

SELETIVAS ESTADUAIS ON-LINE 2026

MODALIDADE M2

Questão 01

A taça atual da Copa do Mundo foi concebida em 1970 e entregue aos primeiros campeões da copa em 1974. É produzida com ouro 18 quilates – 75 % de ouro e 25 % de outros metais, como a prata – e pesa pouco mais de 6 kg. Antes do troféu atual, a taça Jules Rimet era erguida pelos campeões desde a década de 1930. Em 1983, essa taça foi roubada no Brasil e nunca recuperada. Especulou-se que ela tenha sido derretida para despistar as autoridades.

Dados: Temperatura de fusão do ouro: 1063 °C; temperatura de fusão da prata: 960 °C.

Considerando que a antiga taça Jules Rimet tivesse a mesma composição química do troféu atual, indique o processo que pode ter sido usado para despistar as autoridades e o nome do metal que seria recolhido primeiro no processo de separação.

- a) Fusão fracionada; prata.
- b) Solidificação fracionada; ouro.
- c) Dissolução fracionada; prata.
- d) Cristalização fracionada; ouro.
- e) Liquefação fracionada; ouro.

Questão 02

Em diferentes situações do cotidiano, a necessidade de separar e purificar substâncias está mais presente do que se imagina. Desde o simples ato de coar um café até os complexos processos de tratamento de água para consumo humano, utilizam-se técnicas que permitem separar componentes de uma mistura com base em suas propriedades físicas. A escolha do método de purificação depende das características da mistura, como o estado de agregação dos componentes, a solubilidade e a temperatura de ebulição.

Um estudante analisou diferentes misturas e os métodos utilizados para separá-las:

- **Situação 1:** Separação entre o pó de café e a bebida utilizando um filtro de papel.
- **Situação 2:** Separação de água e areia após repouso da mistura, seguida da retirada da água sobrenadante.
- **Situação 3:** Separação dos componentes do ar atmosférico em escala industrial.

Com base nessas situações, analise as seguintes afirmativas:

- I. A Situação 1 envolve o processo de filtração, que separa sólidos de líquidos presentes em misturas heterogêneas.
- II. A Situação 2 envolve o processo de decantação, baseado na diferença de densidade entre os componentes.
- III. A Situação 3 pode ser realizada por destilação fracionada do ar liquefeito, considerando as diferentes temperaturas de ebulição dos componentes.
- IV. As três situações descritas são métodos químicos de separação de substâncias.

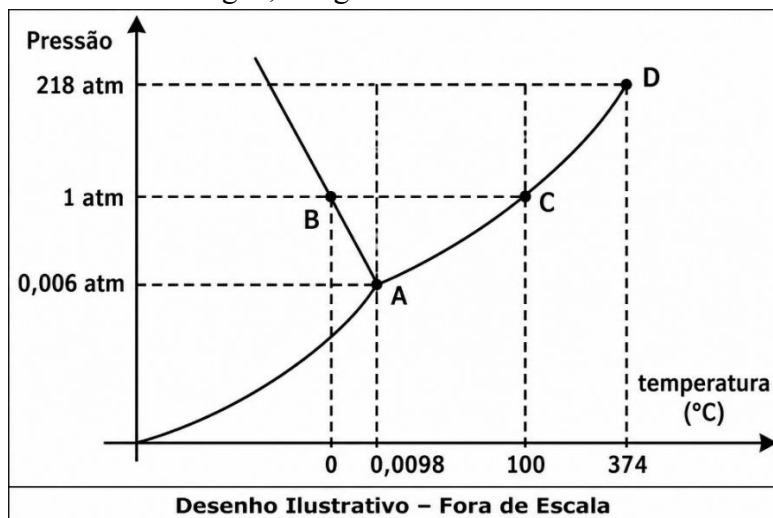
Quais afirmativas estão corretas?

- a) Apenas I, II e III.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II e IV.
- d) Apenas I, III e IV.
- e) Apenas III e IV.

Questão 03

O diagrama de fases de uma substância fornece informações sobre a estabilidade das fases em função da pressão (P) e temperatura (T). Uma característica rara, observada em substâncias como a água e o bismuto, é a inclinação negativa da curva de fusão, fenômeno que está associado ao líquido ser mais denso que o sólido.

