

IME - 2003

3º DIA

QUÍMICA

Química – Questão 01

Uma fonte de vanádio é o mineral vanadinita, cuja fórmula é $\text{Pb}_5(\text{VO}_4)_3\text{Cl}$.

DETERMINE:

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

RESOLUÇÃO:

$$\begin{aligned} \text{A) } M(\text{Pb}_5(\text{VO}_4)_3\text{Cl}) &= (207 \times 5) + (51 \times 3) + (16 \times 12) + (35,5) = 1\,415,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ 1\,415,5 \text{ g de vanadinita} &\text{-----} 100\% \\ 153 \text{ g de vanádio} &\text{-----} x = 10,8\% \text{ de vanádio} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{B) Um mol de vanadinita apresenta 1 mol de átomos de cloro e três mol de átomos de vanádio.} \\ 6 \times 10^{23} \text{ átomos de Cl} &\text{-----} 153 \text{ g de vanádio} \\ 2,4 \times 10^{24} \text{ átomos de Cl} &\text{-----} y = 612 \text{ g de vanádio} \end{aligned}$$

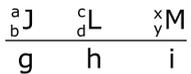
COMENTÁRIO:

Na resolução, a constante de Avogadro, $6,02 \times 10^{23}$, foi arredondada para 6×10^{23} e também as massas de chumbo e vanádio.

Química – Questão 02

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.

RESOLUÇÃO:



a, c e x são os números de massa; b, d e y são os números atômicos (número de prótons);

$a - b = g =$ número de nêutrons de J;

$c - d = h = 30 =$ número de nêutrons de L;

$x - y = i =$ número de nêutrons de M;

$g + h + i = 88 \Rightarrow g + 30 + i = 88$;

$b + d + y = 79$.

J e L (isótopos) $\Rightarrow b = d$;

L e M (isóbaros) $\Rightarrow c = x$;

J e M (isótonos) $\Rightarrow g = i$.

Se $g = i$, temos: $g + h + i = 88 \Rightarrow g + 30 + g = 88 \Rightarrow 2g + 30 = 88 \Rightarrow 2g = 58 \Rightarrow g = 29$ e $i = 29$.

Se $a - b = g = 29 \Rightarrow b = a - 29$; $c - d = h = 30 \Rightarrow d = c - 30$ e $x - y = i = 29 \Rightarrow y = x - 29$.

$b + d + y = 79 \Rightarrow b + b + y = 79 \Rightarrow y = 79 - 2b$

$a + c + x = 167 \Rightarrow a + x + x = 167 \Rightarrow 2x + a = 167 \Rightarrow 2(y + i) + a = 167 \Rightarrow 2(y + i) + b + g = 167$
 $2(79 - 2b + 29) + b + 29 = 167$

$216 - 4b + b + 29 = 167 \Rightarrow -3b = 167 - 216 - 29 \Rightarrow b = 78/3 = 26 \Rightarrow d = 26$ e $y = 27$

$a = b + g = 26 + 29 = 55$

$c = d + h = 26 + 30 = 56$

$x = y + i = 27 + 29 = 56$

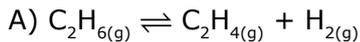


Química – Questão 03

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) a pressão parcial, em atmosferas, do eteno no equilíbrio.
B) a fração de etano convertido a eteno.

RESOLUÇÃO:



	$C_2H_{6(g)}$	\rightleftharpoons	$C_2H_{4(g)}$	+	$H_{2(g)}$
Início	p_i		0		0
Reação	$-p_x$		p_x		p_x
Equilíbrio	$p_i - p_x$		p_x		p_x

$$K_p = \frac{p(C_2H_4) \cdot p(H_2)}{p(C_2H_6)} = \frac{p_x \cdot p_x}{(p_i - p_x)} = \frac{(p_x)^2}{(p_i - p_x)}$$

$$P_{\text{total mistura}} = 1 \text{ atm}$$

$$P_t = p_i - p_x + 2p_x = p_i + p_x = 1 \Rightarrow p_i = 1 - p_x$$

$$K_p = \frac{p(C_2H_4) \cdot p(H_2)}{p(C_2H_6)}$$

$$1 = \frac{(p_x)^2}{(p_i - p_x)} = \frac{(p_x)^2}{(1 - p_i - p_x)} = \frac{(p_x)^2}{(1 - 2p_x)}$$

$$(p_x)^2 = 1 - 2p_x \Rightarrow (p_x)^2 + 2p_x - 1 = 0$$

$$p_x = \frac{-2 \pm (4 + 4)^{\frac{1}{2}}}{2}$$

A raiz válida é 0,414 $\Rightarrow p_x = 0,414 \text{ atm}$

B) $\frac{p_x}{p_i} = \frac{0,414}{(1 - 0,414)} = 0,706 \Rightarrow 70,6 \% \text{ do etano é convertido em eteno.}$

