

## QUESTÕES DE QUÍMICA RESOLVIDAS PELA BANCA DA UERJ

2013 - Exame Discursivo - Questão 1  
Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 01

O dióxido de zircônio se assemelha ao diamante, uma forma alotrópica do carbono, podendo substituí-lo na confecção de joias de baixo custo.

Escreva a fórmula química do dióxido de zircônio, classifique o tipo de ligação interatômica dessa substância e nomeie um dos outros alótropos do carbono.

Objetivo: Descrever a fórmula química do óxido de zircônio, classificar seu tipo de ligação interatômica e nomear um alótropo do carbono.

Item do programa: Óxidos

Subitem do programa: Nomenclatura oficial

Item do programa 2: Ligações interatômicas

Subitem do programa: Iônicas

Subitem do programa: Número de oxidação

Item do programa 4: Substância

Subitem do programa: Substância pura

Item do programa 5: Classificação periódica dos elementos

Subitem do programa: Famílias e períodos

Comentário da questão:

O zircônio (Zr) se encontra no 5º período e 4ª coluna da classificação periódica dos elementos. Os óxidos são substâncias binárias, cujo elemento mais eletronegativo é o átomo de oxigênio, que, em geral, tem número de oxidação 2-. Logo, a fórmula química do dióxido de zircônio é  $ZrO_2$ . Como a diferença de eletronegatividade entre o zircônio ( $E = 1,4$ ) e o oxigênio ( $E = 3,5$ ) é elevada ( $\Delta E = 2,1 > 1,9$ ), esse óxido apresenta interações interatômicas do tipo ligações iônicas, ou seja, há transferência de elétrons do zircônio para o oxigênio.

Uma forma alotrópica corresponde ao arranjo dos átomos de uma substância pura. O diamante, o grafite (ou grafita) e o fulereno ( $C_{60}$ ) são alótropos do carbono.

2013 - Exame Discursivo - Questão 2  
Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 02

A reação nuclear entre o  $^{242}\text{Pu}$  e um isótopo do elemento químico com maior energia de ionização localizado no segundo período da tabela de classificação periódica produz o isótopo  $^{260}\text{Rf}$  e quatro partículas subatômicas idênticas.

Apresente a equação dessa reação nuclear e indique o número de elétrons do ruterfórdio (Rf) no estado fundamental.

Objetivo: Descrever a reação nuclear de produção do isótopo ruterfórdio-260 e indicar, com base na classificação periódica dos elementos, o número de elétrons desse elemento químico.

Item do programa: Átomo

Subitem do programa: Partículas elementares

Subitem do programa: Número atômico

Subitem do programa: Número de massa

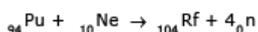
Item do programa 4: Radioatividade

Subitem do programa: Desintegrações radioativas

Subitem do programa: Fissão e fusão nuclear

Comentário da questão:

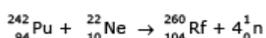
De acordo com a classificação periódica dos elementos, os números atômicos do plutônio (Pu) e do ruterfórdio (Rf) são 94 e 104, respectivamente. O elemento químico de maior energia de ionização do segundo período da classificação periódica é o neônio, que tem número atômico igual a 10. A soma dos números atômicos dos reagentes (plutônio e neônio) é igual a 104. Como esse é o número atômico do ruterfórdio, conclui-se que as quatro partículas subatômicas formadas têm número atômico igual a zero, ou seja, são nêutrons. Portanto, a reação nuclear apenas para os números atômicos corresponde a:



Para a reação nuclear ficar completa é preciso indicar também os números de massa dos participantes. O isótopo do ruterfórdio tem número de massa 260, e o nêutron tem número de massa igual a 1. Logo, a soma dos números de massa dos produtos corresponde a:  $260 + 4 \times 1 = 264$ .

A soma dos números de massa dos reagentes deve ser igual à dos produtos, ou seja, 264. Como o isótopo do plutônio tem número de massa 242, o isótopo do neônio tem número de massa 22.

Indicando-se os respectivos números atômicos e de massa, a reação nuclear é descrita pela seguinte equação química:



No estado fundamental, o número de elétrons de um átomo é igual ao de prótons. Assim, o ruterfórdio tem 104 elétrons.

2013 - Exame Discursivo - Questão 3

Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 03

Em um experimento, foram misturadas duas soluções aquosas a 25 °C, cada uma com volume igual a 500 mL. Uma delas tem como soluto o brometo de potássio na concentração de 0,04 mol.L<sup>-1</sup>; a outra tem como soluto o nitrato de chumbo II.

A mistura reagiu completamente, produzindo uma solução saturada de brometo de chumbo II, cuja constante do produto de solubilidade, também a 25 °C, é igual a  $4 \times 10^{-6}$  mol<sup>3</sup>.L<sup>-3</sup>.

Calcule a concentração, em mol.L<sup>-1</sup>, da solução inicial de nitrato de chumbo II e indique sua fórmula química.

Objetivo: Calcular a concentração de um soluto presente em uma solução e descrever sua fórmula química.

Item do programa: Sais

Subitem do programa: Nomenclatura oficial

Item do programa 2: Unidades de concentração

Subitem do programa: Porcentagem, g.L<sup>-1</sup>, quantidade de matéria, fração molar

Subitem do programa: Mistura de soluções

Item do programa 4: Equilíbrio em sistemas heterogêneos

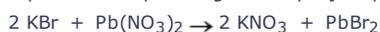
Subitem do programa: Produto de solubilidade

Comentário da questão:

As fórmulas químicas dos sais presentes nas soluções iniciais são:

- KBr = brometo de potássio (solução 1)
- Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> = nitrato de chumbo II (solução 2)

A reação química decorrente da mistura das soluções contendo esses sais é uma reação de dupla-troca, representada pela seguinte equação química balanceada:



Os nomes dos produtos formados na reação são:

- KNO<sub>3</sub> = nitrato de potássio

- $\text{PbBr}_2$  = brometo de chumbo II

Na solução 1, a concentração de íons brometo é calculada por:

$$n_{\text{Br}^-} = [\text{Br}^-] \times V_1 = 0,04 \text{ mol.L}^{-1} \times 0,5 \text{ L} = 0,02 \text{ mol}$$

sendo

$$n_{\text{Br}^-} = \text{número de mols de íons brometo (mol)}$$

$$[\text{Br}^-] = \text{concentração de íons brometo (mol.L}^{-1}\text{)}$$

$$V_1 = \text{volume da solução 1 (L)}$$

Na mistura formada, o número de mols de íons brometo é igual ao número de mols da solução 1, ou seja, 0,02 mol. A constante do produto de solubilidade do brometo de chumbo II é calculada a partir de sua equação química de ionização:



A constante do produto de solubilidade do brometo de chumbo II é dada por:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{Br}^-]^2$$

sendo

$$K_{ps} = \text{constante do produto de solubilidade (mol}^3\text{.L}^{-3}\text{)} = 4 \times 10^{-6} \text{ mol}^3\text{.L}^{-3}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \text{concentração de íons chumbo II (mol.L}^{-1}\text{)}$$

$$[\text{Br}^-] = \text{concentração de íons brometo (mol.L}^{-1}\text{)}$$

Portanto, a concentração de íons chumbo II na mistura será:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{Br}^-]^2} = \frac{4 \times 10^{-6}}{(0,02)^2} = 0,01 \text{ mol . L}^{-1}$$

Na mistura formada, o número de mols de íons chumbo II é calculado por:

$$n_{\text{Pb}^{2+}} = [\text{Pb}^{2+}] \times V_S = 0,01 \text{ mol.L}^{-1} \times 1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$$

sendo

$$n_{\text{Pb}^{2+}} = \text{número de mols de íons chumbo II (mol)}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \text{concentração de íons de íons chumbo II (mol.L}^{-1}\text{)}$$

$$V_S = \text{volume da mistura de soluções (L)} = 0,5 + 0,5 = 1 \text{ L}$$

O número de mols de íons chumbo II na mistura é igual ao número de mols de íons chumbo II na solução 2, que por sua vez é igual ao número de mols de nitrato de chumbo II, ou seja, 0,01 mol.

A concentração de nitrato de chumbo II na solução 2 corresponde a:

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \frac{n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}}{V_2} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$$

sendo

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \text{concentração de nitrato de chumbo II (mol.L}^{-1}\text{)}$$

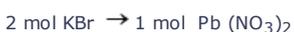
$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = \text{número de mols de nitrato de chumbo II (mol)}$$

$$V_2 = \text{volume da solução 2 (L)}$$

Para a resolução desse problema, pode-se, também, partir da informação de que a mistura reagiu por completo. Logo, todo o brometo de potássio presente foi consumido:

$$n_{\text{KBr}} = [\text{KBr}] \times V_1 = 0,04 \text{ mol.L}^{-1} \times 0,5 \text{ L} = 0,02 \text{ mol}$$

A proporção estequiométrica entre os reagentes é de 2 KBr para 1  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Logo:



$$0,02 \text{ mol} \rightarrow X \qquad X = 0,01 \text{ mol}$$

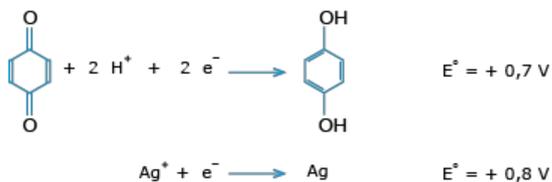
Assim, a concentração de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  corresponde a:

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \frac{n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}}{V_2} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$$

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 04

Considere uma reação de oxirredução espontânea entre as espécies químicas presentes nas seguintes semirreações de redução:



Calcule o potencial-padrão, em volts, da reação de oxirredução e escreva a nomenclatura oficial do reagente orgânico dessa reação.

Objetivo: Nomear um reagente orgânico e calcular o potencial-padrão de uma reação de oxirredução.

Item do programa: Célula eletroquímica

Subitem do programa: Tabela de potenciais de oxirredução

Subitem do programa: Espontaneidade de reações

Item do programa 3: Pilhas e baterias

Subitem do programa: Semirreações e reação global

Subitem do programa: Cálculo da diferença de potencial-padrão

Comentário da questão:

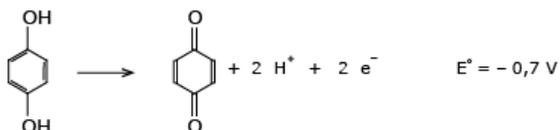
A reação de oxirredução envolve as semirreações de redução e de oxidação.

A espécie química que se reduz no processo é aquela que apresenta maior potencial de redução. Nas semirreações apresentadas, portanto, a prata (Ag) se reduz. Em consequência, a semirreação de oxidação ocorrerá com os compostos orgânicos.

Semirreação de redução:



Semirreação de oxidação:



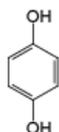
Observe que a semirreação de oxidação corresponde à semirreação de redução do composto orgânico invertida.

O potencial-padrão da reação de oxirredução corresponde à soma dos respectivos potenciais das semirreações de redução e de oxidação:

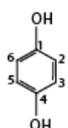
$$\Delta E^0 = +0,8 - 0,7 = +0,1 \text{ V}$$

Cabe lembrar que o requisito para que uma reação de oxirredução seja espontânea é que seu potencial-padrão seja maior do que zero.

O reagente orgânico da reação tem a seguinte fórmula estrutural:



Analisando-se a estrutura do reagente orgânico, observa-se que a numeração da cadeia indica que as hidroxilas estão presentes nas posições 1 e 4:



A função orgânica associada à hidroxila ligada ao benzeno é o fenol. Logo, o nome do composto é: 4-hidroxifenol. Admitindo-se que grupamentos substituintes nas posições 1 e 4 podem ser indicados pelo prefixo p (para), outro nome possível para esse composto é para-hidroxifenol ou p-hidroxifenol. Por fim, considerando-se a molécula por dois grupos hidroxila ligados ao benzeno, outros nomes ainda possíveis são: 1,4-di-hidroxibenzeno, para-di-hidroxibenzeno e p-di-hidroxi-benzeno.

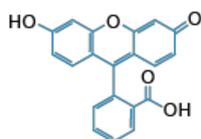
2013 - Exame Discursivo - Questão 5  
Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 05

Corantes e pigmentos são aditivos utilizados para dar cor a objetos. Os corantes são solúveis no meio, enquanto os pigmentos são insolúveis.

Observe a fórmula estrutural da fluoresceína, insolúvel em água.



O sal orgânico monossódico formado a partir da reação química da fluoresceína com o hidróxido de sódio é usado, no entanto, como corante têxtil.

Nomeie o grupo funcional da fluoresceína cuja reação formou esse sal. Em seguida, explique por que o sal orgânico monossódico apresenta maior solubilidade em água do que a fluoresceína.

Objetivo: Nomear um grupo funcional em função do seu caráter ácido e explicar a solubilidade de substâncias em água.

Item do programa: Moléculas

Subitem do programa: Polaridade

Subitem do programa: Forças intermoleculares

Item do programa 3: Solubilidade

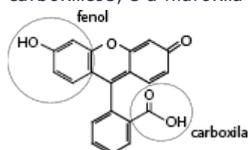
Subitem do programa: Classificação das soluções

Item do programa 4: Mecanismos

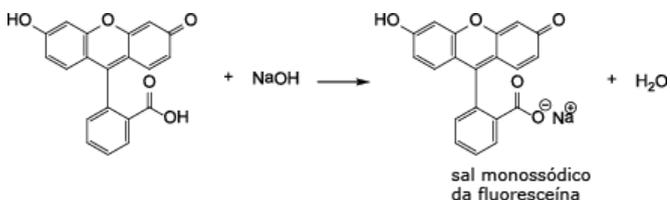
Subitem do programa: Acidez e basicidade

Comentário da questão:

A molécula de fluoresceína é insolúvel em água, pois apresenta uma elevada massa molecular. Essa molécula possui dois grupos funcionais com caráter ácido: a carboxila, característica dos ácidos carboxílicos, e a hidroxila do fenol.



Entretanto, ao reagir com 1 mol de hidróxido de sódio, essa molécula forma um íon monossódico, como mostra a equação química abaixo:

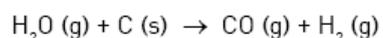


Apesar de a fluoresceína possuir dois grupos funcionais com caráter ácido, a carboxila reagirá preferencialmente com a base, pois o ácido carboxílico apresenta um maior caráter ácido que o fenol, formando-se, assim, o íon carboxilato. Por apresentar carga, o íon é mais polar do que a molécula de fluoresceína. Como a água é um solvente polar, substâncias de maior polaridade dissolvem-se preferencialmente nela.

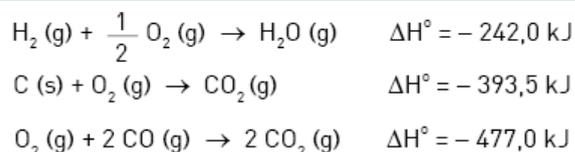
2013 - Exame Discursivo - Questão 6

**Questão 06**

A equação química abaixo representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.



Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a 25 °C e 1 atm:



Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio e nomeie o agente redutor desse processo industrial.

Objetivo: Nomear o agente redutor de uma reação química e calcular a energia envolvida nessa reação.

Item do programa: Reações químicas

Subitem do programa: Oxirredução

Item do programa 2: Relações numéricas fundamentais

Subitem do programa: Massa atômica e molecular

Subitem do programa: Mol e massa molar

Item do programa 4: Entalpia e variação de entalpia

Subitem do programa: Lei de Hess

Comentário da questão:

O agente redutor de uma reação química é aquele que se oxida nesse processo, acarretando assim a redução de outra substância. Esse agente é identificado pelo seu número de oxidação, que aumenta ao longo da reação.

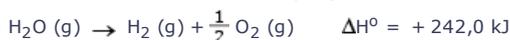
Observe a seguir os números de oxidação de cada elemento químico participante na equação química de produção de hidrogênio.



Analisando-se essa equação, verifica-se que o carbono foi o elemento químico que teve aumento no número de oxidação, sendo por consequência o agente redutor.

No cálculo da variação de entalpia, as equações termoquímicas têm de ser organizadas no sentido de representarem as etapas da reação de síntese do gás hidrogênio, conforme é apresentado a seguir.

Primeira equação termoquímica: deve ser invertida, tornando a água um reagente, o que acarreta a inversão de seu sinal na entalpia-padrão.



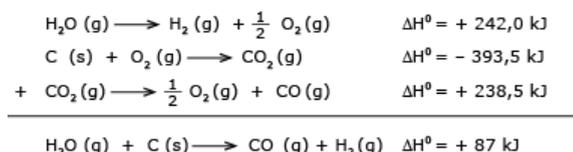
Segunda equação termoquímica: não é alterada.



Terceira equação termoquímica: deve ser invertida, tornando o CO um produto. Além disso, como a equação de síntese tem apenas 1 mol de CO (g), a terceira equação deve também ser dividida por 2.



Após essas ações, somando-se as equações termoquímicas, tem-se a equação desejada:



De acordo com a equação termoquímica obtida, para a produção de 1 mol de gás hidrogênio são

necessários 87 kJ.

Como a massa molar do gás hidrogênio é igual a  $2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , a energia necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio é calculada a partir da seguinte relação:

$87 \text{ kJ} \rightarrow 2 \text{ g}$

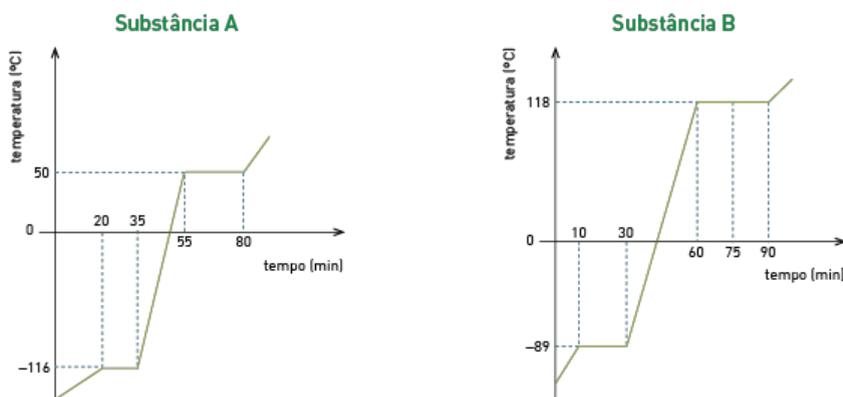
$X \rightarrow 1\,000 \text{ g} \qquad X = 4,35 \times 10^4 \text{ kJ}$

2013 - Exame Discursivo - Questão 7  
Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 07

Observe os diagramas de mudança de fases das substâncias puras A e B, submetidas às mesmas condições experimentais.



Indique a substância que se funde mais rapidamente. Nomeie, também, o processo mais adequado para separar uma mistura homogênea contendo volumes iguais dessas substâncias, inicialmente à temperatura ambiente, justificando sua resposta.

Objetivo: Discriminar, com base em uma representação gráfica, substância pura de fusão mais rápida e o processo mais adequado de separação de uma mistura.

Item do programa: Substância

Subitem do programa: Substância pura

Subitem do programa: Misturas e processos de separação

Item do programa 3: Moléculas

Subitem do programa: Propriedades físicas

Comentário da questão:

Nos diagramas, observam-se dois patamares com temperatura constante, sendo o inferior correspondente ao ponto de fusão e o superior, ao ponto de ebulição. Verifica-se que a substância A leva  $35 \text{ min} - 20 \text{ min} = 15 \text{ min}$  para passar do estado sólido para o líquido, enquanto a substância B leva  $30 \text{ min} - 10 \text{ min} = 20 \text{ min}$ . Logo, a substância A funde mais rapidamente que a substância B.

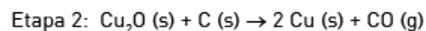
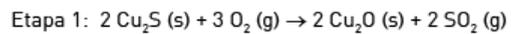
De acordo com os diagramas, também é possível verificar que as duas substâncias se encontram, nas condições ambientes (em torno de  $25^\circ$ ), no estado líquido. O ponto de ebulição da substância A é de  $50^\circ\text{C}$ , enquanto o da B é de  $118^\circ\text{C}$ , sendo a diferença entre esses valores igual a  $68^\circ\text{C}$ . Portanto, o melhor processo para separar a mistura dessas duas substâncias puras é a destilação, mais especificamente a destilação fracionada. A destilação fracionada é empregada quando a diferença entre os pontos de ebulição das substâncias é inferior a  $80^\circ\text{C}$ .

2013 - Exame Discursivo - Questão 8  
Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 08

O cobre metálico é obtido a partir do sulfeto de cobre I em duas etapas subsequentes, representadas pelas seguintes equações químicas:



Em uma unidade industrial, 477 kg de  $\text{Cu}_2\text{S}$  reagiram com 100% de rendimento em cada uma das etapas.

Nomeie os dois gases formados nesse processo. Em seguida, calcule o volume, em litros, de cada um desses gases, admitindo comportamento ideal e condições normais de temperatura e pressão.

Objetivo: Nomear gases formados em um processo químico e calcular seus volumes.

Item do programa: Óxidos

Subitem do programa: Nomenclatura oficial

Item do programa 2: Cálculo estequiométrico

Subitem do programa: Leis ponderais e volumétricas

Subitem do programa: Quantidade de matéria, massa, volume

Comentário da questão:

Considerando as equações químicas, observa-se que os gases formados no processo são o  $\text{SO}_2$ , na Etapa 1, e  $\text{CO}$ , na Etapa 2. Seus nomes são dióxido de enxofre e monóxido de carbono, respectivamente.

Na Etapa 1, 2 mol de  $\text{Cu}_2\text{S}$  acarretam a formação de 2 mols de  $\text{SO}_2$ . O  $\text{Cu}_2\text{S}$  não participa da Etapa 2, e a relação estequiométrica deve ser estabelecida a partir da substância presente nas duas etapas, no caso, o  $\text{Cu}_2\text{O}$ .



Logo:



É importante lembrar que a relação estequiométrica corresponde à proporção na qual as substâncias participam em uma equação química.

Assim, 2 mol de  $\text{Cu}_2\text{S}$  acarretam a formação de 2 mol de  $\text{CO}$ . A relação estequiométrica entre o  $\text{Cu}_2\text{S}$  e os gases formados é:



Ou seja:



A massa molar do  $\text{Cu}_2\text{S}$  corresponde a:  $2 \times 64,5 + 32,0 = 159,0 \text{ g}$ .

Nas CNTP, 1 mol de  $\text{SO}_2$  ou de  $\text{CO}$  ocupa o volume de 22,4 L. Com a reação de 477 kg de  $\text{Cu}_2\text{S}$ , os volumes de gases formados são:



Logo:



$$\text{Volume de SO}_2 = 6,72 \times 10^4 \text{ L}$$

$$\text{Volume de CO} = 6,72 \times 10^4 \text{ L}$$

2013 - Exame Discursivo - Questão 9

Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

### Questão 09

Para prevenção do bócio, doença causada pela falta de iodo no organismo, recomenda-se a adição de 0,005%, em massa, de iodato de potássio ao sal de cozinha. O iodato de potássio é produzido pela reação entre o iodo molecular e o hidróxido de potássio, que forma também água e iodeto de potássio.

Escreva a equação química completa e balanceada para a obtenção do iodato de potássio e determine

a massa, em gramas, do íon iodato presente em 1 kg de sal de cozinha.

Objetivo: Descrever a equação química para a obtenção do iodato de potássio e calcular a quantidade de iodato presente em 1 kg de sal de cozinha.

Item do programa: Sais

Subitem do programa: Nomenclatura oficial

Item do programa 2: Reações químicas

Subitem do programa: Oxirredução

Subitem do programa: Balanceamento

Item do programa 4: Cálculo estequiométrico

Subitem do programa: Leis ponderais e volumétricas

Comentário da questão:

A reação de obtenção do iodato de potássio, a partir de iodo molecular e de hidróxido de potássio, é uma reação de oxirredução em que o elemento químico iodo sofre simultaneamente oxidação e redução. Observe:



sendo

KOH – hidróxido de potássio

I<sub>2</sub> – iodo molecular

KI – iodeto de potássio

KIO<sub>3</sub> – iodato de potássio

H<sub>2</sub>O – água

Nas reações de oxidação, utiliza-se o método de transferência de elétrons para o balanceamento da equação. Inicialmente, é necessário calcular a variação do número de oxidação ( $\Delta\text{Nox}$ ) para os iodios:

$$\Delta\text{Nox do I do KI} = 0 - (-1) = 1 \times 1 = 1$$

$$\Delta\text{Nox do I do KIO}_3 = +5 - 0 = 5 \times 1 = 5$$

A variação de elétrons ao longo da equação deve ser constante. Logo, o número de elétrons ganhos pelo iodo do KI deve ser igual ao número de elétrons perdidos pelo iodo do KIO<sub>3</sub>. Portanto, a variação de elétrons ( $\Delta\text{Nox}$ ) calculada para o iodo do KIO<sub>3</sub> é igual ao coeficiente estequiométrico do iodo do KI. Por sua vez, o  $\Delta\text{Nox}$  do iodo do KI equivale ao coeficiente estequiométrico do KIO<sub>3</sub>.

Aplicando-se os coeficientes estequiométricos calculados para os iodios e fazendo o balanceamento dos átomos da equação química, obtém-se a seguinte equação química balanceada:



Para determinar o teor de iodato no sal de cozinha, inicialmente é necessário saber a quantidade de KIO<sub>3</sub> em 1 kg da mistura. Em 1 kg de NaCl existem 0,005% de KIO<sub>3</sub>, logo:

$$0,005 \text{ g de KIO}_3 \longrightarrow 100 \text{ g da mistura de NaCl e KIO}_3$$

$$X \text{ g} \longrightarrow 1000 \text{ g da mistura de NaCl e KIO}_3$$

$$X = 0,05 \text{ g de KIO}_3 \text{ em 1 kg de mistura dos sais}$$

A partir da quantidade de KIO<sub>3</sub> na mistura, calcula-se o teor de iodato presente:

$$214 \text{ g KIO}_3 \longrightarrow 175 \text{ g IO}_3^-$$

$$0,05 \text{ g} \longrightarrow Y$$

$$Y = 0,04 \text{ g de IO}_3^-$$

2013 - Exame Discursivo - Questão 10  
Disciplina: Química

Ano 5, n. 12, ano 2012

**Questão 10**

O paládio é um elemento químico muito empregado como catalisador em reações de hidrogenação, uma vez que pode adsorver 900 vezes seu volume em gás hidrogênio.

Em um experimento, foi realizada a hidrogenação parcial de 12,24 g de pent-2-ino, obtendo-se uma mistura de dois isômeros.

Considerando a densidade do hidrogênio igual a  $0,08 \text{ g.L}^{-1}$  e a do paládio igual a  $12,0 \text{ g.mL}^{-1}$ , calcule a massa de paládio, em gramas, necessária para adsorver todo o hidrogênio consumido nessa reação.

Em seguida, apresente as fórmulas espaciais em bastão dos isômeros formados.

Objetivo: Representar graficamente a estrutura química de isômeros e calcular a quantidade de catalisador necessária para a adsorção de hidrogênio.

Item do programa: Isomeria

Subitem do programa: Espacial

Item do programa 2: Reações de adição

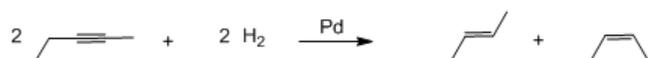
Subitem do programa: Adição de  $\text{H}_2$ ,  $\text{X}_2$ ,  $\text{HX}$  e  $\text{H}_2\text{O}$  a alcenos e alcinos

Item do programa 3: Cálculo estequiométrico

Subitem do programa: Leis ponderais e volumétricas

Comentário da questão:

Observe a equação química balanceada que expressa a reação de hidrogenação parcial do pent-2-ino ( $\text{C}_5\text{H}_8$ ):



Como a reação é de hidrogenação parcial, formam-se dois alcenos, que são isômeros espaciais (isomeria geométrica ou *cis-trans*):



*trans*-pent-2-eno



*cis*-pent-2-eno

Observação: em uma reação de hidrogenação de um alcino, forma-se, predominantemente, o isômero *cis*.

Para determinar a quantidade de catalisador paládio necessária para essa reação, é necessário calcular a quantidade de gás hidrogênio empregada no processo:



Como a relação entre o gás hidrogênio e o catalisador é volumétrica, determina-se o volume de gás hidrogênio gasto na reação por meio de sua densidade.

$$d_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{V_{\text{H}_2}}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{0,36}{0,08}$$

$$V_{\text{H}_2} = 4,5 \text{ L} = 4500 \text{ mL}$$

O paládio pode adsorver 900 vezes o seu volume em gás hidrogênio, logo:

$$V_{\text{Pd}} = \frac{4500}{900} = 5 \text{ mL}$$

Portanto, a massa de paládio necessária para essa reação é de:

$$m_{\text{Pd}} = d_{\text{Pd}} \times V_{\text{Pd}}$$

$$m_{\text{Pd}} = 12,0 \times 5$$

$$m_{\text{Pd}} = 60,0 \text{ g}$$

Ano 4, n. 11, ano 2011

## questão 01

A quantidade total de astato encontrada na crosta terrestre é de 28 g, o que torna esse elemento químico o mais raro no mundo. Ele pode ser obtido artificialmente através do bombardeamento do bismuto por partículas alfa.

Escreva a equação nuclear balanceada de obtenção do  $^{211}\text{At}$  a partir do  $^{209}\text{Bi}$ . Calcule, também, o número de átomos de astato na crosta terrestre.

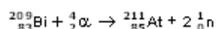
Objetivo: Descrever a reação nuclear de obtenção do astato e calcular seu número de átomos na crosta terrestre.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Estrutura atômica: radioatividade; classificação periódica dos elementos: famílias e período; cálculos químicos: relações numéricas fundamentais

Comentário da questão:

Na reação nuclear de obtenção do astato-211, o átomo de bismuto-209 é bombardeado por uma partícula alfa, que equivale ao núcleo do elemento químico hélio ( $^4_2\text{He}$ ). Nesse bombardeamento, o número atômico do novo elemento químico formado aumenta em 2 unidades, e seu número de massa em 4 unidades. Entretanto, o astato produzido possui número atômico 85 e número de massa 211. Como a soma dos números de massa dos reagentes é igual a 213, verifica-se que nesse processo também são formados dois nêutrons ( $^1_0\text{n}$ ), como se observa na equação balanceada:



A massa molar do astato é igual a 210 g, que equivale a  $6,0 \times 10^{23}$  átomos. Logo, em 28 g de astato existem  $8,0 \times 10^{22}$  átomos:

$$\begin{aligned} 210 \text{ g} &\rightarrow 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 28 \text{ g} &\rightarrow X \quad X = 8,0 \times 10^{22} \text{ átomos} \end{aligned}$$

Ano 4, n. 11, ano 2011

## questão 02

A ferrugem é uma mistura de óxidos de ferro resultantes da corrosão desse metal. Outros óxidos metálicos, entretanto, ao contrário dos presentes na ferrugem, formam uma camada protetora sobre a superfície do metal. Um deles é o óxido formado pelo elemento químico do grupo 13, pertencente ao terceiro período da Classificação Periódica dos Elementos.

Escreva a fórmula química desse óxido protetor e classifique-o quanto ao tipo de óxido.

Objetivo: Descrever fórmula química de um óxido e classificá-lo.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Classificação periódica dos elementos: famílias e período (nomenclatura; semelhanças); funções da química inorgânica: classificação de óxido

Comentário da questão:

Ao consultar a Tabela de Classificação Química dos Elementos, verifica-se que o elemento químico que se encontra no grupo 13 e no 3º período é o alumínio. Como esse elemento químico possui 3 elétrons na sua camada de valência, poderá formar com o oxigênio somente um único óxido, no caso, o óxido de alumínio, de fórmula  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Segundo a classificação quanto ao tipo de óxido, o  $\text{Al}_2\text{O}_3$  é um óxido anfótero, ou seja, um óxido que pode apresentar caráter ácido ou básico, dependendo do meio onde se encontra.

Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
**03**

O ácido etanoico, substância responsável pela acidez do vinagre, é um ácido fraco, com grau de ionização igual a 1%.

Apresente a fórmula estrutural do ácido etanoico e determine o pH de uma amostra de vinagre que possui em sua composição 60 g.L<sup>-1</sup> desse ácido.

Objetivo: Descrever a fórmula estrutural do ácido etanoico e calcular o pH de uma amostra de vinagre.

Item do programa: Físico-química

Subitem do programa: Equilíbrios químicos: equilíbrio iônico em meio aquoso (ionização; constante de acidez K<sub>a</sub>; pH); soluções: unidades de concentração (massa por volume e quantidade de matéria)

Item do programa 2: Química orgânica

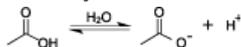
Subitem do programa: Compostos orgânicos: funções da química orgânica (classificação; representação)

Comentário da questão:

O ácido etanoico apresenta dois átomos de carbono, estando um deles no grupo funcional carboxila. Veja sua fórmula estrutural:



A ionização do ácido etanoico é representada da seguinte forma:



A partir de sua fórmula molecular, pode-se calcular sua massa molar:

$$C_2H_4O_2 = 12 \times 2 + 1 \times 4 + 16 \times 2 = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

A concentração de ácido etanoico no vinagre é igual a 60 g.L<sup>-1</sup>, que corresponde a 1 mol.L<sup>-1</sup>.

Sendo o grau de ionização do ácido etanoico igual a 1%, atingindo o equilíbrio, a quantidade de ácido que reagiu corresponde a 1% de 1 mol.L<sup>-1</sup>, que é igual a 0,01 mol.L<sup>-1</sup>. Em consequência, a concentração de íons H<sup>+</sup> formados também será igual a 0,01 mol.L<sup>-1</sup>.

Pode-se, então, calcular o pH do vinagre:

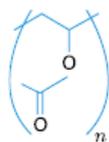
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,01) = -\log(10^{-2}) = -(-2) = 2$$

Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
**04**

O poli(álcool vinílico) é obtido pela hidrólise ácida do poli(acetato de vinila).

Observe a estrutura química do poli(acetato de vinila):



Escreva a equação química completa e balanceada correspondente à reação de obtenção do poli(álcool vinílico).

Aponte, entre os dois polímeros citados, aquele que apresenta maior solubilidade em água. Em seguida, justifique sua resposta.

Objetivo: Descrever equação química da hidrólise ácida de um éster e discriminar polímero com maior solubilidade em água.

Item do programa: Química orgânica

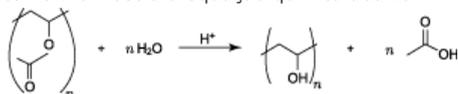
Subitem do programa: Reações orgânicas de substituição: ácidos carboxílicos; química aplicada: polímeros sintéticos (aplicações)

Item do programa 2: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Ligações químicas: forças intermoleculares (dipolo permanente e ligação de hidrogênio); propriedades físicas das substâncias (correlação entre solubilidade com as interações moleculares)

Comentário da questão:

O poli(acetato de vinila) é um éster, enquanto o poli(álcool vinílico) é um álcool. Quando se realiza a reação de hidrólise ácida de um éster se obtêm como produtos um ácido carboxílico e um álcool. No caso, ao se hidrolisar esse poliéster, são obtidos o ácido etanoico (ácido acético) e o poliálcool, conforme mostra a equação química abaixo:



O poli(acetato de vinila) possui em sua estrutura química grupos carbonila característicos dos ésteres, que apresentam polaridade média em comparação com os grupos hidroxilas presentes no poli(álcool vinílico). O poliálcool será mais solúvel em água que o poliéster, pois seus grupos hidroxilas podem fazer ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio) com a água, aumentando sua solubilidade nesse solvente.

2012 - Exame Discursivo - Questão 5

Disciplina: Química

Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
05

Recentemente, a IUPAC reconheceu a existência de dois novos elementos químicos, cujos símbolos são Uuq e Uuh. Apesar de possuírem átomos instáveis, podem-se prever algumas de suas propriedades com base na Classificação Periódica dos Elementos.

Indique o número de elétrons do átomo Uuq no estado fundamental. Em seguida, identifique o tipo de geometria molecular da substância cuja fórmula seja UuhH<sub>2</sub>.

Objetivo: Identificar o número de elétrons de um elemento químico e o tipo de geometria de uma molécula.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Estrutura atômica: elemento químico (número atômico) e distribuição eletrônica (níveis e subníveis energéticos; camada de valência); ligações químicas: ligações interatômicas (covalente) e moléculas (geometria molecular)

Comentário da questão:

O elemento químico Uuq apresenta número atômico 114, o que indica que seu átomo possui 114 prótons. Estando seu átomo no estado fundamental, o número de elétrons é igual ao número de prótons, ou seja, 114.

Como a configuração eletrônica da camada de valência do UUh é  $7s^2 7p^4$ , essa camada apresenta 6 elétrons. Ao se combinar com o hidrogênio, 2 desses elétrons estão envolvidos nas respectivas ligações covalentes, enquanto os outros 2 pares de elétrons permanecem sem formar ligações. Veja a fórmula estrutural:



Em função da repulsão dos pares eletrônicos, a geometria molecular do UuhH<sub>2</sub> é angular.

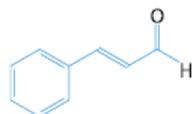
2012 - Exame Discursivo - Questão 6

Disciplina: Química

Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
06

O óleo extraído da casca da canela é constituído principalmente pela molécula que possui a seguinte fórmula estrutural:



Nomeie a função à qual essa molécula pertence. Apresente, também, a fórmula estrutural da substância orgânica formada na oxidação do grupo carbonila dessa molécula.

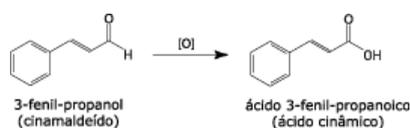
Objetivo: Nomear a função orgânica de uma molécula e descrever a fórmula estrutural do produto de sua oxidação.

Item do programa: Química orgânica

Subitem do programa: Compostos orgânicos: funções da química orgânica (classificação; representação; funções oxigenadas); reações orgânicas: reações de oxidação (aldeídos)

Comentário da questão:

A molécula orgânica mostrada apresenta como grupo funcional característico uma carbonila aldeídica ( $\text{-CHO}$ ), o que indica que ela pertence à função aldeído. Todo aldeído, ao sofrer uma reação de oxidação, forma um ácido carboxílico, que possui como grupo funcional característico a carboxila ( $\text{-CO}_2\text{H}$ ), como mostrado abaixo:



2012 - Exame Discursivo - Questão 7  
Disciplina: Química

Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
**07**

Em um experimento pioneiro, a cientista Marie Curie isolou a forma metálica do elemento químico rádio, por meio da eletrólise ígnea com eletrodos inertes do cloreto de rádio.

Nomeie o tipo de ligação interatômica presente no cloreto de rádio e escreva a equação química que representa a eletrólise desse elemento.

Objetivo: Nomear tipo de ligação interatômica presente em uma substância e descrever a equação química de sua eletrólise.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Estrutura atômica: distribuição eletrônica (níveis e subníveis energéticos; camada de valência); ligações químicas: iônica

Item do programa 2: Físico-química

Subitem do programa: Eletroquímica: eletrólise (aspectos qualitativos)

Comentário da questão:

O cloreto de rádio tem fórmula química  $\text{RaCl}_2$ . Nessa substância, a ligação interatômica entre o rádio e o cloro é do tipo iônica, pois o rádio é um metal e o cloro um ametal. A diferença de eletronegatividade entre esses átomos também comprova o caráter iônico da ligação:

$$3,0 (\text{cloro}) - 0,9 (\text{rádio}) = 2,1$$

Uma eletrólise ígnea consiste na eletrólise de um sal no estado líquido. No caso do cloreto de rádio, tem-se a redução do cátion  $\text{Ra}^{2+}$  para  $\text{Ra}^0$  e a oxidação do ânion  $\text{Cl}^-$  para  $\text{Cl}^0$ . Assim, a equação química que representa esse processo é:



2012 - Exame Discursivo - Questão 8  
Disciplina: Química

Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
**08**

Em um experimento, uma amostra de 10 mL de um produto químico comercial que contém hidróxido de

cálcio foi completamente neutralizada por 5 mL de solução aquosa de ácido clorídrico com concentração igual a  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Escreva a equação química completa e balanceada dessa reação de neutralização.

Em seguida, calcule a concentração, em  $\text{g.L}^{-1}$ , de hidróxido de cálcio presente na amostra do produto comercial.

Objetivo: Descrever equação química de uma reação de neutralização e calcular a massa de uma substância presente em um produto químico comercial.

Item do programa: Química geral e inorgânica

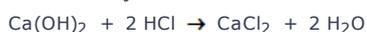
Subitem do programa: Funções da química inorgânica: ácidos e bases (neutralização total); cálculo estequiométrico: leis ponderais e volumétricas e suas relações com as reações químicas

Item do programa 2: Físico-química

Subitem do programa: Soluções: unidades de concentração (massa por volume e quantidade de matéria)

Comentário da questão:

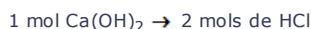
A neutralização do hidróxido de cálcio pelo ácido clorídrico é representada pela seguinte equação:



No processo de neutralização, consome-se a seguinte quantidade de HCl:

$$5 \times 10^{-3} \text{ L} \times 0,01 \text{ mol.L}^{-1} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol de HCl}$$

Como 1 mol de  $\text{Ca(OH)}_2$  é neutralizado por 2 mols de HCl, tem-se:



$$X \rightarrow 5 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad X = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

A massa molar do  $\text{Ca(OH)}_2$  corresponde a:

$$40 + 16 \times 2 + 1 \times 2 = 74 \text{ g.mol}^{-1}$$

Pode-se, então, calcular a massa de  $\text{Ca(OH)}_2$ :



$$2,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \rightarrow Y \quad Y = 1,85 \times 10^{-3} \text{ g de Ca(OH)}_2$$

O volume de amostra utilizado foi de 10 mL ( $10^{-2} \text{ L}$ ), logo a concentração de  $\text{Ca(OH)}_2$  equivale a:

$$\frac{1,85 \times 10^{-3} \text{ g}}{10^{-2} \text{ L}} = 0,185 \text{ g.L}^{-1}$$

2012 - Exame Discursivo - Questão 9

Disciplina: Química

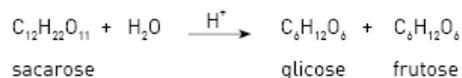
Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
09

O açúcar invertido é composto por uma mistura de glicose e frutose; já o açúcar comum é constituído somente por sacarose.

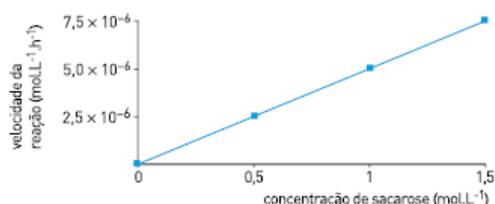
A solução aquosa do açúcar invertido mantém-se no estado líquido sob condições ambientes, pois possui menor temperatura de congelamento do que a do açúcar comum.

Observe a equação química que representa a produção do açúcar invertido:



Em um processo de fabricação de açúcar invertido, a velocidade da reação foi medida em função da concentração de sacarose, uma vez que a concentração de água não afeta essa velocidade.

O gráfico abaixo indica os resultados obtidos:



Determine a constante cinética dessa reação. Em seguida, aponte o fator responsável pela menor temperatura de congelamento da solução aquosa de açúcar invertido.

Objetivo: Calcular a constante cinética de uma reação química e identificar o fenômeno responsável pela redução da temperatura de congelamento de uma solução aquosa.

Item do programa: Físico-química

Subitem do programa: Soluções: efeitos coligativos (temperatura de congelamento); cinética química: velocidade de reação (ordem de reação)

Comentário da questão:

Ao se comparar a solução de açúcar invertido, composta de glicose e frutose, à de açúcar comum, composta de sacarose, constata-se que a de açúcar invertido apresenta maior número de partículas de soluto, fato que acarreta o abaixamento de sua temperatura de congelamento.

Considere a equação de velocidade da reação química de hidrólise da sacarose:

$$V = K \times [\text{sacarose}]^a \times [\text{água}]^b$$

Sabe-se que:

- a velocidade não varia em função da concentração de água, logo a ordem de reação  $b$  para a água é igual a zero;
- a ordem de reação  $a$  para a sacarose é igual a 1, pois, de acordo com o gráfico, há aumento linear (proporcional) da velocidade em função do aumento da concentração.

Assim, a equação de velocidade corresponde a:

$$V = K \times [\text{sacarose}]$$

Calcula-se a constante cinética escolhendo-se um dos pontos do gráfico e substituindo-se os valores:

$$K = \frac{V}{[\text{sacarose}]} = \frac{5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.\text{h}^{-1}}{1 \text{ mol.L}^{-1}} = 5 \times 10^{-6} \text{ h}^{-1}$$

2012 - Exame Discursivo - Questão 10

Disciplina: Química

Ano 4, n. 11, ano 2011

questão  
10

A análise elementar de 2,8 g de uma substância orgânica desconhecida, no estado gasoso e com comportamento ideal, produziu 8,8 g de dióxido de carbono e 3,6 g de água pela reação de combustão completa. A massa dessa substância orgânica, a 1 atm e 27 °C, ocupa o volume de 1,2 L.

Sabendo-se que essa substância apresenta isômeros espaciais, determine sua fórmula molecular e escreva as estruturas dos estereoisômeros correspondentes.

Objetivo: Descrever a fórmula molecular de uma substância e as estruturas de seus estereoisômeros.

Item do programa: Química orgânica

Subitem do programa: Compostos orgânicos: funções da química orgânica (hidrocarbonetos); isomeria (espacial)

Item do programa 2: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Cálculo estequiométrico: leis ponderais e volumétricas e suas relações com as reações químicas; cálculo de fórmulas: mínima e molecular; gases ideais: equação de Clapeyron; misturas gasosas; pressão parcial e pressão total

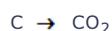
Comentário da questão:

A reação de combustão completa de uma molécula orgânica X transforma totalmente essa substância em gás carbônico (CO<sub>2</sub>) e em água (H<sub>2</sub>O), segundo a equação química abaixo:



Logo, todos os átomos de carbono do CO<sub>2</sub>, bem como os de hidrogênio da H<sub>2</sub>O, são provenientes de X. Com isso, é possível determinar quanto de carbono e hidrogênio estão presentes em X, para assim calcular a fórmula mínima (ou empírica) dessa substância.

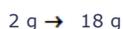
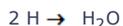
Para o CO<sub>2</sub>:



$$12 \text{ g} \rightarrow 44 \text{ g}$$



Para a H<sub>2</sub>O:



Para determinar a fórmula mínima, as massas de carbono e hidrogênio obtidas devem ser divididas pelas massas atômicas desses elementos, respectivamente:

$$\text{C} = \frac{2,4}{12} = 0,2 \quad \text{e} \quad \text{H} = \frac{0,4}{1} = 0,4$$

Esses coeficientes indicam relação C<sub>0,2</sub>H<sub>0,4</sub>, que corresponde à fórmula mínima com valores inteiros:

$$\text{C} = \frac{0,2}{0,2} = 1 \quad \text{e} \quad \text{H} = \frac{0,4}{0,2} = 2$$

Logo, a fórmula mínima da substância é CH<sub>2</sub>, cuja massa molar é de 14 g.mol<sup>-1</sup>.

Para determinar a fórmula molecular de X, é necessário saber o número de mols dessa substância. Para esse cálculo, pode-se aplicar a equação dos gases ideais, já que essa substância orgânica se comporta como um gás ideal.

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} \Rightarrow n = \frac{1 \times 1,2}{0,08 \times 300} \Rightarrow n = 0,05 \text{ mol}$$

$$n = \frac{\text{massa}}{\text{mol}} \Rightarrow \text{mol} = \frac{\text{massa}}{n} \Rightarrow \text{mol} = \frac{2,8}{0,05} \Rightarrow n = 56 \text{ g.mol}^{-1}$$

A fórmula molecular da substância é descrita por (CH<sub>2</sub>)<sub>y</sub>. Como sua massa molar é igual a 56 g.mol<sup>-1</sup> e a unidade CH<sub>2</sub> tem massa 14 g.mol<sup>-1</sup>, o valor de y será:

$$y = \frac{56}{14} = 4$$

Assim, a fórmula molecular da substância X é C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>. Os únicos estereoisômeros possíveis com fórmula C<sub>4</sub>H<sub>8</sub> são os seguintes:



### 2011 - Exame Discursivo - Questão 1

Disciplina: Química

Ano 3, n. 9, ano 2010

# 01 |

Considere a tabela a seguir, na qual são apresentadas algumas propriedades de dois radioisótopos, um do polônio e um do rádio.

Radioisótopo	Meia-vida (anos)	Partícula emitida
Polônio - 208	3	α
Rádio - 224	6	β

Em um experimento, duas amostras de massas diferentes, uma de polônio-208 e outra de rádio-224, foram mantidas em um recipiente por 12 anos. Ao final desse período, verificou-se que a massa de cada um desses radioisótopos era igual a 50 mg.

Calcule a massa total, em miligramas, de radioisótopos presente no início do experimento.

Escreva também os símbolos dos elementos químicos formados no decaimento de cada um desses radioisótopos.

Objetivo: Calcular a massa inicial de radioisótopos em uma reação nuclear e identificar os símbolos dos elementos químicos formados nessa reação.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Estrutura atômica; radioatividade (estabilidade nuclear; radioisótopos; desintegrações radioativas; meia-vida)

Comentário da questão:

Cálculo do número de meias-vidas:

$$\text{Polônio-208} = \frac{12}{3} = 4$$

$$\text{Rádío-224} = \frac{12}{6} = 2$$

Em 12 anos, para o polônio-208, se passaram 4 meias-vidas, o que acarreta os seguintes decaimentos:

800 mg → 400 mg → 200 mg → 100 mg → 50 mg.

Logo, a massa inicial de polônio-208 é igual a 800 mg.

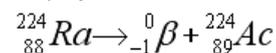
Em 12 anos, para o rádio-224, se passaram 2 meias-vidas, o que acarreta os seguintes decaimentos:

200 mg → 100 mg → 50 mg.

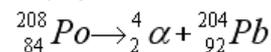
Logo, a massa inicial de rádio-224 é igual a 200 mg.

A massa total de radioisótopos corresponde a 800 + 200 = 1.000 mg.

A equação nuclear de emissão de uma partícula  $\beta$  pelo rádio-224 é:



A equação nuclear de emissão de uma partícula  $\alpha$  pelo polônio-208 é:



Os elementos químicos formados são, respectivamente, Ac (actínio) e Pb (chumbo).

### 2011 - Exame Discursivo - Questão 2

Disciplina: Química

Ano 3, n. 9, ano 2010

# 02

Considere as seguintes características de um determinado metal:

- é um sólido que reage violentamente com água, produzindo hidróxido;
- seu cátion monovalente é isoeletrônico do hélio;
- é usado para o tratamento de distúrbios bipolares sob a forma de um sal de carbonato.

Nomeie esse metal. Em seguida, escreva a reação química de dupla-troca que produz o carbonato desse metal e o sulfato de sódio.

Objetivo: Discriminar o elemento químico com base em suas propriedades e configuração eletrônica e descrever a reação de obtenção de substâncias iônicas.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Estrutura atômica: elemento químico (semelhanças atômicas e iônicas); funções da química inorgânica: reações químicas (representação, classificação, balanceamento e previsão de ocorrência)

Comentário da questão:

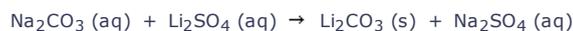
O metal desconhecido presente nos aluminossilicatos é um sólido que reage violentamente com a água, produzindo hidróxido, logo deve pertencer ao grupo 1 (1 A) ou 2 (2 A) da tabela periódica. Seu cátion monovalente é isoeletrônico do hélio, ou seja, possui o mesmo número de elétrons que o átomo de hélio, logo:

configuração eletrônica do He:  $1s^2 2s^2$

configuração eletrônica do He<sup>+</sup>:  $1s^2 2s^1$

Assim, o metal só pode ser o lítio (Li), que também apresenta a configuração eletrônica  $1s^2 2s^1$ .

O carbonato de lítio é o Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Portanto, esta é a reação de dupla-troca para obter este sal e o sulfato de sódio:



### 2011 - Exame Discursivo - Questão 3

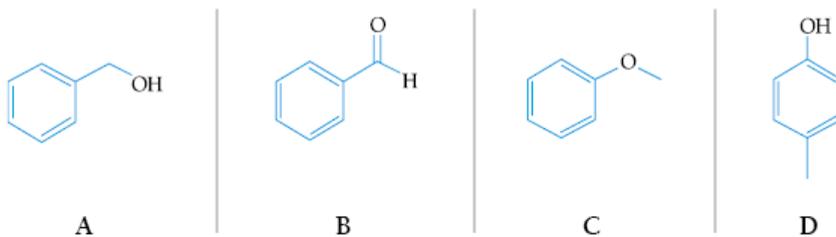
Disciplina: Química

Ano 3, n. 9, ano 2010

# 03

A cor ligeiramente azulada da água do mar e de algumas geleiras, quando apresentam uma espessura de aproximadamente dois metros, deve-se às interações realizadas entre as moléculas da água.

Esse tipo de interação intermolecular também ocorre em outras substâncias. Considere as seguintes moléculas orgânicas:



Identifique aquelas que têm o mesmo tipo de força intermolecular que a água e apresente suas respectivas nomenclaturas.

Nomeie, ainda, a função química da molécula orgânica de maior caráter ácido.

Objetivo: Discriminar moléculas com mesma força intermolecular, nomeá-las e identificar seu caráter ácido.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Ligações químicas: forças intermoleculares (dipolo permanente, dipolo temporário e ligação de hidrogênio)

Item do programa 2: Química orgânica

Subitem do programa: Compostos químicos: funções da química orgânica (nomenclatura oficial, acidez e basicidade)

Comentário da questão:

A molécula da água ( $H_2O$ ) é uma molécula polar, que contém um átomo de oxigênio ligado a dois átomos de hidrogênio. Esses átomos de hidrogênio podem realizar uma interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio (ou ponte de hidrogênio) com o átomo de oxigênio de outra molécula de água.

Dentre as moléculas orgânicas apresentadas, apenas a **A** e a **D** possuem grupos hidroxila, que são capazes de realizar ligações de hidrogênio, como a água. Suas nomenclaturas são:

Molécula A: fenil-metanol ou álcool benzílico

Molécula D: p-metil-fenol ou p-metil-hidroxibenzeno ou 4-metilfenol ou 4-metil-1-hidroxibenzeno

A única molécula entre as apresentadas que possui caráter ácido é a **D**, que é um *fenol*. Os fenóis e os ácidos carboxílicos são as funções orgânicas que caracteristicamente apresentam caráter ácido, devido à possibilidade de liberar o átomo de hidrogênio ligado ao átomo de oxigênio da hidroxila, formando uma base conjugada que é estabilizada por efeito de ressonância.

2011 - Exame Discursivo - Questão 4

Disciplina: Química

Ano 3, n. 9, ano 2010

04

O metanal é um poluente atmosférico proveniente da queima de combustíveis e de atividades industriais. No ar, esse poluente é oxidado pelo oxigênio molecular formando ácido metanoico, um poluente secundário. Na tabela abaixo, são apresentadas as energias das ligações envolvidas nesse processo de oxidação.

Ligação	Energia de ligação ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
O = O	498
C - H	413
C - O	357
C = O	744
O - H	462

Em relação ao metanal, determine a variação de entalpia correspondente à sua oxidação, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , e nomeie sua geometria molecular.

Objetivo: Calcular a variação de entalpia em uma reação orgânica de oxidação e nomear a geometria molecular de uma substância.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Ligações químicas: moléculas (polaridade, geometria molecular)

Item do programa 2: Físico-química

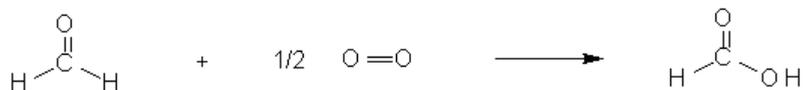
Subitem do programa: Termoquímica: variação de entalpia (energia de ligação)

Item do programa 3: Química orgânica

Subitem do programa: Reações orgânicas: reações de oxidação (aldeídos)

Comentário da questão:

A reação orgânica de oxidação do metanal é dada por:



$\Delta H = (\text{energia das moléculas dos reagentes}) - (\text{energia das moléculas dos produtos})$

$$\Delta H = (2 \times \text{C-H} + 1 \times \text{C=O} + \frac{1}{2} \times \text{O=O}) - (1 \times \text{C-H} + 1 \times \text{C=O} + 1 \times \text{C-O} + 1 \times \text{O-H})$$

$$\Delta H = 2 \times 413 + 744 + \frac{498}{2} - 413 - 744 - 357 - 462 = -157 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

O átomo de carbono do metanal apresenta hibridação do tipo  $sp^2$ , os ângulos de ligação são iguais a  $120^\circ$ , e a sua geometria molecular é do tipo trigonal plana.

2011 - Exame Discursivo - Questão 5  
Disciplina: Química

Ano 3, n. 9, ano 2010

05 |

Em motores de combustão interna, o óxido nítrico é produzido a partir da reação representada pela seguinte equação química:



Em condições ambientes, a concentração de NO na atmosfera corresponde a  $10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$ , sendo a constante de equilíbrio da reação,  $K_c$ , igual a  $5 \times 10^{-31}$ . Entretanto, sob temperatura elevada, como nos motores de veículos, essa concentração é de  $10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Admitindo-se que não há variação nas concentrações de  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$ , calcule o valor de  $K_c$  sob temperatura elevada.

Apresente, ainda, as fórmulas estruturais planas das moléculas apolares presentes na equação química.

Objetivo: Calcular a constante de equilíbrio de uma reação química e descrever a fórmula estrutural de moléculas.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Ligações químicas: interatômicas (covalente)

Item do programa 2: Físico-química

Subitem do programa: Equilíbrio químico: o estado de equilíbrio (equilíbrio em sistemas homogêneos; constantes de equilíbrio -  $K_c$  e  $K_p$ )

Comentário da questão:

A constante de equilíbrio  $K_c$  é dada pela seguinte expressão:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{O}_2]}$$

Em condições ambientes:

$$K_c = 5 \times 10^{-31} \text{ e } [\text{NO}] = 10^{-13}, \text{ logo } [\text{N}_2] \times [\text{O}_2] = 2 \times 10^4$$

Sob temperatura elevada:

$$[\text{NO}] = 10^{-5} \text{ e } [\text{N}_2] \times [\text{O}_2] = 2 \times 10^4, \text{ logo } K_c = 5 \times 10^{-15}$$

As fórmulas estruturais planas das moléculas apolares presentes na equação química são:

N≡N

O=O

2011 - Exame Discursivo - Questão 6  
Disciplina: Química

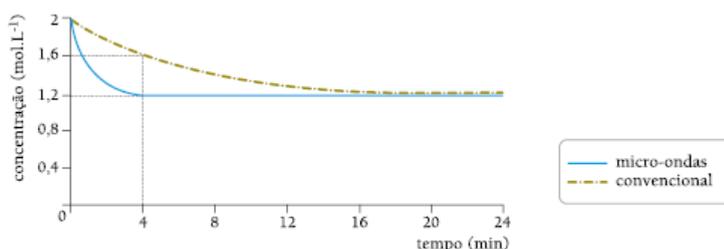
Ano 3, n. 9, ano 2010

06

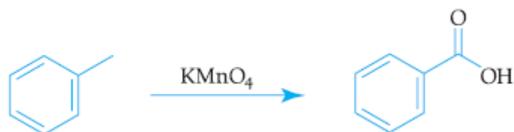
A irradiação de micro-ondas vem sendo utilizada como fonte de energia para determinadas reações químicas, em substituição à chama de gás convencional.

Em um laboratório, foram realizados dois experimentos envolvendo a reação de oxidação do metilbenzeno com  $\text{KMnO}_4$  em excesso. A fonte de energia de cada um, no entanto, era distinta: irradiação de micro-ondas e chama de gás convencional.

Observe, no gráfico abaixo, a variação da concentração de metilbenzeno ao longo do tempo para os experimentos:



Observe, agora, a equação química que representa esses experimentos:



Para o experimento que proporcionou a maior taxa de reação química, determine a velocidade média de formação de produto, nos quatro minutos iniciais, em  $\text{g.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ .

Em seguida, calcule o rendimento da reação.

Objetivo: Calcular a velocidade média de uma reação química e o seu rendimento.

Item do programa: Físico-química

Subitem do programa: Taxa de reação: rapidez; velocidade média e instantânea; fatores de influência (estado de agregação, concentração, temperatura, pressão, superfície de contato e catalisador); energia de ativação; teoria das colisões; mecanismo e ordem das reações

Item do programa 2: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Cálculos estequiométrico: leis ponderais e volumétricas e suas relações com as reações químicas

Comentário da questão:

Com base no gráfico, observa-se que, com a irradiação de micro-ondas, em apenas 4 minutos, alcançou-se uma concentração de  $1,2 \text{ mol.L}^{-1}$ , e, com o aquecimento convencional, a mesma concentração só foi alcançada após 20 minutos de reação. Logo, o experimento que proporcionou a maior taxa de reação foi o que utilizou a fonte de energia do micro-ondas.

Para o experimento em micro-ondas, em 4 minutos, foram consumidos  $2,0 - 1,2 = 0,8 \text{ mol.L}^{-1}$  de reagente, o que acarretou a formação de  $0,8 \text{ mol.L}^{-1}$  de produto.

Massa molar do produto:

$$12 \times 7 + 6 \times 1 + 16 \times 2 = 122 \text{ g.mol}^{-1}$$

Velocidade média de formação de produto:

$$0,8 \text{ mol.L}^{-1} \times \frac{122 \text{ g.mol}^{-1}}{4 \text{ min}} = 24,4 \text{ g.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

Cálculo do rendimento:

$$2,0 \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow 100\%$$

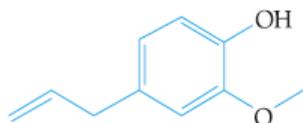
$$0,8 \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow X\% \quad X = 40\%$$

Ano 3, n. 9, ano 2010

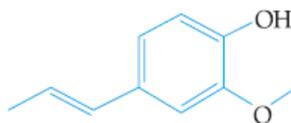
07

O cravo-da-índia e a noz-moscada são condimentos muito utilizados na culinária, e seus principais constituintes são, respectivamente, o eugenol e o isoeugenol.

Observe suas fórmulas estruturais:



eugenol



isoeugenol

Aponte o tipo de isomeria plana que ocorre entre essas duas moléculas e nomeie aquela que apresenta isomeria espacial geométrica.

Em seguida, indique o número total de carbonos assimétricos formados na reação de adição de bromo molecular ao grupo alifático das duas moléculas.

Objetivo: Identificar isomerias em moléculas orgânicas e calcular número de produtos de uma reação química orgânica.

Item do programa: Química orgânica

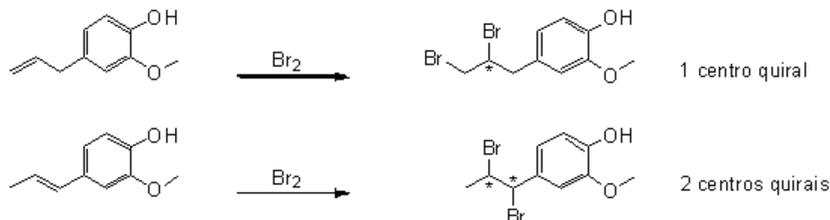
Subitem do programa: Compostos orgânicos: isomeria plana e espacial (geométrica e ótica); reações orgânicas: reações de adição de X<sub>2</sub> a alceno

Comentário da questão:

A isomeria plana que ocorre entre as duas moléculas é a do tipo *posição*, pois as ligações duplas das duas moléculas se encontram em posições diferentes na cadeia alifática.

A molécula que apresenta isomeria geométrica é o *isoeugenol*, que possui uma ligação dupla com dois substituintes diferentes em cada átomo de carbono.

Quando cada uma das duas moléculas reage com a molécula de bromo, ocorre uma reação de adição eletrofílica, na qual a insaturação da cadeia alifática sofre a bromação, como mostrado a seguir:



O eugenol bromado apresenta 1 centro quiral (carbono quiral ou carbono assimétrico), enquanto o isoeugenol possui 2 centros quirais. Logo, o número total de carbonos assimétricos é 3.

Ano 3, n. 9, ano 2010

08

A solução de HCl em água é capaz de conduzir corrente elétrica, mas sua solução em benzeno não apresenta condutividade.

Classifique a ligação interatômica presente na molécula de HCl e explique a diferença de condutividade elétrica entre as duas soluções.

Objetivo: Identificar o tipo de ligação química de uma substância e explicar a diferença de condutividade elétrica entre duas soluções.

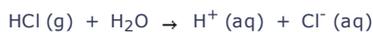
Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Ligações interatômicas: iônica, covalente e metálica

Comentário da questão:

O cloreto de hidrogênio é um gás com caráter polar, devido à polarização da ligação química covalente entre o átomo de hidrogênio e o cloro. Em meio aquoso (a água é uma molécula polar), o HCl se ioniza

formando uma solução contendo íons hidrogênio ( $H^+$ ) e íons cloreto ( $Cl^-$ ), que atuam como eletrólitos capazes de conduzir a corrente elétrica. A equação química abaixo representa a ionização do ácido:



Já em benzeno, que é um solvente apolar, o HCl não se ioniza ou solubiliza, ou seja, não forma íons em solução, não sendo capaz de conduzir a corrente elétrica.

2011 - Exame Discursivo - Questão 9  
Disciplina: Química

Ano 3, n. 9, ano 2010

09 |

Na indústria, a polimerização do propeno por poliadiação via radicais livres produz um polímero cuja unidade química repetitiva tem fórmula molecular  $C_3H_6$ .

Considere a polimerização de 2800 L de propeno nas seguintes condições:

- temperatura:  $77^\circ C$

- pressão: 20 atm

Considere, ainda, que o propeno apresente comportamento de gás ideal e seja completamente consumido no processo.

Determine a massa, em gramas, de polímero produzido e escreva sua estrutura química em bastão.

Objetivo: Descrever a estrutura química em bastão de um polímero e calcular sua massa com base na reação de seu monômero gasoso.

Item do programa: Química orgânica

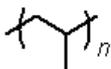
Subitem do programa: Química aplicada: polímeros sintéticos (reações de polimerização)

Item do programa 2: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Cálculos químicos: gases ideais (equação de Clayperon)

Comentário da questão:

Fórmula estrutural do polipropileno em bastão:



Cálculo da massa do polipropileno:

Massa molar da unidade química:  $C_3H_6 = 12 \times 3 + 1 \times 6 = 42 \text{ g.mol}^{-1}$

Constante dos gases ideais (R):  $0,08 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Temperatura:  $77^\circ C = 350 \text{ K}$

É possível calcular o número de mols do propeno usado na polimerização por meio da equação dos gases ideais:

$$PV = nRT \Rightarrow n = PV/RT \Rightarrow n = (20 \times 2.800)/(0,08 \times 350) \Rightarrow n = 2.000 \text{ mol}$$

A massa molar da unidade química repetitiva é igual à massa molar do monômero, ambos com fórmula  $C_3H_6$ . Logo:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de polipropileno} &\rightarrow 42 \text{ g} \\ 2.000 \text{ mol de polipropileno} &\rightarrow X \quad X = 84.000 \text{ g} \end{aligned}$$

2011 - Exame Discursivo - Questão 10  
Disciplina: Química

Ano 3, n. 9, ano 2010

10 |

Metais nobres têm como característica o fato de serem pouco reativos. A platina, por exemplo, somente reage em presença de uma mistura de ácidos clorídrico e nítrico, conforme mostra a equação química não balanceada a seguir.



Em um experimento, 1,17 g de platina foram consumidos em conjunto com os reagentes ácidos, totalmente ionizados, em uma solução de volume igual a 3,2 L.

Calcule o pH inicial da solução e escreva a semirreação que representa o processo de oxidação.

Objetivo: Calcular o pH de uma solução e descrever a semirreação de oxidação de uma reação química de oxirredução.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Cálculo estequiométrico: leis ponderais e volumétricas e suas relações com as reações químicas; funções da química inorgânica: reações químicas (representação; classificação; balanceamento; previsão de ocorrência; oxirredução)

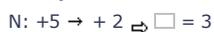
Item do programa 2: Físico-química

Subitem do programa: Equilíbrio iônico em meio aquoso e células eletroquímica e eletrolítica

Comentário da questão:

Inicialmente, deve-se balancear a equação química pelo método redox:

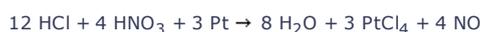
Variação de elétrons na espécie que se reduz:



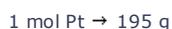
Variação de elétrons na espécie que se oxida:



Equação química balanceada:



Cálculo da quantidade de platina consumida:



Cálculo da quantidade de ácido consumido:



Quantidade total de  $\text{H}^+$ :  $0,024 + 0,048 = 0,072 \text{ mol}$

Concentração de  $\text{H}^+$ :  $0,072 \text{ mol} / 7,2\text{L} = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[0,01] = 2 \quad \text{pH} = 2$$



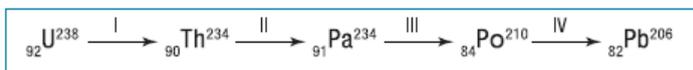
2010 - Exame Discursivo - Questão 1

Disciplina: Química

Ano 2, n. 5, ano 2009

# 01

A sequência simplificada abaixo mostra as etapas do decaimento radioativo do isótopo urânio-238:



Determine o número de partículas  $\alpha$  e  $\beta$  emitidas na etapa III e identifique, por seus símbolos, os átomos isóbaros presentes na sequência.

Objetivo: Calcular o número de partículas alfa e beta emitidas em uma desintegração radioativa e identificar as semelhanças entre átomos.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Átomo: partículas elementares; elemento químico: número atômico, número de massa, semelhanças atômicas; radioatividade: emissões alfa e beta, radioisótopos, desintegrações radioativas

Comentário da questão:

Inicialmente, é preciso calcular a variação do número de massa na etapa III, que corresponde à diferença entre os números de massa dos átomos participantes:

$$234 - 210 = 24$$

Cada partícula  $\alpha$  apresenta número de massa igual a 4. Logo, o número de partículas  $\alpha$  emitidas equivale a:

$$24 : 4 = 6$$

Nesta mesma etapa, a variação do número atômico é dada por:

$$91 - 84 = 7$$

As partículas  $\alpha$  e  $\beta$  apresentam número atômico igual a 2 e -1, respectivamente. Considerando  $y$  o número de partículas  $\beta$ , tem-se:

$$6 \times 2 = 7$$

$$y = 5$$

Na etapa III, portanto, são emitidas 6 partículas  $\alpha$  e 5 partículas  $\beta$ .

Átomos isóbaros são aqueles que apresentam o mesmo número de massa. Na sequência apresentada, Th e Pa são isóbaros, pois ambos apresentam número de massa igual a 234.

2010 - Exame Discursivo - Questão 2

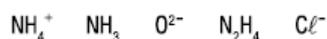
Disciplina: Química

Ano 2, n. 5, ano 2009

## 02

A análise da Classificação Periódica dos Elementos permite ao estudante fazer analogias entre átomos, íons e moléculas.

Considere as seguintes espécies químicas:



Dentre essas espécies, identifique os íons isoeletrônicos. Em seguida, apresente a fórmula estrutural plana do íon formado por um elemento químico do terceiro período da Classificação Periódica dos Elementos com estrutura idêntica à do amônio.

Objetivo: Identificar espécies isoeletrônicas e descrever a fórmula estrutural espacial de um íon inorgânico.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Átomo: partículas elementares; elemento químico: nº atômico e de massa, semelhanças atômicas e iônicas; distribuição eletrônica: níveis e subníveis energéticos, camada de valência; classificação periódica: famílias e períodos (nomenclatura e semelhanças)

Subitem do programa: Moléculas: geometria molecular

Comentário da questão:

Íons isoeletrônicos são aqueles que apresentam o mesmo número de elétrons. O número de elétrons de cada íon apresentado é igual a:

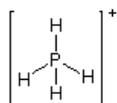
$$\text{NH}_4^+ = 10 \text{ elétrons}$$

$$\text{O}^{2-} = 10 \text{ elétrons}$$

$$\text{Cl}^- = 18 \text{ elétrons}$$

Logo, os íons isoeletrônicos são  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{O}^{2-}$ .

O átomo central do íon amônio é o nitrogênio, que pertence ao grupo 15 da Classificação Periódica dos Elementos. O elemento químico que apresenta configuração eletrônica semelhante ao nitrogênio e se situa no terceiro período da Classificação Periódica dos Elementos é o fósforo, de forma que o íon formado é o  $\text{PH}_4^+$ , cuja fórmula estrutural plana é:

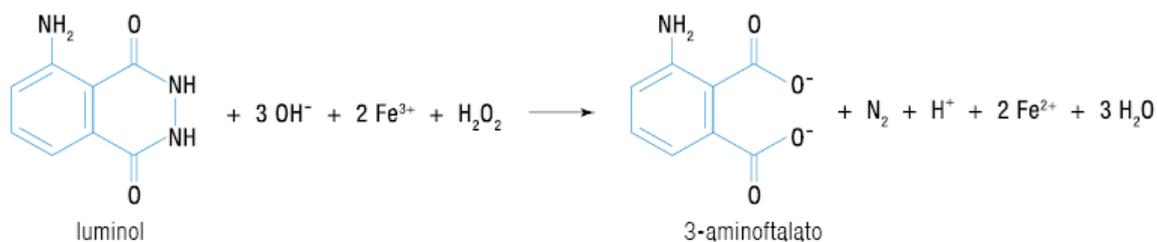


2010 - Exame Discursivo - Questão 3

Disciplina: Química

## 03

O luminol é uma substância utilizada na investigação de vestígios de sangue. O íon ferro III presente no sangue catalisa a reação de conversão do luminol em 3-aminofталato, provocando a emissão de radiação luminosa por um determinado período de tempo. Observe a equação:



Em um processo de busca de vestígios de sangue, no qual foram empregados 3,54 mg de luminol, observou-se a emissão de luz por 1 minuto.

Admitindo-se que todo o luminol, cuja massa molar é de  $177 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , foi consumido durante a emissão luminosa, calcule a velocidade média de formação de água, em  $\text{g}\cdot\text{min}^{-1}$ , e indique o número de oxidação do átomo de carbono primário do 3-aminofталato.

Objetivo: Calcular a velocidade média de uma reação de oxirredução e o número de oxidação de um átomo de carbono.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Cálculo estequiométrico: leis ponderais e volumétricas e suas relações com as reações químicas; número de oxidação: definição e determinação em íons e moléculas

Item do programa 2: Físico-química

Subitem do programa: Velocidade (taxa) de reação: velocidade média

Comentário da questão:

A partir da relação estequiométrica da equação química apresentada, 1 mol de luminol consumido forma 3 mols de água. Logo, para 3,54 mg ( $3,54 \times 10^{-3} \text{ g}$ ) de luminol, a massa de água formada será igual a:

$$177 \text{ g de luminol} \quad \text{---} \quad 3 \times 18 \text{ g de água}$$

$$3,54 \times 10^{-3} \text{ g} \quad \text{---} \quad Y \text{ g} \qquad Y = 1,08 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Como o tempo para a formação dessa quantidade de água é de 1 min, a velocidade média de formação da água é igual a  $1,08 \times 10^{-3} \text{ g}\cdot\text{min}^{-1}$ .

No cálculo do NOX do átomo de carbono primário do 3-aminofталato é necessário identificar os átomos ao qual ele está ligado:



O número de elétrons envolvidos em cada ligação é dado por:

ligação dupla com oxigênio - tendência a perder 2 elétrons (NOX parcial do C = +2);

ligação simples com oxigênio - tendência a perder 1 elétron (NOX parcial do C = +1);

ligação simples com carbono - não há tendência de perda ou ganho de elétrons (NOX parcial do C = 0).

Portanto, o NOX do carbono primário é igual a +3, ou seja, a soma dos NOX parciais.

2010 - Exame Discursivo - Questão 4  
Disciplina: Química

## 04

Na natureza, os ácidos graxos insaturados encontrados em óleos vegetais ocorrem predominantemente na forma do isômero geométrico cis. Porém, quando esses óleos são processados industrialmente, ou usados em frituras repetidas, forma-se o isômero trans, cujo consumo não é considerado saudável.

Observe na tabela abaixo os nomes usuais e os oficiais de três ácidos graxos comumente presentes em óleos e gorduras.

Nome usual	Nome oficial
oleico	octadec-9-enoico
esteárico	octadecanoico
linoleico	octadec-9,11-dienoico

Em um laboratório, para identificar o conteúdo de três frascos, X, Y e Z, cada um contendo um desses ácidos, foram realizados vários testes.

Observe alguns dos resultados obtidos:

frasco X: não houve descoloramento ao se adicionar uma solução de  $\text{Br}_2/\text{CCl}_4$ ;

frasco Y: houve consumo de 2 mols de  $\text{H}_2$  na hidrogenação de 1 mol do ácido;

frasco Z: o ácido apresentou estereoisômeros.

Escreva a fórmula estrutural espacial em linha de ligação do isômero do ácido oleico prejudicial à saúde. Em seguida, cite os nomes usuais dos ácidos presentes nos frascos X e Y.

Objetivo: Discriminar ácidos carboxílicos com base em suas propriedades químicas e descrever a fórmula estrutural do isômero trans de um ácido carboxílico.

Item do programa: Química orgânica

Subitem do programa: Funções: classificação, representação, nomenclatura (hidrocarbonetos, haletos orgânicos, funções oxigenadas e nitrogenadas); isomeria: plana, espacial (geométrica, óptica); reações de adição de  $\text{H}_2$ ,  $\text{X}_2$ ,  $\text{HX}$  e  $\text{H}_2\text{O}$  a alcenos e alcinos

Comentário da questão:

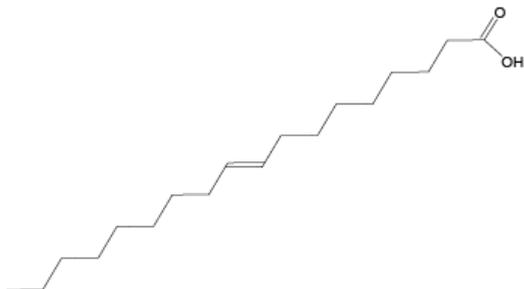
Considerando as informações relativas a cada frasco, chega-se às seguintes conclusões:

Frasco X: como não houve descoloramento ao se adicionar a solução de  $\text{Br}_2/\text{CCl}_4$ , não há insaturação entre átomos de carbono; logo, o composto presente é o ácido octadecanoico (esteárico).

Frasco Y: como foram consumidos 2 mols de  $\text{H}_2$  na hidrogenação de 1 mol do ácido, o composto apresenta em sua estrutura duas ligações duplas entre átomos de carbono; logo, o composto presente é o ácido octadec-9,11-dienoico (linoleico).

Por eliminação, o composto presente no frasco Z é o ácido octadec-9-enoico (oleico), que apresenta dois estereoisômeros: cis e trans.

O isômero trans do ácido oleico, prejudicial à saúde, apresenta esta fórmula estrutural espacial:



2010 - Exame Discursivo - Questão 5

Disciplina: Química

Ano 2, n. 5, ano 2009

05

O íon cianeto é extremamente tóxico ao ser humano devido à sua capacidade de se combinar com o ferro presente na hemoglobina, impedindo o transporte de oxigênio para o sangue. A equação química a seguir representa um processo de remoção desse íon de águas poluídas.



Em um tanque contendo um volume de solução aquosa de hidróxido de sódio igual a 1000 L, foram adicionados 25 mols de cianeto e cloro em quantidade suficiente para completar a reação.

Admitindo-se que toda a base e o cianeto foram consumidos, calcule o pH inicial da solução aquosa de hidróxido de sódio e indique as fórmulas químicas dos compostos apolares formados no processo.

Objetivo: Calcular o pH de uma solução alcalina e discriminar compostos polares e apolares produzidos numa reação.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Ligações interatômicas: ligações iônica, covalente e metálica; moléculas: geometria molecular; cálculo estequiométrico: leis ponderais e volumétricas e suas relações com as reações químicas; equilíbrio iônico em meio aquoso: pH e pOH

Comentário da questão:

No tanque foram adicionados 25 mols de cianeto. Pela relação estequiométrica da equação química, calcula-se a quantidade de matéria de  $\text{OH}^-$  presente inicialmente, visto que esse íon foi consumido por completo:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ mols de } \text{CN}^- \text{ ——— } 8 \text{ mols de } \text{OH}^- \\ 25 \text{ mols ——— } Y \qquad \qquad \qquad Y = 100 \text{ mols de } \text{OH}^- \end{array}$$

Se o volume é igual a 1000 L, a concentração de íons  $\text{OH}^-$  equivale a:

$$[\text{OH}^-] = 100 : 1000 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

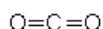
Conhecendo a concentração de íons, pode-se calcular o pOH:

$$\text{pOH} = -\log 0,1 = -\log 10^{-1} = 1$$

Como a soma do pH mais o pOH é igual a 14, o pH da solução é calculado por:

$$\text{pH} = 14 - 1 = 13$$

Segundo a teoria da repulsão dos elétrons da camada de valência, as fórmulas estruturais espaciais das moléculas formadas na reação são:



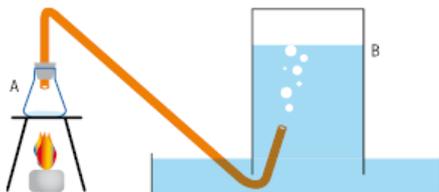
Destes compostos, são apolares  $\text{CO}_2$  e  $\text{N}_2$ .

2010 - Exame Discursivo - Questão 6  
Disciplina: Química

Ano 2, n. 5, ano 2009

# 06

O oxigênio gasoso pode ser obtido em laboratório por meio da decomposição térmica do clorato de potássio. Em um experimento, o gás foi produzido em um frasco A e recolhido em um frasco B que, inicialmente, continha apenas água. Observe o esquema:



Ao final do experimento, verificaram-se as seguintes medidas no interior do frasco B:

volume de gás recolhido: 123 mL

temperatura interna: 27 °C

pressão total no nível da água: 786,7 mmHg

pressão de vapor da água: 26,7 mmHg

Determine a massa de oxigênio gasoso, em gramas, recolhida no frasco B, e apresente a equação química completa e balanceada correspondente a sua obtenção.

Objetivo: Calcular a massa de gás produzida em uma reação química e descrever uma equação química com base nessa reação.

Item do programa: Química geral e inorgânica

Subitem do programa: Reações químicas: representação, classificação, balanceamento, previsão de ocorrência, oxirredução; gases ideais: equação de Clayperon, misturas gasosas, pressão parcial e

pressão total

Comentário da questão:

A pressão total no interior do recipiente B corresponde à soma das pressões parciais do oxigênio formado na reação e do vapor d'água presente no interior do frasco. Assim, a pressão parcial do oxigênio é dada por:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{água}} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = P_{\text{total}} - P_{\text{água}} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = 786,7 - 26,7 = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$$

Aplicando-se a equação de Clayperon, calcula-se a massa do oxigênio formado:

$$p \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{\text{mol}}$$

Sendo:

$$p = 1 \text{ atm}$$

$$V = 123 \text{ mL} = 0,123 \text{ L}$$

$$R = (\text{constante universal dos gases}) = 0,082$$

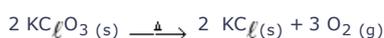
$$T = 27 \text{ }^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$\text{mol do O}_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Então:

$$m = \frac{1 \times 0,123 \times 32}{0,082 \times 300} = 0,16$$

A reação química de decomposição do clorato de potássio é representada da seguinte forma:



2010 - Exame Discursivo - Questão 7

Disciplina: Química

Ano 2, n. 5, ano 2009

# 07

Dois alcoóis isômeros de fórmula molecular  $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$  e com cadeia carbônica normal, quando desidratados em condições adequadas, formam em maior proporção um mesmo composto X.

O composto X, quando oxidado com uma solução de permanganato de potássio aquecida e acidulada, forma os compostos Y e Z.

Identifique o tipo de isomeria plana existente nos dois alcoóis e cite o nome oficial do composto de maior caráter ácido produzido na oxidação de X.

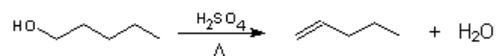
Objetivo: Identificar o tipo de isomeria plana entre dois alcoóis e discriminar ácido carboxílico com base em sua acidez.

Item do programa: Química orgânica

Subitem do programa: Funções da química orgânica: classificação, representação, nomenclatura oficial (hidrocarbonetos e funções oxigenadas), efeitos eletrônicos, acidez e basicidade; isomeria: plana; reações de eliminação: desidratação de alcoóis; reações de oxidação: alcenos

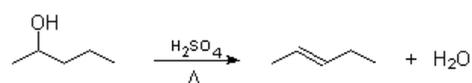
Comentário da questão:

Existem apenas três alcoóis de cadeia normal e fórmula  $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ , cujas reações de desidratação são:



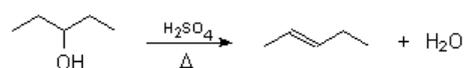
1-pentanol

1-penteno



2-pentanol

2-penteno

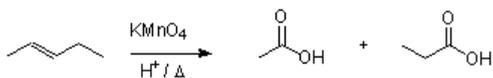


3-pentanol

2-penteno

Analisando-se essas equações, constata-se que o composto X é o 2-penteno e os dois alcoóis que o originam são o 2-pentanol e o 3-pentanol. Como a diferença entre o 2-pentanol e o 3-pentanol é a posição do grupo hidroxila, o tipo de isomeria plana que ocorre entre esses composto é de posição.

A oxidação do composto X é representada por:



Desse processo, os compostos Y e Z formados são o ácido etanoico e o ácido propanoico. Dentre esses compostos, o de maior acidez é o ácido etanoico, pois, em função do efeito indutivo, o aumento da cadeia carbônica eleva a densidade eletrônica na carboxila, dificultando sua ionização.

2010 - Exame Discursivo - Questão 8  
Disciplina: Química

Ano 2, n. 5, ano 2009

# 08

Após o consumo de elevada quantidade de bebida alcoólica, uma pessoa bebeu vários copos de água com o objetivo de diminuir a acidez estomacal provocada pelo etanol.

Observe os valores das constantes de ionização do etanol e da água nas condições em que foram ingeridos:

Substância	Constante de ionização (K)
etanol	$10^{-16}$
água	$10^{-14}$

Tendo em vista o caráter ácido-base do etanol e da água, indique se a opção de beber vários copos de água para amenizar a acidez estomacal foi adequada, justificando sua resposta. Em seguida, escreva a equação química que representa o equilíbrio ácido-base entre o etanol e a água.

Objetivo: Descrever o equilíbrio químico entre água e etanol.

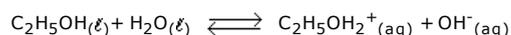
Item do programa: Físico-química

Subitem do programa: Equilíbrio iônico em meio aquoso: ionização e dissociação; constante de acidez (Ka)

Comentário da questão:

Quanto maior a constante de ionização de um composto, maior a sua acidez. Logo, a opção de beber vários copos de água não é adequada, pois a água apresenta maior acidez que o etanol.

Tendo em vista a maior acidez da água, o equilíbrio ácido-base entre esses dois compostos é representado pela seguinte equação química:



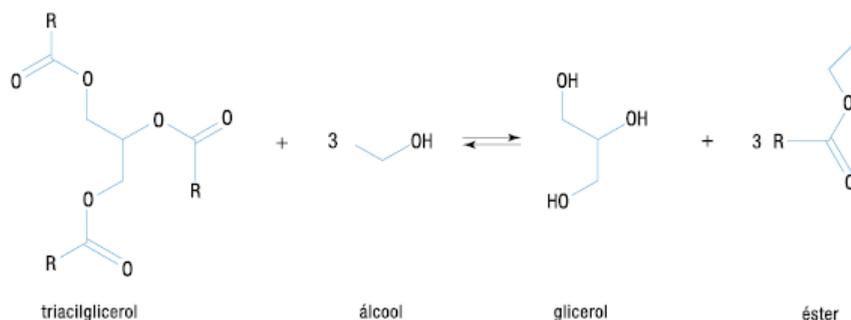
2010 - Exame Discursivo - Questão 9  
Disciplina: Química

Ano 2, n. 5, ano 2009

# 09

O biodiesel, constituído basicamente por um éster, é obtido a partir da reação entre um triacilglicerol e um álcool.

Analise o esquema:



Industrialmente, para aumentar a produção de biodiesel, utiliza-se álcool em quantidade muito superior

à proporção estequiométrica da reação.

Com base no equilíbrio químico da reação, explique por que quantidades elevadas de álcool aumentam o rendimento do processo industrial. Indique, também, o nome oficial do éster que contém cinco átomos de carbono formado a partir do etanol.

Objetivo: Explicar o deslocamento de equilíbrio na reação de obtenção do biodiesel e discriminar o éster produzido.

Item do programa: Físico-química

Subitem do programa: Princípio de Le Chatelier: influência da temperatura, pressão e concentração

Item do programa 2: Química orgânica

Subitem do programa: Funções da química orgânica: classificação; representação; nomenclatura oficial (hidrocarbonetos, haletos orgânicos, funções oxigenadas e nitrogenadas); funções mistas; efeitos eletrônicos; acidez e basicidade

Comentário da questão:

Segundo o princípio de Le Chatelier, o aumento da concentração de um dos componentes acarreta o deslocamento do equilíbrio no sentido de consumir esse componente. Para o sistema em questão, ao se aumentar a concentração de álcool, tem-se o deslocamento do equilíbrio no sentido de aumentar a concentração do éster, que é o produto de interesse.

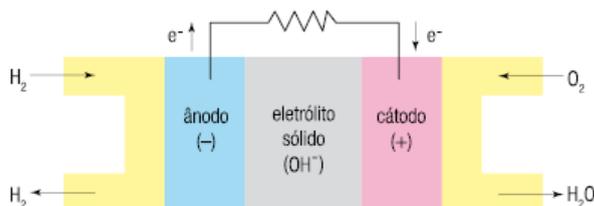
Um éster é formado pela reação entre um ácido carboxílico e um álcool. Como o etanol possui dois átomos de carbono, para a formação de um éster com cinco átomos de carbono, o ácido carboxílico deve apresentar três átomos de carbono, caso do ácido propanoico. O éster formado a partir da reação entre o ácido propanoico e o etanol é o propanoato de etila.

2010 - Exame Discursivo - Questão 10  
Disciplina: Química

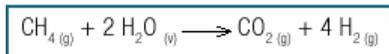
Ano 2, n. 5, ano 2009

# 10

A célula a combustível é um tipo de pilha que gera energia elétrica a partir da reação química entre os gases hidrogênio e oxigênio, como mostra o esquema:



Para seu funcionamento ininterrupto, a célula precisa ser continuamente alimentada com o oxigênio do ar e com o gás hidrogênio proveniente da seguinte reação química:



Considere os valores abaixo, relativos ao funcionamento da célula sob condições-padrão:

Potenciais de redução dos eletrodos (V)		Entalpias de formação (kJ.mol <sup>-1</sup> )	
$2 \text{H}_2\text{O}(l) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2 \text{OH}^-(aq)$	- 0,83	$\text{CH}_4(g)$	- 75
$\text{O}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(aq)$	0,40	$\text{H}_2\text{O}(v)$	- 241
		$\text{CO}_2(g)$	- 394

Calcule a força eletromotriz, em volts, da célula a combustível e a variação de entalpia, em kJ, da reação de obtenção do hidrogênio.

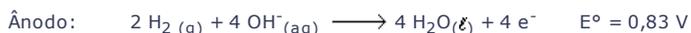
Objetivo: Calcular a força eletromotriz da célula a combustível e a variação de entalpia da reação de obtenção de hidrogênio.

Item do programa: Físico-química

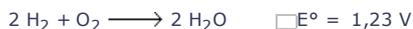
Subitem do programa: Célula eletroquímica e eletrolítica: semirreações e reação global, cálculo da diferença de potencial-padrão, pilhas e baterias; entalpia: equação termoquímica, reações endotérmicas e exotérmicas; variação de entalpia: calor de formação, calor de combustão

Comentário da questão:

As semirreações que ocorrem na célula a combustível são:



A reação global e a força eletromotriz são obtidas a partir da soma dessas duas semirreações:



A variação de entalpia da reação de formação de hidrogênio é a diferença entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes:

$$\Delta H = H_f - H_i = H_{\text{CO}_2} + 4 \times H_{\text{H}_2} - H_{\text{C}_2\text{H}_4} - 2 \times H_{\text{H}_2\text{O}} = -394 + 4 \times 0 + 75 + 2 \times 241 = 163 \text{ kJ}$$

2009 - Exame Discursivo - Questão 1

Disciplina: Química

Ano 2, n. 3, ano 2009

## Questão 01

O ácido nítrico é um composto muito empregado em indústrias químicas, principalmente para a produção de corantes, fertilizantes, explosivos e nylon. Um processo industrial de obtenção do ácido nítrico consiste na seguinte reação:



Escreva os nomes dos reagentes empregados nesse processo e apresente a fórmula estrutural plana do ácido nítrico.

Objetivo: Identificar nomes de reagentes e descrever fórmula estrutural de um composto.

Item do programa: Funções químicas inorgânicas e reações químicas

Subitem do programa: Sais e óxidos: conceito; classificação; propriedades físicas e químicas; nomenclatura oficial.

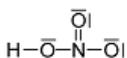
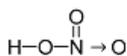
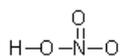
Item do programa 2: Ligações químicas

Subitem do programa: Interações: ligações iônicas, covalentes e metálicas.

Comentário da questão:

Os reagentes  $\text{NaNO}_3$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , empregados nesse processo, são denominados nitrato de sódio e ácido sulfúrico, respectivamente.

Utilizando os princípios gerais das ligações químicas, são aceitas as seguintes estruturas para representação do ácido nítrico:



2009 - Exame Discursivo - Questão 2

Disciplina: Química

Ano 2, n. 3, ano 2009

## Questão 02

Para suturar cortes cirúrgicos são empregados fios constituídos por um polímero biodegradável denominado poliácrlamida.

O monômero desse polímero pode ser obtido através da reação do ácido propenóico, também

denominado ácido acrílico, com a amônia, por meio de um processo de aquecimento.  
Escreva as equações químicas completas correspondentes à obtenção do monômero e do polímero.

Objetivo: Descrever equações químicas para obtenção de um monômero e de um polímero.

Item do programa: Química orgânica II

Subitem do programa: Reações orgânicas: cisão de ligações; tipos de reagentes (eletrófilos, nucleófilos e radicais livres); tipos de reações em função das partículas reagentes (adição, substituição, eliminação, oxidação e redução).

Item do programa 2: Química aplicada e química ambiental

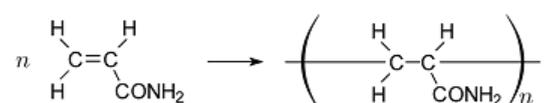
Subitem do programa: Polímeros sintéticos: tipos de reações de polimerização e aplicações.

Comentário da questão:

A partir da reação química de substituição de um grupamento hidroxila do ácido carboxílico por um grupamento amino, obtém-se o monômero da poliacrilamida:



Por sua vez, a partir desse monômero, obtém-se a poliacrilamida por uma reação de polimerização de adição:



2009 - Exame Discursivo - Questão 3

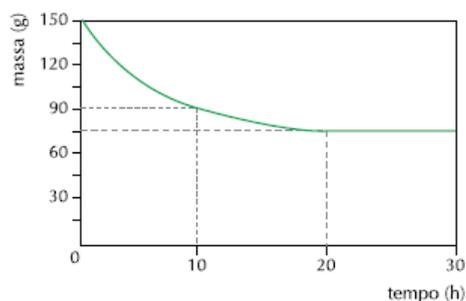
Disciplina: Química

Ano 2, n. 3, ano 2009

Questão  
03

Em 1860, Louis Pasteur, ao estudar o crescimento do fungo *Penicillium glaucum*, constatou que esse microorganismo era capaz de metabolizar seletivamente uma mistura dos isômeros ópticos do tartarato de amônio, consumindo o isômero dextrogiro e deixando intacto o isômero levogiro. O tartarato é o ânion divalente do ácido 2,3-diidroxibutanodióico, ou ácido tartárico.

Um químico, ao reproduzir o experimento de Pasteur, utilizou, inicialmente, 150 g de uma mistura racêmica de tartarato de amônio. O gráfico a seguir apresenta a variação da massa dessa mistura em função do tempo de duração do experimento.



Calcule a massa de d-tartarato remanescente após dez horas do início do experimento. Em seguida, apresente, em linha de ligação ou bastão, a fórmula estrutural do tartarato de amônio.

Objetivo: Calcular a massa de uma substância a partir de um experimento e descrever sua fórmula estrutural em linha de ligação (bastão) do tartarato de amônio.

Item do programa: Cinética química

Subitem do programa: Rapidez de reação: velocidade; energia de ativação; fatores de influência (estado de agregação, temperatura, pressão, superfície de contato, catalisador); determinação da ordem de uma reação.

Item do programa 2: Química orgânica I

Subitem do programa: Isomeria plana e espacial (geométrica e ótica).

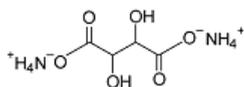
Subitem do programa: Cadeias carbônicas: identificação, classificação e representação (notação em

linha de ligação) dos diferentes tipos de cadeias.

Comentário da questão:

Por ser racêmica, a mistura inicial de 150 g de tartarato de amônio apresenta 75 g do d-tartarato e 75 g do l-tartarato. Observa-se no gráfico que, após 10 h de experimento, restam 90 g da mistura, sendo 75 g do l-tartarato, que não é consumido. Logo, a massa remanescente de d-tartarato é igual a 15 g.

A fórmula estrutural em linha de ligação (bastão) do tartarato de amônio é representada da seguinte forma:



2009 - Exame Discursivo - Questão 4  
Disciplina: Química

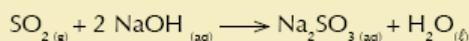
Ano 2, n. 3, ano 2009

## Questão 04

A milerita é um minério cujo principal componente é o sulfeto de níquel II. Em uma das etapas do processamento desse minério, ocorre a formação do gás dióxido de enxofre, como apresentado na equação química a seguir:



Esse gás, com alto impacto poluidor, pode ser eliminado mediante a seguinte reação com o hidróxido de sódio:



Uma empresa mineradora, ao processar 385 kg de milerita, bombeou todo o dióxido de enxofre formado para um tanque contendo uma solução de hidróxido de sódio com concentração de 0,01 mol.L<sup>-1</sup>, a 25°C. Nesse tanque, onde o dióxido de enxofre foi totalmente consumido, foram produzidos 504 kg de sulfito de sódio.

Calcule a porcentagem da massa do sulfeto de níquel II no minério processado e o pH da solução de hidróxido de sódio utilizada.

Objetivo: Calcular a porcentagem em massa de substância presente em um minério e o pH de uma solução em total dissociação.

Item do programa: Cálculos estequiométricos

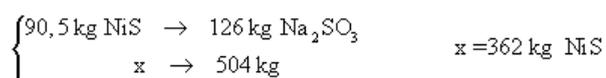
Subitem do programa: Aplicação do princípio da conservação de massas e cargas: estabelecimento de relações ponderais e volumétricas nas reações químicas; determinação de fórmulas (centesimal, mínima e molecular).

Item do programa 2: Equilíbrios químicos

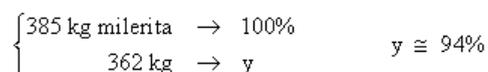
Subitem do programa: Equilíbrio iônico na água: acidez; alcalinidade; concentrações hidrogeniônicas e hidroxiliônicas; pH e pOH de soluções.

Comentário da questão:

A partir das duas equações químicas, sabe-se que 1 mol de NiS (90,5 g) acarreta a formação de 1 mol de Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (126 g). Logo, pode-se calcular a massa de NiS necessária para formar 504 kg de Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>:



Como a massa total de minério é igual a 385 kg, pode-se calcular seu percentual de NiS:



Assim, tem-se aproximadamente 94% de NiS na amostra.

Inicialmente, calcula-se o pOH da solução de hidróxido de sódio, tendo em vista que ela é alcalina:

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log (10^{-2}) = 2$$

$$pH = 14 - pOH \rightarrow pH = 12$$

Logo, a solução de hidróxido de sódio na concentração  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$  tem pH igual a 12.

2009 - Exame Discursivo - Questão 5

Disciplina: Química

Ano 2, n. 3, ano 2009

## Questão 05

No metabolismo das proteínas dos mamíferos, a uréia, representada pela fórmula  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , é o principal produto nitrogenado excretado pela urina. O teor de uréia na urina pode ser determinado por um método baseado na hidrólise da uréia, que forma amônia e dióxido de carbono.

Na tabela abaixo são apresentadas as energias das ligações envolvidas nessa reação de hidrólise.

ligação	energia de ligação ( $\text{kJ.mol}^{-1}$ )
N-H	390
N-C	305
C=O	800
O-H	460

A partir da fórmula estrutural da uréia, determine o número de oxidação do seu átomo de carbono e a variação de entalpia correspondente a sua hidrólise, em  $\text{kJ.mol}^{-1}$ .

Objetivo: Calcular a entalpia de uma reação química de hidrólise e o número de oxidação de um átomo de carbono.

Item do programa: Ligações químicas

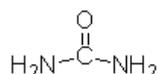
Subitem do programa: Número de oxidação: aplicação.

Item do programa 2: Energia nas reações químicas

Subitem do programa: Entalpia e variação de entalpia: tipos (formação, combustão e energia de ligação).

Comentário da questão:

Na uréia, representada pela estrutura a seguir, o número de oxidação do átomo de carbono é calculado a partir dos grupamentos a ele ligados. Assim, como o oxigênio é -2 e cada grupo  $\text{NH}_2$  é -1, o número de oxidação do carbono é igual a +4.



Observe a equação química de hidrólise da uréia:



A partir das ligações presentes, calcula-se:

somatório da energia das ligações rompidas nos reagentes:

$$(4 \times 390) + (2 \times 305) + (800 \times 1) + (2 \times 460)$$

somatório da energia das ligações formadas nos produtos:

$$(6 \times 390) + (2 \times 800)$$

A variação de entalpia da reação de hidrólise corresponde à diferença entre esses somatórios:

$$\Delta H = (4 \times 390) + (2 \times 305) + (800 \times 1) + (2 \times 460) - (6 \times 390) - (2 \times 800) = -50 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Ano 2, n. 3, ano 2009

Questão  
06

Atualmente, o óleo diesel utilizado em veículos automotores pode apresentar duas concentrações de enxofre, como mostra a tabela abaixo:

área geográfica	concentração de enxofre (mg.L <sup>-1</sup> )	código
urbana	500	S-500
rural	2000	S-2000

A partir de janeiro de 2009, terá início a comercialização do óleo diesel S-50, com concentração de enxofre de 50 mg.L<sup>-1</sup>, mais indicado para reduzir a poluição atmosférica causada pelo uso desse combustível.

Um veículo foi abastecido com uma mistura contendo 20 L de óleo diesel S-500 e 55 L de óleo diesel S-2000.

Admitindo a aditividade de volumes, calcule a concentração de enxofre, em mol.L<sup>-1</sup>, dessa mistura.

Em seguida, determine o volume de óleo diesel S-50 que apresentará a mesma massa de enxofre contida em 1 L de óleo diesel S-2000.

Objetivo: Calcular massa, volume e concentração envolvidos em misturas de soluções.

Item do programa: Estudo geral dos líquidos, sólidos, soluções e estados coloidais

Subitem do programa: Soluções: conceito; classificação; unidades de concentração (porcentagem, gramas por litro e quantidade de matéria); diluições e misturas.

Comentário da questão:

A concentração de enxofre na mistura de 20 L de óleo diesel S-500 e 55 L de óleo diesel S-2000 é calculada a partir da equação:

$$C_f \times V_f = C_1 \times V_1 + C_2 \times V_2 \quad C_f = 1600 \text{mg.L}^{-1} = 1,6 \text{g.L}^{-1}$$
$$C_f \times 75 = 500 \times 20 + 2000 \times 55$$

A massa molar do enxofre é 32 g.mol<sup>-1</sup>, logo sua concentração em mol.L<sup>-1</sup>, será:

$$C_f = 1,6 \text{g.L}^{-1} / 32 \text{g.mol}^{-1} = 0,05 \text{mol.L}^{-1}$$

Como 1 L de óleo diesel S-2000 contém 2000 mg de enxofre e 1 L de óleo diesel S-50 contém 50 mg de enxofre, calcula-se o volume de óleo diesel S-50 com mesma massa de enxofre que 1 L de óleo diesel S-2000 pela seguinte relação:

$$\begin{cases} 50 \text{ mg} \rightarrow 1 \text{ L} \\ 2000 \text{ mg} \rightarrow x \quad x = 40 \text{ L} \end{cases}$$

Logo, 40 L de óleo diesel S-50 contém a mesma quantidade de enxofre que 1 L de óleo diesel S-2000.

Ano 2, n. 3, ano 2009

Questão  
07

Em relação a um hidrocarboneto X, de fórmula molecular C<sub>9</sub>H<sub>8</sub>, considere as seguintes informações:

- apresenta ressonância;
- é para-dissubstituído;
- a hidrogenação catalítica em um dos seus grupos substituintes consome 44,8 L de hidrogênio molecular nas CNTP, produzindo um hidrocarboneto Y;
- a hidratação catalítica, no mesmo grupo substituinte, forma, em maior quantidade, um composto estável de fórmula  $C_9H_{10}O$ .

Utilizando fórmulas estruturais planas, apresente a equação química correspondente à hidratação descrita e escreva o nome oficial de um isômero de posição do hidrocarboneto Y.

Objetivo: Transferir conhecimentos relacionados com reações da química orgânica e isomeria para descrição de fórmula estrutural e identificação de substância.

Item do programa: Química orgânica I

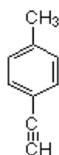
Subitem do programa: Isomeria plana e espacial (geométrica e ótica).

Item do programa 2: Química orgânica II

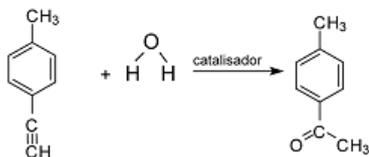
Subitem do programa: Reações de adição: adição de  $H_2$ ,  $X_2$ ,  $HX$  e  $H_2O$  a alcenos e alcinos; adição de  $HCN$  e compostos de Grignard a aldeídos e cetonas.

Comentário da questão:

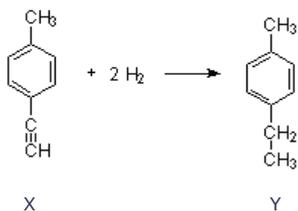
Com base nas informações, o hidrocarboneto X corresponde ao benzeno com duas ramificações na posição para, um grupo  $-CH_3$  e um grupo  $-C\equiv CH$ :



A reação de hidratação do composto X é representada por:



O composto Y é obtido da hidrogenação total do composto X:



O composto Y é o para-etil-metil-benzeno e os dois isômeros de posição possíveis são o orto-etil-metil-benzeno e o meta-etil-metil-benzeno.

2009 - Exame Discursivo - Questão 8  
Disciplina: Química

Ano 2, n. 3, ano 2009

Questão  
08

O isótopo rádio-226, utilizado em tratamentos medicinais, é um alfa-emissor com tempo de meia-vida de 3,8 dias.

Para estudar a decomposição do rádio-226, realizou-se um experimento em que uma amostra sólida de 1 mol dessa substância foi introduzida em uma ampola com capacidade de 8,2 L. Nessa ampola, a pressão interna inicial era igual a 1,5 atm e a temperatura, constante em todo o experimento, igual a 27

°C.

Considere as informações abaixo:

- o decaimento do rádio-226 produz radônio-222 e hélio-4;
- os gases hélio e radônio têm comportamento ideal;
- não há reação entre os gases no interior da ampola.

Calcule a pressão, em atm, no interior da ampola, 7,6 dias após o início do experimento.

Objetivo: Calcular a pressão total no interior de uma ampola a partir das condições de um experimento.

Item do programa: Estrutura atômica

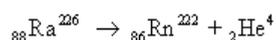
Subitem do programa: Radioatividade: estabilidade nuclear; radioisótopos; desintegrações radioativas; meia-vida.

Item do programa 2: Estudo geral dos gases

Subitem do programa: Misturas gasosas: pressão parcial e pressão total.

Comentário da questão:

O decaimento radioativo do rádio-226 é expresso pela seguinte equação química:



Considerando 1 mol de rádio-226, em 3,8 dias, ocorrerá a decomposição de 0,5 mol desse isótopo e, em 7,6 dias, a decomposição total de 0,75 mol. Assim, são formados 0,75 mol de  ${}_{86}\text{Rn}^{222}$  e 0,75 mol de  ${}_2\text{He}^4$ . Como ambos os produtos apresentam comportamento de gás ideal, haverá no interior da ampola 1,5 mol de gases ideais.

Com base nas condições do experimento (volume = 8,2 L / temperatura = 27°C = 300 K / n = 1,5 mol), pode-se calcular a pressão parcial oriunda desses gases:

$$P.V = n.R.T \rightarrow P \times 8,2 = 1,5 \times 0,082 \times 300 \rightarrow P = 4,5 \text{ atm}$$

A pressão total no interior do recipiente é igual a soma da pressão inicial e da pressão parcial dos gases ideais formados. Logo:

$$P_{\text{total}} = 1,5 + 4,5 = 6,0 \text{ atm}$$

2009 - Exame Discursivo - Questão 9

Disciplina: Química

Ano 2, n. 3, ano 2009

Questão  
09

Ao realizar uma análise orgânica, um laboratório produziu uma mistura X, composta de propanal e propanona. Uma parte dessa mistura, com massa de 0,40 g, foi aquecida com solução ácida de dicromato de potássio. O produto orgânico Y obtido nessa reação foi totalmente separado por destilação e apresentou massa de 0,37 g.

Determine a porcentagem da massa de cada um dos componentes da mistura X. Em seguida, apresente duas características que justifiquem o ponto de ebulição de Y ser maior que os pontos de ebulição do propanal e da propanona.

Objetivo: Calcular a massa dos componentes de uma mistura e justificar o maior ponto de ebulição de uma substância.

Item do programa: Cálculos estequiométricos

Subitem do programa: Aplicação do princípio da conservação de massas e cargas: estabelecimento de relações ponderais e volumétricas nas reações químicas; determinação de fórmulas (centesimal, mínima e molecular).

Item do programa 2: Química orgânica I

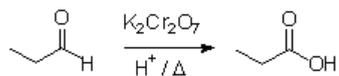
Subitem do programa: Propriedades dos compostos orgânicos: estudo comparativo das propriedades (pontos de fusão e ebulição, solubilidades, acidez e basicidade).

Item do programa 3: Química orgânica II

Subitem do programa: Reações de oxidação: hidrocarbonetos insaturados, álcoois e aldeídos.

Comentário da questão:

Da mistura propanal e propanona, apenas o propanal sofre reação de oxidação em presença da solução acidulada de dicromato de potássio, formando ácido propanóico, conforme a equação química:



A partir da proporção estequiométrica dessa reação, pode-se calcular a massa de propanal na mistura inicial:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol propanal} &\rightarrow 1 \text{ mol ácido propanóico} \\ 58 \text{ g} &\rightarrow 74 \text{ g} \\ x &\rightarrow 0,37 \text{ g} \quad x = 0,29 \text{ g de propanal} \end{aligned}$$

Assim, a massa de propanal na mistura é de 0,29 g.  
Em termos percentuais:

$$\begin{aligned} 0,40 \text{ g} &\rightarrow 100\% \\ 0,29 \text{ g} &\rightarrow y \quad y = 72,5\% \text{ de propanal} \end{aligned}$$

Logo, a mistura contém 27,5% de propanona.

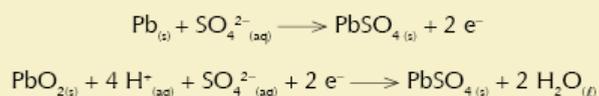
O maior ponto de ebulição do ácido propanóico frente ao propanal e a propanona decorre das seguintes características: maior massa molecular, maior polaridade e formação de ligações intermoleculares mais fortes (ligação de hidrogênio).

2009 - Exame Discursivo - Questão 10  
Disciplina: Química

Ano 2, n. 3, ano 2009

## Questão 10

As baterias utilizadas em automóveis são formadas, em geral, por placas de chumbo imersas em solução aquosa de ácido sulfúrico. Durante seu processo de descarga, ocorrem as seguintes reações de oxirredução:



Com o objetivo de determinar a carga fornecida por uma dessas baterias, foram realizadas algumas medidas, cujos resultados estão apresentados na tabela abaixo.

estado da bateria	Solução de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		
	concentração (% m/m)	densidade (g.cm <sup>-3</sup> )	volume (L)
carregada	40	1,3	2,0
descarregada	27	1,2	2,0

Determine a carga, em Coulombs, fornecida pela bateria durante o processo de descarga.

Objetivo: Calcular a carga fornecida por uma bateria durante seu funcionamento.

Item do programa: Eletroquímica

Subitem do programa: Eletrólise: descrição qualitativa; aplicação das Leis de Faraday às eletrólises de soluções aquosas e compostos fundidos

Subitem do programa: Célula eletroquímica e eletrolítica: conceito; componentes; semi-reações e reação global; cálculo da diferença de potencial-padrão; pilhas e baterias

Comentário da questão:

Massa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> na bateria carregada:

$$\frac{40}{100} \times 1,3 \text{ g/cm}^3 \times 2000 \text{ cm}^3 = 1040 \text{ g}$$

Massa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> na bateria descarregada:

$$\frac{27}{100} \times 1,2 \text{ g/cm}^3 \times 2000 \text{ cm}^3 = 648 \text{ g}$$

Massa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> consumida durante a descarga da bateria:

$$1040 - 648 = 392 \text{ g}$$

A partir das equações químicas apresentadas, observa-se que 2 mols H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> são transformados por 2 mols de e<sup>-</sup>, logo:

$$2 \times 98 \text{ g} \rightarrow 2 \times 96500 \text{ C}$$

$$392 \text{ g} \rightarrow x \quad x = 3,86 \times 10^5 \text{ C}$$

Assim, a carga fornecida pela bateria durante seu funcionamento é igual a  $3,86 \times 10^5 \text{ C}$ .