Considere o diagrama de fases da água, a seguir:



Com base no diagrama e nas propriedades termodinâmicas das transições de fase, avalie as seguintes proposições:

- O aumento da pressão sobre um bloco sólido de gelo mantido a $-1\text{ }^{\circ}\text{C}$ pode provocar a sua fusão, mesmo sem alteração de temperatura.
- A inclinação negativa da curva sólido-líquido indica que, para a água, o volume molar da fase sólida é maior que o volume molar da fase líquida.
- No ponto crítico da água, a tensão superficial do líquido atinge o seu valor máximo, facilitando a distinção entre as fases líquida e vapor.
- Uma amostra de água a $0,005\text{ atm}$ e $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$, ao ser aquecida isobaricamente até $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, passará diretamente do estado sólido para o gasoso.

Quais proposições estão corretas?

- Apenas I, II e IV.
- Apenas I e II.
- Apenas II e III.
- Apenas I, III e IV.
- Apenas III e IV.

Questão 04

Analise as seguintes afirmativas sobre propriedades periódicas:

- A massa molar dos elementos é uma propriedade periódica que cresce da esquerda para a direita e de cima para baixo na tabela periódica.
- Os elementos do grupo 1 da Tabela Periódica têm propriedades redutoras, enquanto os do grupo 17 têm propriedades oxidantes.
- A primeira energia de ionização do hélio é maior que a energia de ionização do hidrogênio.
- Em um período, a eletronegatividade cresce no mesmo sentido que a carga nuclear efetiva.

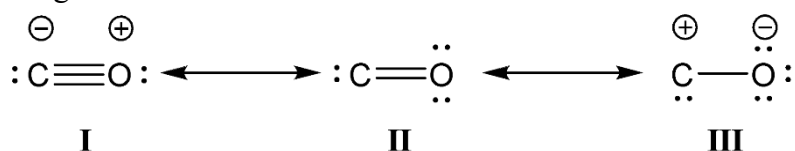
Quais afirmativas estão corretas?

- a) Apenas II, III e IV.
- b) Apenas I, II e III.
- c) Apenas I e II.
- d) Apenas I e IV.
- e) Apenas III e IV.

Questão 05

O monóxido de carbono é um importante produto químico industrial e laboratorial. A estrutura molecular do CO é incomum. Ela é representada de diversas maneiras, com uma ligação tripla, dupla ou simples carbono-oxigênio; com dois ou mais pares de elétrons não compartilhados nos átomos; e com ou sem cargas positivas ou negativas em cada átomo. Na realidade, ela consiste em estruturas de ressonância entre as estruturas individuais propostas.

Considere as estruturas ressonantes nas formas I, II e III do monóxido de carbono representadas a seguir.



Dentre as estruturas representadas, considerando suas respectivas ligações químicas, a mais estável é a forma

- a) I, que possui duas ligações covalentes normais e uma ligação covalente coordenada.
- b) II, que possui duas ligações covalentes normais polares, uma do tipo sigma e outra do tipo pi.
- c) III, que possui uma ligação covalente normal e carga formal negativa no átomo mais eletronegativo.
- d) I, que apresenta três ligações covalentes normais, apesar de ter carga formal negativa no átomo menos eletronegativo.
- e) II, que apresenta duas ligações covalentes normais polares e cargas formais iguais a zero, tanto no átomo de carbono quanto no átomo de oxigênio.

Questão 06

A estrutura das moléculas e seu arranjo espacial são decisivos para a compreensão de suas propriedades. Assim, fatores como eletronegatividade e geometria da molécula são importantes para o entendimento dessas propriedades.

Analise as afirmações a seguir, a respeito da geometria molecular e da reatividade química de moléculas.

- I. A molécula do NH₃ possui geometria trigonal piramidal enquanto a molécula da água possui geometria angular.
- II. A geometria molecular do hidreto de berílio, BeH₂, é linear.
- III. A molécula da amônia possui geometria molecular igual à geometria molecular do BF₃.
- IV. O íon [BF₄]⁻ é tetraédrico e resulta de uma reação ácido-base entre BF₃ e ânion fluoreto.
- V. A geometria do PCl₅ é igual à do íon [BF₄]⁻.

Quais afirmativas estão corretas?

- a) Apenas I, II e IV.
- b) Apenas I, II e V.
- c) Apenas I, III e IV.

- d) Apenas III, IV e V.
- e) Apenas II, III e V.

Questão 07

A função inorgânica chamada de sal pode ser classificada, segundo sua estrutura, em normal, hidroxissal, hidrogenossal, duplo/misto, hidratado ou alúmen. Um exemplo de sal alúmen, conhecido como pedra-ume e utilizado como adstringente e antisséptico, possui a seguinte fórmula mínima incompleta: $KX(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, onde **X** representa um íon desconhecido. Qual das espécies a seguir poderia assumir a identidade de **X**?

- a) Al^{3+}
- b) Na^+
- c) Li^+
- d) Fe^{2+}
- e) Mg^{2+}

Questão 08

Em estações de tratamento de água, o manganês dissolvido (Mn^{2+}) pode ser removido por oxidação com permanganato (MnO_4^-), formando dióxido de manganês sólido (MnO_2), que é posteriormente removido por filtração. A reação global simplificada, em meio aquoso, é representada pela equação química:



Com base nessa equação, analise as afirmativas a seguir:

- I. O íon manganês(II) sofre oxidação.
- II. O manganês presente em MnO_4^- sofre redução.
- III. Os valores de Nox do manganês nas espécies químicas apresentadas na equação são, respectivamente, 2+, 7+ e 4+.
- IV. A reação envolve transferência total de 10 mols de elétrons entre as espécies de manganês.

Quais afirmativas estão corretas?

- a) Apenas I, II e III.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas I, II e IV.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II, III e IV.

Questão 09

Durante décadas, acreditou-se que os gases nobres eram totalmente inertes. Entretanto, a síntese de compostos de xenônio revolucionou essa compreensão. Um desses compostos, o fluoreto de xenônio (XeF_n), de massa molar aproximadamente $207,3 \text{ g mol}^{-1}$, é um agente fluorante cristalino utilizado na fabricação de microchips e em medicamentos como antidepressivos e antibióticos. Os átomos de flúor se arranjam, ao redor do xenônio, segundo a Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR).

Assinale a alternativa que descreve corretamente a geometria molecular do XeF_n e o motivo pelo qual ela assume essa conformação espacial específica.

- a) Plana quadrada, devido à presença de dois pares de elétrons isolados que ocupam posições opostas no octaedro eletrônico para minimizar a repulsão.
- b) Tetraédrica, pois existem quatro ligações simples entre o xenônio e os átomos de flúor,

distribuídas simetricamente no espaço.

- c) Octaédrica, uma vez que o xenônio possui um total de seis pares de elétrons ao redor do seu núcleo, resultando em ângulos de 90° .
- d) Pirâmide trigonal, pois a repulsão dos pares isolados empurra os átomos de flúor para uma base triangular.
- e) Bipirâmide trigonal, resultante da hibridização sp^3d do átomo central, onde a repulsão é minimizada pela disposição de três átomos no plano horizontal.

Questão 10

As massas específicas do HF puro são bastante conhecidas para as suas formas sólida ($1,66 \text{ g mL}^{-1}$, $T_{\text{fus}} = -84 \text{ }^\circ\text{C}$, empacotamento em “zigue-zague”), líquida ($0,99 \text{ g mL}^{-1}$, $T_{\text{eb}} = 19,5 \text{ }^\circ\text{C}$) e gasosa ($0,0012 \text{ g mL}^{-1}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$). Para H_2O pura, as massas específicas são $0,9167 \text{ g mL}^{-1}$ (sólido, a $0 \text{ }^\circ\text{C}$, empacotamento hexagonal para gelo ordinário, $T_{\text{fus}} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$), $0,9970 \text{ g mL}^{-1}$ (líquido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_{\text{eb}} = 100,0 \text{ }^\circ\text{C}$) e $0,0008 \text{ g mL}^{-1}$ (vapor a partir de $100 \text{ }^\circ\text{C}$).

Considerando essas informações, analise as afirmativas a seguir, assinalando-as com V se verdadeira e F se falsa.

- () A interação intermolecular observada na água é superior à observada no fluoreto de hidrogênio e não pode ser classificada como do tipo dipolo permanente-dipolo permanente, pois não depende da polaridade das ligações envolvidas.
- () As interações experimentadas pelas moléculas das espécies em questão são do tipo ligação de hidrogênio e são mais intensas no fluoreto de hidrogênio, como verificado por meio das temperaturas de ebulição.
- () A estabilidade do empacotamento hexagonal do gelo é garantida por um efeito de cooperatividade eletrônica, onde a polarização de uma ligação O-H facilita a formação da próxima ligação na rede tridimensional; enquanto no HF a geometria em “zigue-zague” impede qualquer forma de interação que não seja puramente eletrostática clássica.
- () A redução da densidade da água na solidificação ao gelo ordinário é uma consequência da natureza direcional e tetraédrica das ligações de hidrogênio observadas nesse sólido; enquanto no fluoreto de hidrogênio a menor conectividade conduz a um empacotamento volumetricamente menor para o HF e, conseqüentemente, mais denso.
- () Na transição de fase líquido-vapor, torna-se claro que as forças intermoleculares atuantes na água são mais intensas, em comparação àquelas presentes no fluoreto de hidrogênio.

A seqüência correta, de cima para baixo, é:

- a) F – F – F – V – V
- b) F – V – F – F – V
- c) V – V – F – F – F
- d) V – F – F – F – V
- e) F – V – F – V – F

Questão 11

Durante a análise de uma amostra gasosa coletada por uma sonda em uma das luas de Júpiter, cientistas isolaram um átomo de um elemento X altamente reativo. A partir da utilização de um espectrômetro de massas de alta precisão, foi possível determinar que a massa absoluta de um único átomo do elemento X desconhecido é $3,15 \times 10^{-23} \text{ g}$. Considerando a constante de Avogadro como $6,02 \times 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1}$, qual é o símbolo químico do elemento X?

- a) F
- b) P
- c) K
- d) Be
- e) Na

Questão 12

As queimadas em Roraima, intensificadas por períodos severos de estiagem, lançam na atmosfera diversos óxidos poluentes, provenientes da combustão da biomassa. Entre os poluentes monitorados, destacam-se o monóxido de carbono, o dióxido de carbono e o dióxido de nitrogênio. Sobre a classificação desses óxidos quanto ao seu caráter ácido-base, assinale a alternativa correta.

- a) CO – neutro, CO₂ - ácido e NO₂ - ácido.
- b) CO – ácido, CO₂ – básico e NO₂ – anfótero.
- c) CO – básico, CO₂ – neutro e NO₂ – básico.
- d) CO – neutro, CO₂ – ácido e NO₂ – neutro.
- e) CO – anfótero, CO₂ – básico e NO₂ – ácido.

Questão 13

Os sais são compostos iônicos amplamente encontrados no cotidiano, apresentando diferentes comportamentos em solução aquosa.

Analise as afirmações a seguir:

- I. Os sais são formados por cátions provenientes de bases e ânions provenientes de ácidos.
 - II. Todo sal é formado exclusivamente por ligações covalentes entre seus constituintes.
 - III. O cloreto de sódio é um exemplo de sal formado pela reação entre ácido forte e base forte.
 - IV. Sais podem interagir com a água, liberando íons que já estavam presentes em sua estrutura.
- Quais afirmações estão corretas?

- a) Apenas I, III e IV.
- b) Apenas I, II e III.
- c) Apenas I e II.
- d) Apenas III e IV.
- e) Apenas II e IV.

Questão 14

Durante a visita a um laboratório de química industrial, os alunos de uma turma ficaram admirados com a quantidade de reagentes existentes. A instrutora da visita desafiou esses alunos a anotarem as fórmulas químicas conhecidas por eles. HCl, NaOH, H₂SO₄ e NaHCO₃ foram algumas das fórmulas anotadas.

As classificações adequadas das substâncias anotadas são, respectivamente,

- a) hidrácido, base forte, oxiácido e hidrogenossal.
- b) oxiácido, hidroxissal, óxido ácido e hidroxissal.
- c) base forte, base moderada, oxiácido e sal-ácido.
- d) hidrácido, base forte, oxiácido e hidroxissal.
- e) base fraca, base fraca, hidrácido e hidrogenossal.

Questão 15

Considere as quatro bases de Arrhenius a seguir apresentadas:

- I. KOH
- II. Ca(OH)₂
- III. NH₄OH
- IV. Fe(OH)₃

Sobre elas, são feitas as seguintes afirmações:

- I. A base que produz a maior concentração de íons OH⁻ por fórmula unitária dissociada é a mesma que apresenta dissociação praticamente total e elevada solubilidade em água.
- II. A base mais forte entre as quatro é também a que possui apenas um íon hidróxido por fórmula.
- III. A base que contém o maior número de íons OH⁻ é necessariamente a mais forte.
- IV. Entre as bases apresentadas, apenas uma não existe isoladamente, sendo resultante da dissolução de outra substância em água.

Quais afirmações estão corretas?

- a) Apenas II e IV.
- b) Apenas I, II e III.
- c) Apenas I e III.
- d) Apenas III e IV.
- e) Apenas I, II e IV.

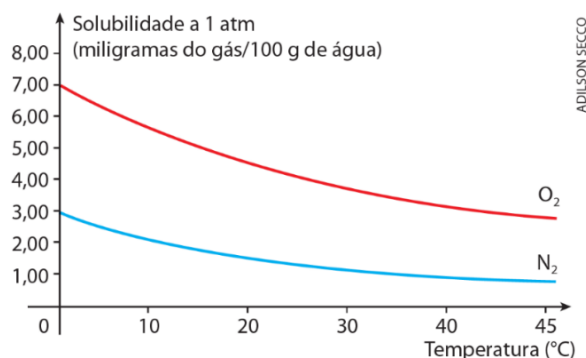
Questão 16

A água do mar apresenta, em média, uma concentração total de sais dissolvidos de aproximadamente 35,0 g L⁻¹. Sabe-se que cerca de 85 % da massa total de sais dissolvidos na água do mar corresponde ao cloreto de sódio. A concentração aproximada, em mol L⁻¹, de NaCl na água do mar é

- a) 0,51.
- b) 0,35.
- c) 0,60.
- d) 1,00.
- e) 2,00.

Questão 17

Durante um experimento em laboratório, um estudante analisou a dissolução de gases em água sob pressão constante de 1 atm. O gráfico a seguir mostra como a solubilidade de dois gases varia com a temperatura.



Fonte: Gráfico elaborado com base em LIDE, D. R. *Handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC Press, 2007, p. 8-81.

Com base nas informações do gráfico, assinale a alternativa correta.

- a) Em uma amostra de água, com massa de 2 kg, tem-se 140 mg de gás oxigênio dissolvido, na temperatura de 0 °C.
- b) A solubilidade de ambos os gases aumenta com o aumento da temperatura, devido à maior energia cinética das moléculas.
- c) Aproximadamente 20 °C, a solubilidade do O₂ é cerca de cinco vezes maior que a do N₂.
- d) Em temperaturas acima de 40 °C, a solubilidade do N₂ torna-se maior que a do O₂.
- e) A dissolução de gases em água, conforme o gráfico, é favorecida por temperaturas mais elevadas devido ao aumento da interação soluto-solvente.

Questão 18

Durante o monitoramento de uma lagoa urbana impactada por descarte irregular de efluentes, uma equipe ambiental precisou simular, em laboratório, a mistura de três amostras aquosas contendo íons cloreto, Cl⁻. O objetivo era estimar a concentração final de cloreto após a mistura de diferentes contribuições de água contaminada.

As três soluções foram misturadas em um único recipiente, sem ocorrência de reação química, precipitação, evaporação ou alteração significativa de volume.

Foram utilizados:

Solução A: 250,0 mL de solução contendo 0,1200 mol L⁻¹ de NaCl.

Solução B: 400,0 mL de solução contendo 5,850 g L⁻¹ de NaCl.

Solução C: 350,0 mL de solução contendo 710,0 mg L⁻¹ de Cl⁻.

Com base nesses dados, a concentração final aproximada de íons Cl⁻ na mistura, em mg L⁻¹, será

- a) 2732.
- b) 355.
- c) 887.
- d) 2012.
- e) 1887.

Questão 19

Quando os químicos começaram a estudar quantitativamente as propriedades das soluções, descobriram que algumas delas dependiam somente das quantidades relativas de soluto e solvente, independente da identidade química do soluto, e foram denominadas de propriedades coligativas.

Adaptado de: Atkins, Peter; Jones, Loretta; Laverman, Leroy. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradutor: Félix José Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018, p. 388.

Sobre o estudo das propriedades coligativas, incluindo definições e efeitos coligativos, analise as afirmativas a seguir:

- I. O abaixamento relativo da pressão máxima de vapor varia com a temperatura.
- II. O diagrama de fases da água possibilita avaliar a fase de agregação de uma amostra de água em função da pressão e da temperatura a que está submetida.
- III. Pressão osmótica é a pressão exercida sobre a solução para permitir sua diluição pela passagem do solvente puro através de uma membrana semipermeável.
- IV. Preparando-se duas soluções, uma com 1,0 mol de soluto A e outra com 1,0 mol de soluto B, ambos não-voláteis e que não se dissociam e nem se associam, em 1,0 kg do mesmo solvente, ambas as soluções apresentarão o mesmo efeito criométrico.
- V. O potencial químico de uma substância equivale à energia livre de Gibbs molar e indica

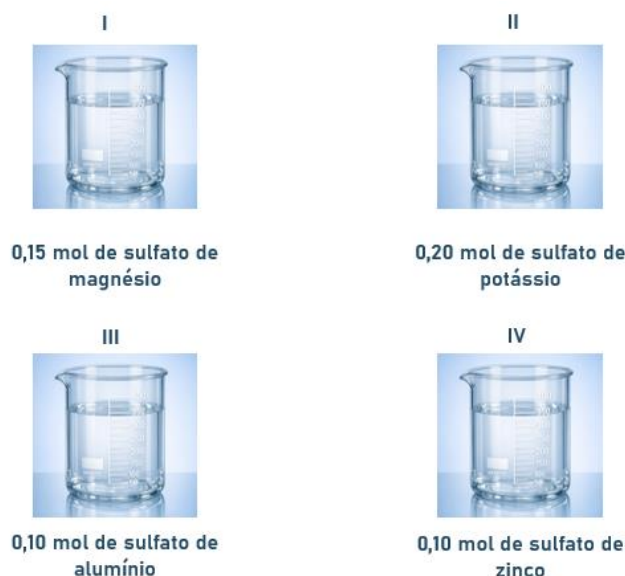
que a matéria escoar espontaneamente de uma região de potencial químico alto para uma região de potencial químico mais baixo.

Quais afirmativas estão corretas?

- a) Apenas II, IV e V.
- b) Apenas I, II e III.
- c) Apenas I, III e IV.
- d) Apenas III, IV e V.
- e) Apenas I, II e V.

Questão 20

Algumas propriedades físicas de um solvente, como os pontos de ebulição e de solidificação, mudam quando adicionamos a ele um soluto não volátil. Para observar esse efeito, foram dissolvidos quatro tipos diferentes de sais em béqueres com a mesma quantidade de água, 350 mL. Considere que esses sais se dissociam completamente em solução. O esquema a seguir mostra os béqueres com água e a quantidade de sais que serão adicionadas:



A partir do enunciado e do esquema apresentado, marque a alternativa que indica as soluções em ordem crescente de abaixamento da pressão de vapor.

- a) IV, I, III e II.
- b) IV, III, I e II.
- c) II, III, I e IV.
- d) I, II, III e IV.
- e) IV, III, II e I.

Questão 21

O Brasil possui um dos maiores parques industriais de transformação de plásticos da América Latina, com polos petroquímicos estrategicamente distribuídos em estados como Bahia, São Paulo e Rio Grande do Sul. Entre os insumos empregados nessa indústria, destaca-se o anidrido ftálico ($C_8H_4O_3$), uma matéria-prima obtida pela oxidação do naftaleno ($C_{10}H_8$). Essa substância atua como precursor na síntese de plastificantes que, uma vez incorporados à matriz polimérica, se intercalam entre as cadeias macromoleculares, reduzindo as interações intermoleculares e aumentando a mobilidade do material.

Além do produto principal, a reação gera vapor de água e dióxido de carbono, conforme a equação química não balanceada a seguir:



Após realizar o balanceamento da equação química, utilizando os menores coeficientes inteiros possíveis, o somatório desses coeficientes é igual a

- a) 21.
- b) 32.
- c) 18.
- d) 33.
- e) 24.

Questão 22

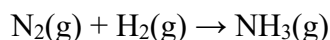
O grafite em pó brilha quando aquecido em elevadas temperaturas e na presença de fluxo de gás oxigênio, transformando-se diretamente no gás dióxido de carbono. Considere um experimento realizado em um sistema fechado e sem contaminações, em que 12,0 g de grafite em pó (C) reagem completamente com 32,0 g de oxigênio gasoso para formar dióxido de carbono, supondo que o rendimento da reação é de 100 %.

Com base nos princípios das leis ponderais, qual a massa de produto formada neste experimento e qual a lei que justifica a obtenção dessa massa?

- a) 44 g; Lei de Lavoisier.
- b) 20 g; Lei de Proust.
- c) 44 g; Lei de Dalton.
- d) 32 g; Lei de Lavoisier.
- e) 44 g; Lei das Proporções Múltiplas.

Questão 23

A indústria de fertilizantes, com frequência, realiza a reação de síntese da amônia, de acordo com a seguinte equação química não balanceada:



Considere que sejam empregados nesse processo 1400 g de gás nitrogênio. Sabendo que o processo ocorre com 90 % de rendimento, calcule o volume obtido de amônia, em condições que permitam um volume molar de 25 L mol⁻¹.

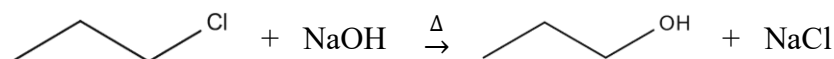
- a) 2250 L
- b) 1125 L
- c) 1250 L
- d) 2500 L
- e) 4500 L

Questão 24

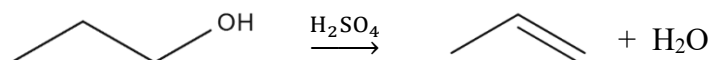
O 1-cloropropano é um composto orgânico halogenado utilizado como solvente em alguns processos industriais. Devido à presença do átomo de cloro, esse composto apresenta maior persistência ambiental, podendo contaminar solos e cursos d'água, além de oferecer riscos a organismos aquáticos. Como muitos solventes clorados, sua degradação natural é lenta e a liberação inadequada pode gerar subprodutos tóxicos. Em busca de alternativas para o tratamento dessa substância, uma empresa química passou a adotar um protocolo de transformação do 1-cloropropano em ácido etanoico, com formação de cloreto de sódio, água e carbonato de cálcio

como coprodutos.

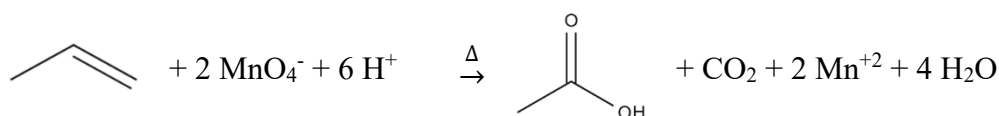
Primeiramente, o 1-cloropropano, coletado com 20,0 % de pureza, é colocado para reagir completamente com excesso de hidróxido de sódio a quente, gerando propan-1-ol:



Em seguida, o propan-1-ol assim produzido passa por uma desidratação intramolecular na presença de ácido sulfúrico a 170 °C, com rendimento reacional de 95,0 %:



O propeno coletado nessa reação é, então, posto para reagir integralmente com permanganato em meio ácido, mediante aquecimento, produzindo ácido etanoico e gás carbônico, ambos a 87,0 °C e 1,00 atm:



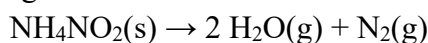
Por fim, o ácido etanoico é reservado. E o gás carbônico é borbulhado em uma dispersão de óxido de cálcio, convertendo-se em carbonato de cálcio sólido. Dessa forma, a partir da transformação do haleto orgânico tóxico e persistente, obtêm-se produtos muito menos agressivos ao meio ambiente. O ácido etanoico é biodegradável e amplamente utilizado de forma segura na indústria. Já o cloreto de sódio e o carbonato de cálcio são substâncias estáveis, de baixa toxicidade e facilmente manejáveis.

Calcule a razão entre o volume de gás carbônico e a massa de ácido etanoico produzidos, nas condições do protocolo experimental, a partir da amostra inicial impura de 785 g de 1-cloropropano:

- a) 0,492 L g⁻¹
- b) 0,240 L g⁻¹
- c) 0,329 L g⁻¹
- d) 0,624 L g⁻¹
- e) 0,983 L g⁻¹

Questão 25

Em laboratório, o gás nitrogênio pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrito de amônio, conforme a equação química a seguir:



Durante um experimento, foram coletados 3,0 L de gás nitrogênio sobre água, a 27 °C e 86,5 kPa.

Dado: $R = 8,31 \text{ L} \cdot \text{kPa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Considerando que a pressão de vapor da água a 27 °C é 3,4 kPa, qual foi a massa aproximada de NH_4NO_2 que reagiu?

- a) 6,4 g
- b) 7,5 g
- c) 9,1 g

- d) 12,8 g
- e) 15,2 g

Questão 26

Considerando as titulações de uma solução de ácido acético e de uma solução de ácido clorídrico com uma solução de hidróxido de sódio, analise as afirmativas a seguir:

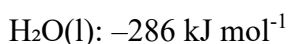
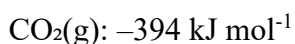
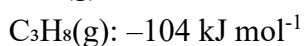
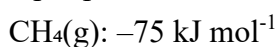
- I. O pH inicial da solução de ácido acético é maior que o pH de uma solução de ácido clorídrico de mesma concentração.
- II. Os dois ácidos formam soluções tampão quando da adição de hidróxido de sódio.
- III. Considerando que os dois ácidos estejam na mesma concentração, após a adição do primeiro volume de hidróxido de sódio, o pH da solução de ácido clorídrico aumenta levemente, enquanto o pH da solução de ácido acético aumenta bem mais.
- IV. No ponto de equivalência, o salto no valor do pH da solução de ácido clorídrico é maior que o salto observado para a solução do ácido acético.

Quais afirmativas estão corretas?

- a) Apenas I, III e IV.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II e III.
- d) Apenas II, III e IV.
- e) Apenas I e IV.

Questão 27

Muitas reações químicas liberam ou absorvem calor e sua variação de entalpia pode ser calculada a partir dos calores de formação das substâncias envolvidas. Na avaliação da eficiência de combustíveis, além da energia liberada, é importante considerar a emissão de CO₂, um dos principais gases associados ao efeito estufa. Com esse objetivo, pesquisadores compararam o uso do metano (CH₄) e do propano (C₃H₈) como combustíveis, utilizando os seguintes valores de entalpia-padrão de formação:

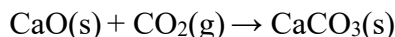


Considerando as informações apresentadas, é possível inferir que o combustível mais vantajoso é o

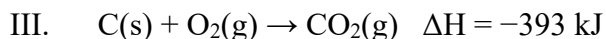
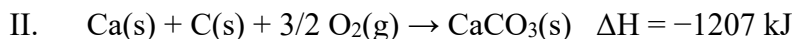
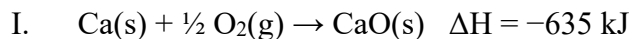
- a) metano, pois libera aproximadamente 20,3 kJ g⁻¹ de CO₂, enquanto o propano libera cerca de 16,8 kJ g⁻¹ de CO₂.
- b) propano, pois libera aproximadamente 50,5 kJ g⁻¹ de CO₂, enquanto o metano libera cerca de 20,3 kJ g⁻¹ de CO₂.
- c) propano, pois libera aproximadamente 16,8 kJ g⁻¹ de CO₂, enquanto o metano libera cerca de 10,1 kJ g⁻¹ de CO₂.
- d) metano, pois libera aproximadamente 44,0 kJ g⁻¹ de CO₂, enquanto o propano libera cerca de 132,0 kJ g⁻¹ de CO₂.
- e) propano, pois, apesar de emitir mais CO₂, libera aproximadamente 2222 kJ g⁻¹ de CO₂, enquanto o metano libera 891 kJ g⁻¹ de CO₂.

Questão 28

Na construção civil, compostos a base de cálcio têm grande importância na fabricação de argamassas, cimentos e revestimentos. Em certas etapas desse processo, o óxido de cálcio pode reagir com o dióxido de carbono do ar, formando carbonato de cálcio, substância presente no endurecimento de alguns materiais e em processos de mineralização de CO_2 . O carbonato de cálcio é sintetizado segundo a seguinte equação química:



Considere as seguintes equações termoquímicas:

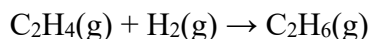


Determine a variação de entalpia da síntese do carbonato de cálcio a partir do óxido de cálcio e do dióxido de carbono e assinale a alternativa correta.

- a) -179 kJ , indicando que a reação é exotérmica.
- b) $+179 \text{ kJ}$, indicando que a reação é endotérmica.
- c) -965 kJ , indicando que a reação é exotérmica.
- d) $+965 \text{ kJ}$, indicando que a reação é endotérmica.
- e) -214 kJ , indicando que a reação é exotérmica.

Questão 29

A hidrogenação do eteno (C_2H_4) é uma reação importante na indústria química, sendo utilizada, por exemplo, na produção de etano (C_2H_6). Essa reação pode ser representada por:



Considerando as seguintes energias de dissociação de ligação (em kJ mol^{-1}):

C=C	614
C-C	348
C-H	413
H-H	436

Qual é a variação de entalpia (ΔH) aproximada dessa reação?

- a) -124 kJ mol^{-1}
- b) $+124 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) -62 kJ mol^{-1}
- d) $+62 \text{ kJ mol}^{-1}$
- e) -436 kJ mol^{-1}

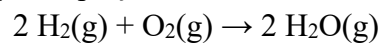
Questão 30

A busca por fontes de energia menos poluentes tem incentivado pesquisas com combustíveis alternativos, como o hidrogênio gasoso. Quando utilizado em células a combustível ou em processos de combustão controlada, o hidrogênio pode reagir com o oxigênio formando água, com grande liberação de energia e sem emissão direta de dióxido de carbono.

Uma forma de estimar a variação de entalpia de uma reação química é por meio das entalpias de dissociação de ligação, que representam a energia necessária para romper determinadas ligações

químicas.

Considere a reação representada pela equação:



Dados de entalpia de dissociação de ligação:

$$\text{H} - \text{H} : 436 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{O} = \text{O} : 498 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{O} - \text{H} : 463 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Com base nesses dados, a variação de entalpia aproximada dessa reação e sua classificação são, respectivamente:

- a) **-482 kJ, reação exotérmica.**
- b) -241 kJ, reação exotérmica.
- c) +482 kJ, reação endotérmica.
- d) -926 kJ, reação exotérmica.
- e) +926 kJ, reação endotérmica.