Química – Questão 04

Um produto anticongelante foi adicionado a 10,0 L de água de um radiador para que a temperatura de congelamento da mistura fosse $-18,6\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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 molar da água é $1,86\text{ }^{\circ}\text{C kg/mol}$ e sua massa específica é $1,00\text{ kg/dm}^3$. **DETERMINE:**

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

RESOLUÇÃO:

A) Da análise elementar do anticongelante temos:

$$\text{C} = 37,5\%/12 = 3,125$$

$$\text{O} = 50,0\%/16 = 3,125$$

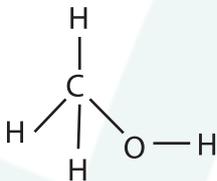
$$\text{H} = 12,5\%/1 = 12,5$$

$$\text{O}: 3,125/3,125 = 1$$

$$\text{H}: 12,5/3,125 = 4$$

Fórmula mínima = CH_4O = fórmula molecular (somente o metanol apresenta esta fórmula)

Fórmula estrutural plana do metanol ou álcool metílico:



$$\text{B) } \Delta T_c = K_c \cdot W$$

$$W = \text{concentração molal} = m_{st} / (M_{st} \cdot m_{sv} \text{ (em kg)})$$

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

$$K_c = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C.kg.mol}^{-1}$$

$$M = \text{massa molar} = 32\text{ g/mol}$$

$$m_{sv} \text{ (em kg)} = 10\text{ kg}$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot W = K_c \cdot m_{st} / (M_{st} \cdot m_{sv} \text{ (em kg)}) \Rightarrow m_{st} = (\Delta T_c \cdot M_{st} \cdot m_{sv}) / K_c$$

$$m_{st} = (18,6\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot 32\text{ g.mol}^{-1} \cdot 10\text{ kg}) / 1,86\text{ }^{\circ}\text{C.kg.mol}^{-1}$$

$$m_{st} = 3,2\text{ kg}$$

Química – Questão 05

Um composto cuja molécula contém apenas carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio foi queimado em presença de O_2 , fornecendo uma mistura gasosa de CO_2 , H_2O e N_2 . A água presente nesta mistura foi condensada e correspondeu a $1/6$ do total de mols. Verificou-se que o CO_2 representava 80% em mol da fração não condensada. **DETERMINE:**

- A) a fórmula mínima do composto, sabendo-se ainda que sua molécula contém tantos átomos de carbono quanto de oxigênio.
- B) 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.
- C) a massa mínima de O_2 necessária para a combustão completa de 213,0 g deste composto.

Resolução:

A) H_2O : $1/6$ mol = $2/6$ mol de átomos de H

CO_2 : $5/6 \cdot 0,8$ (80%) = $4/6$ mol = $4/6$ mol de átomos de C

N_2 : $5/6 \cdot 0,2$ (20%) = $1/6$ mol = $2/6$ mol de átomos de N

Como o número de átomos de oxigênio é igual ao de carbono $\Rightarrow 4/6$ mol de átomos de O.

$$C = \frac{4/6}{2/6} = 2$$

$$H = \frac{2/6}{2/6} = 1$$

$$N = \frac{2/6}{2/6} = 1$$

$$O = \frac{4/6}{2/6} = 2$$

Fórmula mínima $\Rightarrow C_2HNO_2$

B) $pV = (m/M)RT \Rightarrow M = mRT/pV \Rightarrow M = 170,4 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 800 \text{ K} / (0,64 \text{ atm} \cdot 82 \text{ L})$

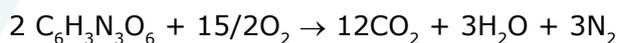
$$M = 213 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Massa mínima} = (12 \cdot 2) + 1 + 14 + (16 \cdot 2) = 71$$

$$a = M/\text{massa mínima} = 213/71 = 3$$

$$3 \cdot C_2HNO_2 = C_6H_3N_3O_6 \Rightarrow \text{fórmula molecular}$$

C) Equação de combustão balanceada:



$$1 \text{ mol } C_6H_3N_3O_6 = 213 \text{ g} \text{ — } 15/4 \text{ mol } O_2 = 120 \text{ g de } O_2$$

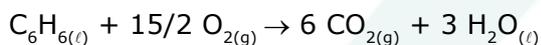
Química – Questão 06

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 $R = 2,0 \text{ cal/mol.K}$, **DETERMINE:**

- A) O calor padrão de combustão do benzeno a 25 °C.
B) Se o calor calculado no item anterior é maior ou menor quando a água é formada no estado gasoso. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

RESOLUÇÃO:

A) Equação de combustão balanceada:



$$\Delta H = Q_p$$

$$Q_p = Q_v + \Delta nRT$$

$$Q_v = -780 \text{ kcal} = -780 \text{ 000 cal}$$

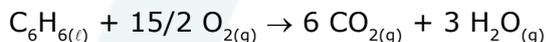
$$\Delta n = (6 \text{ mol de CO}_2) - (7,5 \text{ mol de O}_2) = -1,5 \text{ mol}$$

$$Q_p = (-780 \text{ 000 cal}) + (-1,5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ cal.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}) = -780 \text{ 894 cal} = -780,89 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = -780,89 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

B) Menor.

Equação de combustão balanceada (com água gasosa):



$$Q_p = Q_v + \Delta nRT$$

$$Q_v = -780 \text{ kcal} = -780 \text{ 000 cal}$$

$$\Delta n = (6 \text{ mol de CO}_2 + 3 \text{ mol de H}_2\text{O}) - (7,5 \text{ mol de O}_2) = +1,5 \text{ mol}$$

$$Q_p = (-780 \text{ 000 cal}) + (+1,5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ cal.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}) = -779 \text{ 106 cal} = -779,11 \text{ kcal}$$

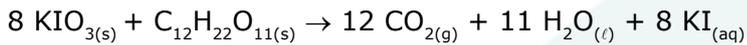
$$\Delta H = -779,11 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

Química – Questão 07

A reação no estado sólido de iodato de potássio com sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 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.

RESOLUÇÃO:

Equação da 1ª reação



$$M(\text{KIO}_3) = 214 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

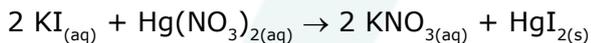
$$22,4 \text{ L gás} \text{ ----- } 1 \text{ mol}$$

$$168 \text{ L gás} \text{ ----- } x = 7,5 \text{ mol de CO}_2$$

$$12 \text{ mol de CO}_2 \text{ ----- } 8 \text{ mol de KI}$$

$$7,5 \text{ mol de CO}_2 \text{ ----- } y = 5 \text{ mol de KI}$$

Equação da 2ª reação



$$[\text{Hg}(\text{NO}_3)_2(aq)] = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \Rightarrow 0,1 \text{ L corresponde a } 0,05 \text{ mol de Hg}(\text{NO}_3)_2$$

O KI está em excesso, portanto, temos

$$1 \text{ mol Hg}(\text{NO}_3)_2 \text{ ----- } 1 \text{ mol de HgI}_2$$

$$0,05 \text{ mol de Hg}(\text{NO}_3)_2 \text{ ----- } z = 0,05 \text{ mol de HgI}_2$$

$$M(\text{HgI}_2) = 454,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ mol HgI}_2 \text{ ----- } 454,4 \text{ g}$$

$$0,05 \text{ mol HgI}_2 \text{ ----- } x = 22,72 \text{ g de HgI}_2$$

Química – Questão 08

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.

RESOLUÇÃO:

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

Para U-238, temos

$$t = x \cdot p \Rightarrow x = 4,5 \times 10^9 / 4,5 \times 10^9 = 1$$

Considerando 1 g da amostra, tem-se

$$m(\text{U-235}) = 0,0072 \text{ g e } m(\text{U-238}) = 0,9928 \text{ g}$$

$$m_0(\text{U-238}) = 2 \cdot 0,9928 = 1,9856 \text{ g}$$

$$2^x = N_0/N \Rightarrow 2^{6,36} = N_0/0,72$$

$$\ln N_0/0,72 = \ln 2^{6,36} = 6,36 \cdot \ln 2 = 4,407$$

$$\ln N_0/0,72 = 4,407$$

$$N_0/0,72 = e^{4,407}$$

$$N_0 = 0,72 \cdot 82,023 = 59,06 \% = 0,5906 \text{ g}$$

Abundância U-235

$$\% \text{ U-235} = [m_0(\text{U-235})]/[m_0(\text{U-235}) + m_0(\text{U-238})]$$

$$\% \text{ U-235} = 22,9\%$$

Química – Questão 09

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.

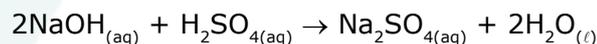
RESOLUÇÃO:

Concentração inicial de H₂SO₄:

$$C_{\text{molar},i} = \frac{n_{\text{ácido}}}{V_{\text{sol}}} = \frac{m_{\text{ácido}} \cdot d_{\text{sol}}}{M_{\text{ácido}} \cdot m_{\text{sol}}} = \frac{30 \text{ g} \cdot 1,22 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 100 \text{ g}} = 3,73 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$C_{\text{molar},i} = 3,73 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para titulação da alíquota retirada após a eletrólise, temos a reação conforme a equação:



quantidade matéria NaOH = 2 . quantidade matéria H₂SO₄

$$C_B \cdot V_B = 2 \cdot C_A \cdot V_A$$

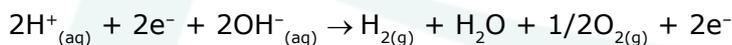
$$0,4 \cdot 41,8 = 2 \cdot C_A \cdot 50 \Rightarrow C_A = 0,1672 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Concentração final do ácido após diluição:

$$V_A \cdot C_A = C_f \cdot V$$

$$50 \cdot 0,1672 = C_f \cdot 2 \Rightarrow C_f = 4,18 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Durante a eletrólise de uma solução de ácido sulfúrico, ocorre a eletrólise da água, conforme a equação:



Logo, ocorre consumo de água, o que promove o aumento da concentração do ácido.

O volume consumido pode ser calculado como no cálculo da diluição:

$$V_i \cdot C_i = (V_i - V_{\text{consumido}}) \cdot C_f$$

$$1 \text{ L} \cdot 3,73 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = (1 \text{ L} - V_{\text{consumido}}) \cdot 4,18 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V_{\text{consumido}} = 1 \text{ L} - 0,8923 \text{ L} = 0,1077 \text{ L} = 107,7 \text{ mL de água, que correspondem a } 107,7 \text{ g de água.}$$

Para consumo de 1 mol de água, há consumo de 2F de carga.

$$18 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } 2 \cdot 96\,500 \text{ C}$$

$$107,7 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } Q = 1,155 \times 10^6 \text{ C}$$

$$= \frac{Q}{t} = \frac{1,155 \times 10^6 \text{ C}}{965 \cdot 60 \text{ s}} \Rightarrow i = 20 \text{ A}$$

Química – Questão 10

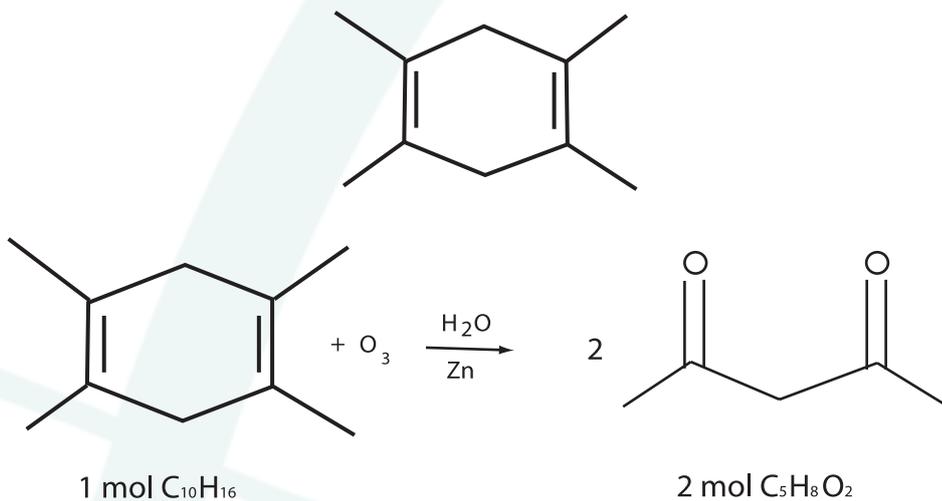
Um mol de um composto orgânico **A**, de fórmula molecular $C_{10}H_{16}$, reage no máximo com 2 mol de bromo na ausência de luz. A ozonólise de **A** fornece um único composto com fórmula molecular $C_5H_8O_2$, que dá resultado negativo no teste de Tollens. Com base nestes dados, **DETERMINE** duas estruturas possíveis para **A**, justificando sua resposta.

RESOLUÇÃO:

1 mol de $C_{10}H_{16}$ reage no máximo com 2 mol de Br_2 na ausência de luz, portanto, apresenta duas ligações duplas. O produto que dá resultado negativo no teste de Tollens apresenta a função cetona. O composto **A** deve ser simétrico em relação às suas ligações duplas, á que quando essas são quebradas na ozonólise verifica-se a formação de apenas um composto de fórmula $C_5H_8O_2$.

Além disso, o composto **A** deve ser cíclico, para que o mesmo possa ter fórmula molecular $C_{10}H_{2n-4}$ possuindo apenas 2 ligações duplas. Esse composto também deve apresentar carbonos terciários em suas ligações duplas, para que sejam formadas somente cetonas (não ocorrem da formação de aldeídos).

1ª possibilidade:



2ª possibilidade:

