\text{g}$

8ª Questão:

A abundância natural do U-235 é 0,72% e sua meia vida é de $7,07 \times 10^8$ anos. Supondo que a idade do nosso planeta seja $4,50 \times 10^9$ anos, exatamente igual à meia vida do outro isótopo natural do urânio, determine a abundância do U-235 por ocasião da formação da Terra. Considere como isótopos naturais do urânio apenas o U-235 e o U-238.

Solução:

Para o U₂₃₅:

$$t = x \cdot p \Rightarrow x = \frac{45 \times 10^8}{7,07 \times 10^8} \Rightarrow x = 6,36$$

Para o U₂₃₈:

$$t = x \cdot p \Rightarrow x = \frac{4,5 \cdot 10^9}{4,5 \cdot 10^9} \Rightarrow x = 1$$

Considerando 1 g de amostras, as massas atuais são:

$$m(\text{U}_{235}) = 0,0072 \text{ g}$$

$$m(\text{U}_{238}) = 0,9928 \text{ g}$$

Calculando as massas iniciais para cada isótopo:

i) $m_0(\text{U}_{238}) = 2 \times 0,9928 = 1,9856 \text{ g}$

ii) Para se determinar a quantidade inicial de U₂₃₅, utiliza-se a expressão:

$$2^x = \frac{n_0}{n} \Rightarrow 2^{6,36} = \frac{n_0}{0,72}$$

Utilizando a tabela fornecida, devemos logaritmizar esta última expressão:

$$\ln \frac{n_0}{0,72} = \ln 2^{6,36} = (6,36) \cdot \ln 2 = (6,36)(0,693) = 4,407 \Rightarrow$$

$$\frac{n_0}{0,72} = e^{4,407} \Rightarrow n_0 \approx (0,72)(81,451) \Rightarrow n_0 \approx 58,64\%$$

que convertendo em massa temos $m_0 = 0,5864 \text{ g}$

A abundância de U₂₃₅ no início era:

$$\%U = \frac{m_0(\text{U}_{235})}{m_0(\text{U}_{235}) + m_0(\text{U}_{238})} = \frac{0,5864}{1,9856 + 0,5864} \Rightarrow$$

$$\%U = 22,80 \%$$

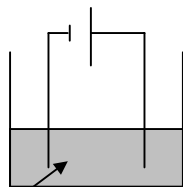
9ª Questão:

Uma célula eletrolítica de eletrodos inertes, contendo 1,0 L de solução de ácido sulfúrico 30% em peso, operou sob corrente constante durante 965 minutos. Ao final da operação, retirou-se uma alíquota de 2,0 mL do eletrólito,

a qual foi diluída a 50,0 mL e titulada com solução padrão 0,40 mol/L de hidróxido de sódio. Sabendo-se que a titulação consumiu 41,8 mL da solução da base, determine a corrente que circulou pela célula. Considere que a massa específica da solução de ácido sulfúrico 30% em peso é 1,22 g/cm³ e a massa específica da água é 1,00 g/cm³.

Solução:

A situação proposta pela elaborador foi interpretada como na ilustração a seguir:



1L de solução de H₂SO₄ 30% m/m 1,22g/mL

H₂SO₄ no início da eletrólise
 1,22g solução — 1 mL solução
 x — 10³ mL solução
 x = 1220g solução

Massa de H₂SO₄ para o volume dado:
 30g H₂SO₄ — 100g solução
 x — 1220g solução
 x = 366g H₂SO₄

Concentração inicial:
 $C_{\text{inicial}} \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{366/98}{1} = 3,73 \text{ mol/L}$

Fazendo a titulação:
 H₂SO₄ + 2NaOH → Na₂SO₄ + 2H₂O
 1 mol H₂SO₄ — 2 mol NaOH
 x — 41,8 x 10⁻³ x 0,4

x = 8,36 x 10⁻³ mol H₂SO₄ em 2mL solução titulada.

a eletrólise produz:

cátodo: 2H⁺ + 2e⁻ → H_{2(g)}

ânodo: 2OH⁻ → H₂O + $\frac{1}{2}$ O_{2(g)} + 2e⁻

2H₂O → H₂O + H₂ + $\frac{1}{2}$ O₂ (ocorreu eletrólise do

H₂O)

Se não houvesse redução de volume:

8,36 x 10⁻³ mol — 2 mL
 x — 10³ mL
 x = 4,18 mol/L

como ocorreu perda de H₂O:

$$4,18 = \frac{3,73}{1 - V_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow 4,18 - (4,18)V_{\text{H}_2\text{O}} = 3,73 \Rightarrow$$

$$-4,18V_{\text{H}_2\text{O}} = -0,45 \Rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 0,1076\text{L} = 107,6\text{mL}$$

Como a d_{H₂O} = 1g/mL então 108g de H₂O foram eletrólizados.

Pela estequiometria:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol H}_2\text{O} & \text{—} & 2F \\ 18\text{g} & \text{—} & 2F \\ 107,6\text{g} & \text{—} & x \end{array} \qquad x = 11,96 F$$

Cálculo da carga:

$$Q = i \times t \Rightarrow (11,96) \times 96500 = i \times 965 \times 60 \Rightarrow$$

$$i = 19,9 \text{ A}$$

10ª Questão:

Um mol de um composto orgânico A, de fórmula molecular C₁₀H₁₆, reage no máximo com 2 mols de bromo na ausência de luz. A ozonólise de A fornece um único composto com fórmula molecular C₅H₈O₂, que dá resultado negativo no teste de Tollens. Com base nestes dados, determine duas estruturas possíveis para A, justificando sua resposta.

Solução:

O elaborador informa que o composto A possui:

- Fórmula Molecular C₁₀H₁₆
- Reage com 2Br₂ (2 duplas ou 1 tripla) na ausência de luz (mecanismo iônico).
- Produto C₅H₈O₂.
- Teste de Tollens negativo (cetona)

Como por ozonólise, com certeza seguida de hidrólise em presença de zinco em pó, o composto A forma um composto de fórmula C₅H₈O₂, então A só pode ser cíclico com duas duplas.

Para produzir cetona os carbonos da dupla devem ser terciários. Como forma um único produto o composto deve ser simétrico nas duplas, o que leva ao composto:

