

Comentário OBQ fase III 2023

Departamento de química - Ampulheta do Saber





1 OBQ fase III mod A

1.1 Parte Objetiva:

Problema 1. Nesse problema a sacada seria pegar a massa do sistema, descontar da massa do béquer e dividir pelo volume do líquido para obter a densidade de todos os 3 líquidos. Logo teríamos uma expressão para o cálculo da densidade como sendo:

$$\frac{M_{sis} - M_{bequer}}{V_{liquido}} = d$$

Jogando nessa fórmula obtemos que a densidade dos líquidos 1, 2 e 3 são respectivamente 1,479 g/ml, 0,714 g/ml e 0,998 g/ml. Desse modo, vemos que a única alternativa certa é a letra c), haja visto que é a única que associa essas densidades de forma correta levando em conta a imiscibilidade desses 3 líquidos mencionados na questão.

Problema 2. Nesse item, teríamos que converter a concentração de $C_6H_{12}O_6$ de porcentagem massa/massa para molal. Para começar, sabemos que a cada 100 g de solução temos 30 g de $C_6H_{12}O_6$ e 70 g de água. Podemos calcular a molalidade pela seguinte expressão:

$$W = \frac{30}{180} \cdot \frac{1}{0,07}$$

Assim:

$$W = 2,38 \text{ mol} \cdot \text{Kg}^{-1}$$

Aplicando na fórmula para o aumento da temperatura de ebulição, temos:

$$\Delta t = K_e \cdot W \cdot i$$

$$\Delta t = 1,22$$

$$T_e = 100 + 1,22 = 101,22^\circ \text{C}$$

Desse modo, a alternativa correta é a letra c)

Problema 3. Alternativa I - Sim, a mistura entre KCl, etanol e água é constituída por apenas uma fase. Alternativa II - Sim, a vidraria indicada pela letra B é um condensador de cano longo ou reto. III - Não, o balão indicado na letra C não contém apenas etanol, pois a mistura forma um azeotrópo. IV - Não, no condensador a entrada de água é feita pelo lado direito. V - O processo usado é uma destilação simples.

Portanto a alternativa correta é a letra a).

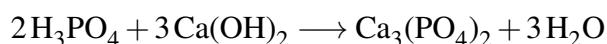
Problema 4. A resposta provavelmente é letra e) devido ao fato de que XeF_2 tem geometria linear e por isso é apolar.



Problema 5. Resposta seria item b) pois de fato, os gases nobres tem temperaturas de ebulição bastante baixas devido a terem como única força intermolecular presente forças de dispersão de London, que são bem fracas. Isso juntamente com o fato de que esses gases não são tão pesados, faz com que eles tenham temperaturas de ebulição baixas.

Problema 6. Fórmula do sal é: $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. Desse modo, temos 3 Fe^{2+} e 4 Fe^{3+} . Resposta é item d).

Problema 7. Temos a reação:



Podemos deduzir que a seguinte relação para a neutralização total do ácido:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{H}_3\text{PO}_4)$$

Assim:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,15 \text{ mol}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \cdot 0,15$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 11,1 \text{ g}$$

Portanto alternativa d).

Problema 8. Calculemos o ΔH para essa reação:

$$\Delta H = 2\Delta H(\text{C}-\text{C}) + 7\Delta H(\text{C}-\text{H}) + \Delta H(\text{O}-\text{H}) + \Delta H(\text{C}-\text{O}) + \frac{9}{2}\Delta H(\text{O}=\text{O}) - 8\Delta H(\text{O}-\text{H}) - 6\Delta H(\text{C}=\text{O})$$

$$\Delta H = -1892,5 \text{ kJ/mol}$$

Como apenas 0,5 mol de reagente foi queimado, o calor liberado é de:

$$Q = -1892,5 \cdot 0,5 = -946,25 \text{ kJ}$$

Logo, letra d).

Problema 9. Como o HCl é um composto com potencial corrosivo tanto para metais quanto para a pele humana, a resposta é letra a).

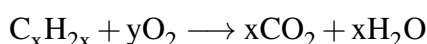


Problema 10. Pela porcentagem dada na questão, sabemos de cara que o hidrocarboneto em foco é do tipo C_xH_{2x} . Vamos calcular o número de mols de hidrocarboneto que foi queimada. Lembremos que:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = 0,01 \text{ mol}$$

Repetindo o processo para determinar o número de mol de CO_2 e água gerados após a queima, achamos que foram formados 0,06 mol de gás. Como a questão diz que é uma mistura equimolar, temos 0,03 mol de CO_2 e 0,03 de água. Vejamos a reação para a combustão:



Já que o número de mols triplicou do reagente para o CO_2 , temos que $x = 3$. Dessa maneira, a fórmula do hidrocarboneto é C_3H_6 . Resposta é a).

Problema 11. Sabemos da seguinte relação:

$$A = \frac{A_o}{2^{t/t_{1/2}}}$$

Logo:

$$\frac{t}{t_{1/2}} = \frac{\log\left(\frac{A_o}{A}\right)}{\log 2}$$

$$t_{1/2} = t \cdot \frac{\log 2}{\log\left(\frac{A_o}{A}\right)}$$

$$t_{1/2} = 120 \cdot \frac{\log 2}{\log\left(\frac{2000}{250}\right)}$$

Substituindo valores, chegamos que $t = 40$ h. Alternativa d).

Problema 12. Nessa questão, percebemos que a do bromo para o zircônio houve um aumento de 5 no número atômico, além da massa se manter a mesma. Nas condições da questão, isso só é possível com 5 decaimentos beta. Assim, já descartamos de cara as afirmações IV e III. Como no primeiro decaimento, temos a emissão de uma partícula beta, o A é o Kr. Descartamos assim a afirmação I. Assim, as corretas são a II e a V, alternativa e).



Problema 13. Usando a mesma relação da questão 11, temos:

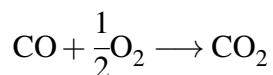
$$m = \frac{m_o}{2^{t/2}}$$

$$m = \frac{0,01 \cdot 0,001 \cdot 99}{2^{\frac{24}{6}}}$$

$$m = \frac{0,01 \cdot 0,001 \cdot 99}{2^4}$$

Substituindo temos que $m = 6,19 \cdot 10^{-5}$ g. Alternativa a).

Problema 14. Escrevendo a reação:



Calculando o ΔS , temos:

$$\Delta S = S^\circ(\text{CO}_2) - \frac{1}{2} \cdot S^\circ(\text{O}_2) - S^\circ(\text{CO})$$

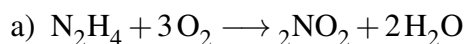
$$\Delta S = 213,8 - \frac{1}{2} \cdot 205 - 197,9$$

Calculando, achamos $\Delta S = -86,6 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$. Logo letra b).

Problema 15. Não achamos gabarito para a questão.

1.2 Parte Subjetiva:

Problema 16.



b)

$$\Delta H = 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^\circ(\text{N}_2\text{H}_4)$$

$$\Delta H = 2 \cdot 33,2 + 2 \cdot (-285,8) - 50,6$$

$$\Delta H = -555,8 \text{ kJ/mol}$$

É exotérmica.

c)

$$\Delta S = 2 \cdot S^\circ(\text{NO}_2) + 2 \cdot S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - S^\circ(\text{N}_2\text{H}_4) - 3 \cdot S^\circ(\text{O}_2)$$

$$\Delta S = 2 \cdot 240,1 + 2 \cdot 70 - 121,2 - 3 \cdot 205,2$$

$$\Delta S = -116,6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Ocorre com diminuição da entropia.



d)

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = -555,8 - 298 \cdot -116,6 \cdot 10^{-3}$$

$$\Delta G = -521,0532 \text{ kJ/mol}$$

Ela não é espontânea em qualquer temperatura. Como ela possui uma variação de entropia e entalpia negativas, em altas temperaturas essa reação se torna não espontânea.

e) A variação de entropia será menor que a do item c). Isso ocorre pois a entropia molar padrão da hidrazina vai ficar mais alta, aumentando assim o nível entrópico dos reagentes. Por isso, ao fazermos a variação de entropia, ela se tornará mais negativa.

Problema 17.

a) Após atingido o equilíbrio, temos as seguintes concentrações: $(0,6 - x)$ de amônia, x de íons hidroxila e x de íons amônio. Como a constante de equilíbrio é bastante baixa e a concentração é relativamente alta, podemos simplificar $(0,6 - x)$ como sendo apenas $0,6$. Jogando na constante de equilíbrio, temos:

$$K_b = \frac{x^2}{0,6}$$

$$x = (0,6 \cdot K_b)^{\frac{1}{2}}$$

$$x = 3,28 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

Assim:

$$p\text{OH} = 2,48$$

$$p\text{H} = 11,51$$

b)

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$0,6 \cdot 0,09 = 1 \cdot V_2$$

$$V_2 = 0,054$$

O volume gasto foi de 54 ml.

c) Como é o ponto médio, temos que o volume gasto até ele é metade do gasto para o ponto estequiométrico. Deste modo, o volume é de 27 ml.

Problema 18.

a)

$$V = K[\text{NO}_2]^x[\text{O}_3]^y$$

De (2) por (1):

$$\left(\frac{0,04}{0,02}\right)^x = \left(\frac{2 \cdot 10^{-4}}{1 \cdot 10^{-4}}\right)$$



$$2^x = 2$$

$$x = 1$$

De (3) por (1):

$$\left(\frac{0,02}{0,01}\right)^x = \left(\frac{2 \cdot 10^{-4}}{1 \cdot 10^{-4}}\right)$$

$$2^y = 2$$

$$y = 1$$

Assim, a lei de velocidade é dada por:

$$V = K[\text{NO}_2]^1[\text{O}_3]^1$$

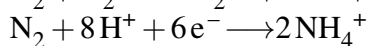
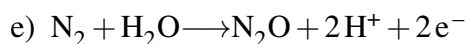
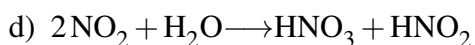
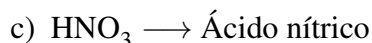
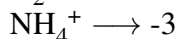
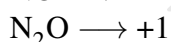
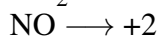
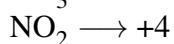
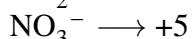
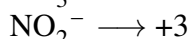
b) Substituindo em (3):

$$2 \cdot 10^{-4} = K \cdot 0,02^2$$

$$K = 0,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) A velocidade não se altera, haja visto que a reação é de primeira ordem tanto para o NO_2 quanto para o O_3

Problema 19.



Problema 20.



- a) Os elementos do 3^o período são das famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18. A grande diferença na estrutura eletrônica desses elementos é o número de elétrons na camada de valência. São adicionados 1 elétron a cada família, da esquerda para a direita. Isso afeta a propriedade desses elementos, os da família 1 e 2 são metais, e da família 13 em diante são semimetais, ametais e gases nobres. Note que são todos elementos representativos, uma vez que a adição desses elétrons se dá nos orbitais 3s e 3p.
- b) A medida que temos mais elétrons na camada de valência, mais difícil é para que o elemento consiga deixá-los livres em uma ligação metálica ou até perdê-los para formar uma ligação iônica. Deste modo, quanto menos elétrons de valência, menos energia é necessária para deixá-los livres ou perdê-los (maior eletropositividade). Assim, com menos elétrons o caráter não-metálico diminui, o metálico aumenta e vice-versa.
- c) Como o Silício é um semimetal ele nem é tão eletronegativo e nem tão eletropositivo. Dessa maneira, não é muito sua praia a formação de ligações iônicas. Portanto ao fazer ligações com o cloro, sódio e hidrogênio ele as faria preferencialmente de maneira covalente. Analisando agora essas três ligações covalentes, podemos observar que as ligações silício-cloro e silício-sódio são bem mais polarizadas que a silício-hidrogênio devido a diferença de eletronegatividade entre esses átomos. É fato que, quanto mais polarizada é uma ligação, mais instável ela é. Portanto, as ligações silício-cloro e silício-sódio são bem menos estáveis que a silício-hidrogênio, por isso que compostos de silício com hidrogênio são bem mais abundantes que os de silício com cloro ou sódio.
- d) i) O brometo não reage com o cloreto do KCl pois, por ser menos eletronegativo que o cloro, o bromo não tem poder oxidante o suficiente para oxidar o cloro e reduzir-se para brometo.
ii) $\text{Br}_{2(l)} + 2\text{KI}_{(aq)} \longrightarrow 2\text{KBr}_{(aq)} + \text{I}_{2(s)}$
- e) $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

2 OBQ fase III Mod B

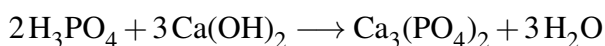
2.1 Parte Objetiva

Problema 1. Nesse problema a sacada seria pegar a massa do sistema, descontar da massa do béquer e dividir pelo volume do líquido para obter a densidade de todos os 3 líquidos. Logo teríamos uma expressão para o cálculo da densidade como sendo:

$$\frac{M_{\text{sis}} - M_{\text{bequer}}}{V_{\text{liquido}}} = d$$

Jogando nessa fórmula obtemos que a densidade dos líquidos 1, 2 e 3 são respectivamente 1,479 g/ml, 0,714 g/ml e 0,998 g/ml. Desse modo, vemos que a única alternativa certa é a letra c), haja visto que é a única que associa essas densidades de forma correta levando em conta a imiscibilidade desses 3 líquidos mencionados na questão.

Problema 2. Temos a reação:





Podemos deduzir que a seguinte relação para a neutralização total do ácido:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{H}_3\text{PO}_4)$$

Assim:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,15 \text{ mol}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \cdot 0,15$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 11,1 \text{ g}$$

Portanto alternativa d).

Problema 3. Nesse problema, o aluno deveria calcular a entalpia e a entropia da decomposição do nitrato de amônio.



A entalpia da reação será igual a:

$$\Delta H = \sum H_p - \sum H_r = [2 \cdot (-241,8) + 81,6] - [-365,6] = -36,4 \text{ kJ/mol}$$

A entropia da reação será igual a:

$$\Delta S = \sum S_p - \sum H_r = [2 \cdot 188,8 + 220,0] - [151,1] = 446,5 \text{ J/mol K}$$

Sabemos que a espontaneidade da reação é dada a partir do ΔG , isto é, se o ΔG da reação é menor que zero, a reação é espontânea, se é maior que zero, a reação não é espontânea e se é igual a zero a reação permanece em equilíbrio termodinâmico. A expressão do ΔG é dada por:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Sendo T em Kelvin, substituindo os valores encontrados:

$$\Delta G = -36400 \text{ J/mol} - T \cdot 446,5 \text{ J/molK}$$

Como não podemos atingir temperaturas abaixo de 0K, essa expressão sempre resultará em um valor negativo, ou seja, a reação será espontânea a qualquer temperatura, assim, concluímos que a alternativa correta é a letra b)

Problema 4. Fórmula do sal é: $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. Desse modo, temos 3 Fe^{2+} e 4 Fe^{3+} . Resposta é item b).

Problema 5. A resposta provavelmente é letra e) devido ao fato de que XeF_2 tem geometria linear e por isso é apolar.



Problema 6. Pela tabela de equilíbrio temos que:

Substância	A_2B_2	$2A_2$	$2B_2$
Início	N_0	0	0
Reação	$N_0 - x$	+2x	+2x
Fim	$N_0 - x$	2x	2x

seja N_0 a quantidade inicial de matéria e N a quantidade final, temos que:

$$N_0 - x = N \Rightarrow x = N_0 - N \Rightarrow \alpha = \frac{x}{N_0}$$

Lembrando que:

$$N = N_0 \cdot e^{-kt}$$

Substituindo x , obtemos:

$$\alpha = \frac{N_0 - N_0 \cdot e^{-kt}}{N_0} \Rightarrow \alpha = 1 - e^{-kt} = 1 - 0,835 = 0,165$$

Assim, o percentual de decomposição é igual a 16,5%, o que nos dá letra a).

Problema 7. Não achamos gabarito para a questão.

Problema 8. Usando a mesma relação da questão 11 da Mod A

$$m = \frac{m_0}{2^{t/1/2}}$$

$$m = \frac{0,01 \cdot 0,001 \cdot 99}{2^{24/6}}$$

$$m = \frac{0,01 \cdot 0,001 \cdot 99}{2^4}$$

Substituindo temos que $m = 6,19 \cdot 10^{-5}$ g. Alternativa a).

Problema 9. .

Problema 10. Alternativa I - Sim, a mistura entre KCl, etanol e água é constituída por apenas uma fase. Alternativa II - Sim, a vidraria indicada pela letra B é um condensador de cano longo ou reto. III - Não, o balão indicado na letra C não contém apenas etanol, pois a mistura forma um azeotrópo. IV - Não, no condensador a entrada de água é feita pelo lado direito. V - O processo usado é uma destilação simples.

Portanto a alternativa correta é a letra a).

Problema 11. Alternativa I - Não, a ordem crescente do poder de oxidação dos cátions é: $\text{Ag}^+ < \text{Cu}^{2+} < \text{H}^+ < \text{Zn}^{2+} < \text{Al}^{3+}$. Alternativa II - Sim, o potencial de oxidação do Alumínio é maior que o potencial de oxidação do Zinco, portanto ele será o ânodo. Alternativa III - Não, a corrosão irá ocorrer no eletrôdo de zinco.

Portanto eliminamos todas as outras alternativas à não ser a alternativa d).

Problema 12. Nessa questão bastava que o aluno soubesse que hidrocarbonetos são sempre apolares, ou seja, nesse caso o composto com menor polaridade é o D e a única alternativa que nos fornece essa possibilidade é a letra c).

Problema 13. Alternativa I - Sim, as funções orgânicas na molécula são álcool (-OH) e nitrila (-CN). Alternativa II - Sim, Veja a molécula dada na questão, conseguimos encontrar o centro de quiralidade dela por definição, um carbono sp^3 ligado a 4 substituintes diferentes e por isso podemos ter duas configurações R e S:

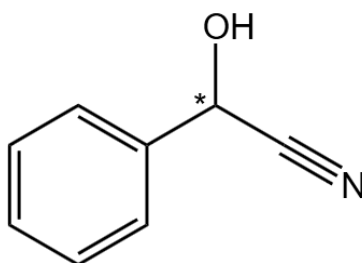


Figura 1: Cianidrina

Alternativa III - Não, a fórmula molecular da cianidrina é $\text{C}_8\text{H}_7\text{NO}$

Alternativa IV - Sim, os carbonos 1, 2, 3, 4, 5 e 6 possuem hibridação sp^2 , o carbono 7 possui hibridação sp^3 e o carbono 8 possui hibridação sp .

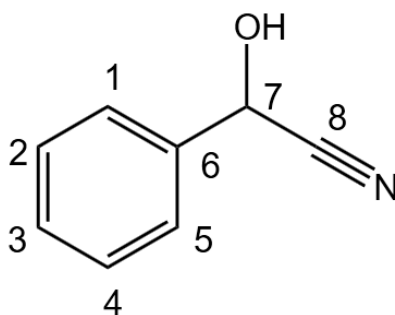


Figura 2: Cianidrina

Alternativa V - Sim, a sua nomenclatura oficial é 2-fenil-2-hidroxi-etanonitrila.

Portanto, concluímos que a única alternativa correta é a letra a).

Problema 14. Alternativa I - Sim, todos os átomos de oxigênios estão estáveis, por isso eles não irão realizar mais ligações.

Alternativa II - Não, sua cadeia é aberta, heterogênea, saturada e normal.

Alternativa III - Sim, de fato, há 4 carbonos saturados e 1 insaturado.

Alternativa IV - Sim, há 4 carbonos sp^3 e 1 carbono sp^2 .

Alternativa V - Sim, na molécula há uma ligação π (π).

Problema 15. Alternativa I - Sim, esse é o nome sistemático da piridina.

Alternativa II - Não, o prefixo "oxa" deve ser utilizado para nomear oxigênios na cadeia em um ciclo.

Alternativa III - Sim essa é nomenclatura sistemática.

Alternativa IV - Sim, essa é a alternativa correta para o composto B.

Portanto a alternativa correta é a c).

2.2 Parte Subjetiva

Problema 16.

a) Os átomos presentes no tubo de neon estão em constante movimento, colidindo uns com os outros. Essas colisões resultam na transferência de energia entre eles e também geram uma quantidade significativa de calor. Enquanto alguns elétrons conseguem escapar de seus átomos, outros adquirem energia suficiente para entrarem em um estado de "excitação". Isso significa que eles passam a possuir uma quantidade maior de energia. Essa excitação é comparável a subir uma escada, onde um elétron pode ocupar um degrau específico, em vez de estar em qualquer ponto ao longo da escada. Posteriormente, o elétron pode retornar ao seu estado de energia original (chamado de estado fundamental), liberando a energia acumulada na forma de um fóton, ou seja, luz.

b) Abaixo temos as representações dos orbitais s, p_x , d_{xy} e d_{z^2}

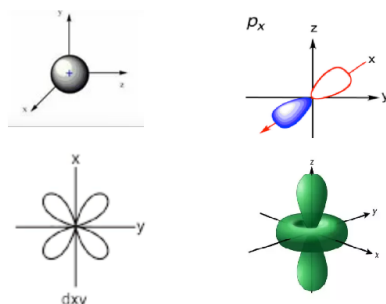


Figura 3: Orbitais

c) Orbital s: $n = 2, l = 0, m_l = 0$. Orbital p_x : $n = 3, l = 1, m_l = -1$ ou $+1$. Orbital d_{xy} : $n = 4, l = 2, m_l = +1$. Orbital d_{z^2} : $n = 5, l = 2, m_l = 0$.

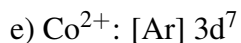
d) $n = 4$:

$l_{max} = 4 - 1 = 3$, ou seja, podemos alcançar no máximo o orbital d, assim, temos no máximo 10 elétrons

$n = 5$:



$l_{max} = 5 - 1 = 4$, ou seja, podemos alcançar no máximo o orbital f, assim, temos no máximo 14 elétrons

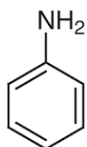


Problema 17.

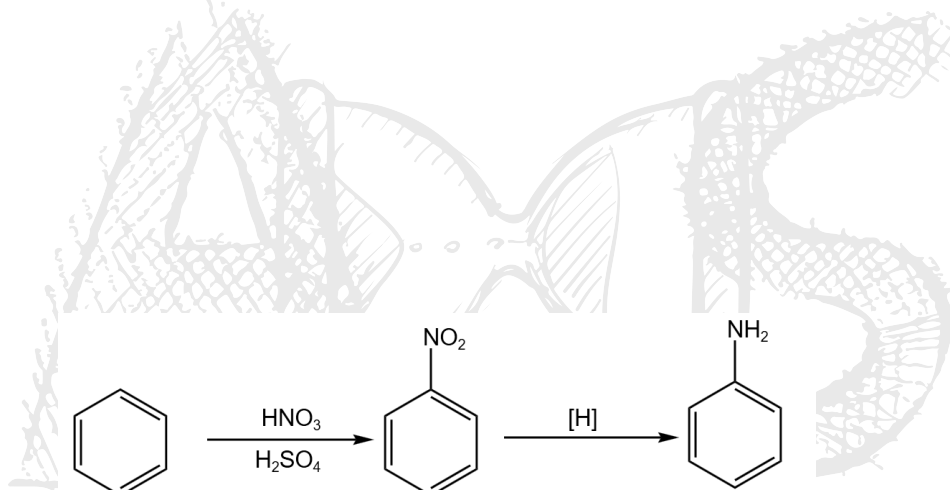
a) Grupos alquil são naturalmente doadores de elétrons por efeito indutivo. A resposta lógica deveria ser a trimetilamina, porque ela possui três grupos metil, os quais, teoricamente, contribuiriam para a maior basicidade do conjunto. No entanto, a trimetilamina apresenta uma basicidade de $\text{pK}_b = 4,19$, enquanto a dimetilamina é mais básica com um $\text{pK}_b = 3,29$. Isso pode ser explicado pelo fato de que os três grupos metil na trimetilamina causam um impedimento estérico, tornando o par de elétrons do nitrogênio menos acessível. Enquanto na dimetilamina, o par de elétrons do nitrogênio está mais disponível devido à menor interferência estérica.

b) A anilina é a menos básica porque o par solitário de elétrons do nitrogênio está delocalizado no anel, o que aumenta a densidade eletrônica (ativando o anel).

Estrutura usada:



c)



Problema 18.

a)

$$V = K[\text{NO}_2]^x[\text{O}_3]^y$$

De (2) por (1):

$$\left(\frac{0,04}{0,02}\right)^x = \left(\frac{2 \cdot 10^{-4}}{1 \cdot 10^{-4}}\right)$$

$$2^x = 2$$

$$x = 1$$

De (3) por (1):

$$\left(\frac{0,02}{0,01}\right)^x = \left(\frac{2 \cdot 10^{-4}}{1 \cdot 10^{-4}}\right)$$

$$2^y = 2$$

$$y = 1$$

Assim, a lei de velocidade é dada por:

$$V = K[\text{NO}_2]^1[\text{O}_3]^1$$

b) Substituindo em (3):

$$2 \cdot 10^{-4} = K \cdot 0,02^2$$

$$K = 0,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

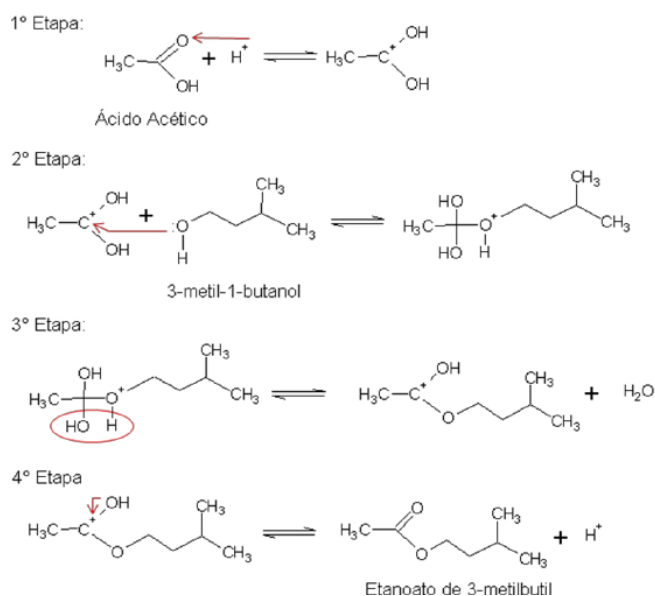
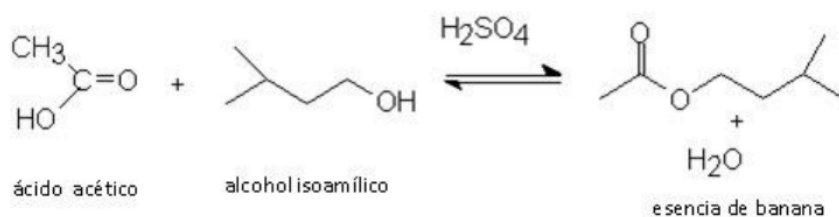
c) A velocidade não se altera, haja visto que a reação é de primeira ordem tanto para o NO_2 quanto para o O_3

19.

a) Ácido Etanoico e 3-Metil-butan-1-ol.

b) Etanoato de 3-metil-butila.

c) O mecanismo pode ser visto abaixo:



d) $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 30\text{g}/60\text{g/mol} = 0,5 \text{ mol.}$

$n(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = 60\text{g}/88\text{g/mol} = 0,68 \text{ mol.}$

Como a proporção estequiométrica é de 1:1, temos que o álcool isoamílico é o reagente em excesso.

e) Considerando um rendimento de 80%, apenas 0,5·0,8 mols de acetato de isoamila são produzidos, ou seja, apenas 0,4 mols.

$m(\text{Acetato de Isoamila}) = 0,4 \text{ mols} \cdot 130\text{g/mol} = 52\text{g.}$

Problema 20.

a) A: Pentanal;

B: Butan-2-ona;

C: 3 - metil - butanal;

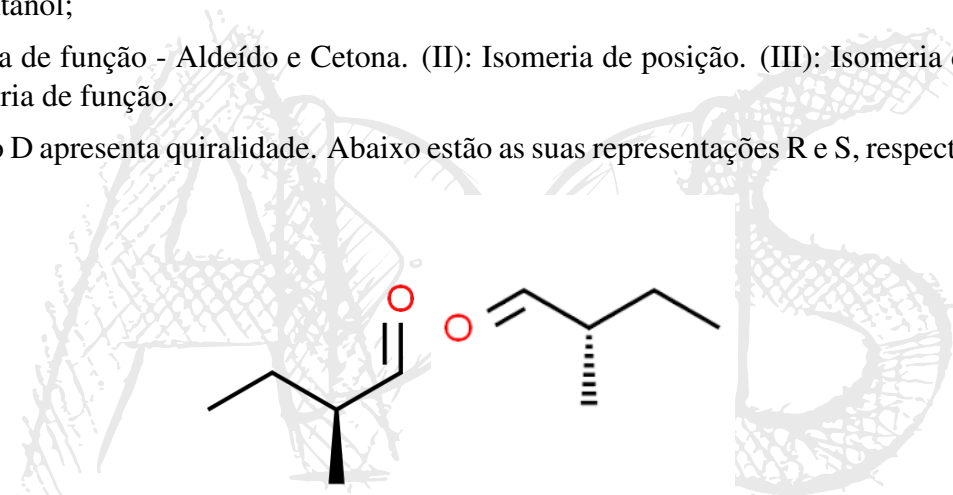
D: 2 - metil - butanal;

E: Metoxibuteno;

F: Ciclopentanol;

b) (I): Isomeria de função - Aldeído e Cetona. (II): Isomeria de posição. (III): Isomeria de cadeia. (IV): Isomeria de função.

c) O composto D apresenta quiralidade. Abaixo estão as suas representações R e S, respectivamente.



d) O composto E apresenta isomeria cis-trans. Abaixo estão as suas configurações trans e cis, respectivamente:

