



QUÍMICA — 20 QUESTÕES INÉDITAS NO PADRÃO DA BANCA UFG

Instituto Verben/UFG — formato de 5 alternativas | Projeto de elaboração do Prof. Alex Diniz | setembro de 2026

PARTE 1 — CADERNO DO ALUNO

QUESTÃO 01

Materiais cerâmicos refratários, usados no revestimento interno de fornos industriais, são obtidos a partir de óxidos de elevada temperatura de fusão. Um desses materiais é formado pela combinação dos elementos representativos X e Y; um terceiro elemento representativo, W, aparece como impureza remanescente da purificação do minério de partida. As letras não correspondem aos símbolos químicos dos elementos.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Dados: números atômicos: $X = 13$; $Y = 8$; $W = 11$.

Com base na posição desses elementos na Tabela Periódica, deduzida a partir dos números atômicos, a fórmula do composto formado entre X e Y e o elemento de menor primeira energia de ionização entre X e W são, respectivamente,

- A) X_2Y_3 e W.
- B) X_2Y_3 e X.
- C) X_3Y_2 e W.
- D) X_3Y_2 e X.
- E) XY_2 e X.

QUESTÃO 02

O modo como os íons se empacotam em um retículo cristalino depende do tamanho relativo das espécies envolvidas. O quadro reúne cinco espécies químicas identificadas pelas letras P, Q, R, S e T, que não correspondem a símbolos químicos. Quatro delas constituem uma série isoeletrônica.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Espécie	Número atômico	Carga
P	8	2−
Q	11	1+
R	12	2+
S	16	2−
T	13	3+

A espécie que não pertence a essa série e a ordem decrescente de raio das quatro espécies restantes são, respectivamente,

- A) S e $T > R > Q > P$.
- B) S e $R > T > Q > P$.
- C) S e $P > Q > R > T$.
- D) P e $S > Q > R > T$.
- E) Q e $P > R > T > S$.

QUESTÃO 03

Uma indústria instalada em Goiás gera um efluente aquoso contendo ácido sulfúrico dissolvido, que precisa ser tratado antes do descarte. Em um lote, $1,0\text{ m}^3$ desse efluente, com concentração de $0,050\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de H_2SO_4 , recebeu 2,24 kg de óxido de cálcio sólido, sob agitação, até que a reação se completasse.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Dado: massa molar do $\text{CaO} = 56\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Ao final do tratamento, a espécie remanescente em excesso e a sua quantidade de matéria são, respectivamente,

- A) CaO e 10 mol.
- B) H_2SO_4 e 10 mol.
- C) H_2SO_4 e 30 mol.
- D) CaO e 30 mol.
- E) H_2SO_4 e 50 mol.

QUESTÃO 04

Um efluente industrial contém íons Al^{3+} e Mg^{2+} dissolvidos. Para removê-los, adiciona-se lentamente uma solução aquosa de hidróxido de sódio, sob agitação: inicialmente formam-se dois precipitados brancos e, à medida que a base é acrescentada em grande excesso, parte do material sólido desaparece do sistema.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Qual precipitado permanece no sistema após a adição do excesso de base, e por quê?

- A) $\text{Al}(\text{OH})_3$, porque é insolúvel em qualquer meio aquoso.
- B) $\text{Al}(\text{OH})_3$, porque o hidróxido de magnésio reage com o excesso de base, formando um sal solúvel.
- C) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, porque o hidróxido de alumínio reage com o excesso de base, formando um íon complexo solúvel.
- D) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, porque o hidróxido de alumínio é reduzido pelo excesso de base a alumínio metálico.
- E) Nenhum dos dois, porque ambos se dissolvem em excesso de base.

QUESTÃO 05

A capacidade de um líquido dissolver determinado soluto depende da polaridade de suas moléculas, que resulta da geometria e da distribuição dos pares de elétrons ao redor do átomo central. Considere as moléculas I (NH_3), II (BF_3) e III (SO_2), todas formadas por ligações covalentes polares.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Dados: números atômicos: H = 1; B = 5; N = 7; O = 8; S = 16.

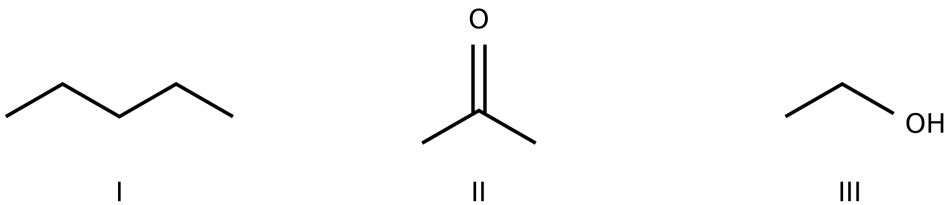
A única molécula apolar do conjunto e a geometria da molécula III são, respectivamente,

- A) I e angular.
- B) II e trigonal plana.
- C) III e angular.
- D) I e piramidal.
- E) II e angular.

QUESTÃO 06

A temperatura de ebulição de uma substância molecular é determinada pela intensidade das interações entre suas moléculas, e não pela força das ligações que mantêm cada molécula unida internamente. As estruturas I, II e III representam três substâncias líquidas à temperatura ambiente.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



Dados: massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: I = 72; II = 58; III = 46.

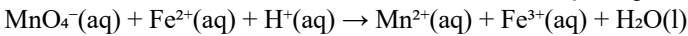
Sob uma mesma pressão externa, a ordem crescente das temperaturas de ebulição dessas substâncias é

- A) I < II < III.
- B) II < I < III.
- C) III < I < II.
- D) III < II < I.
- E) I < III < II.

QUESTÃO 07

Suplementos de sulfato ferroso são empregados no tratamento da anemia ferropriva. O teor de íons Fe^{2+} na solução desse medicamento pode ser determinado por titulação com solução padronizada de permanganato de potássio, em meio ácido, de acordo com a equação não balanceada:

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



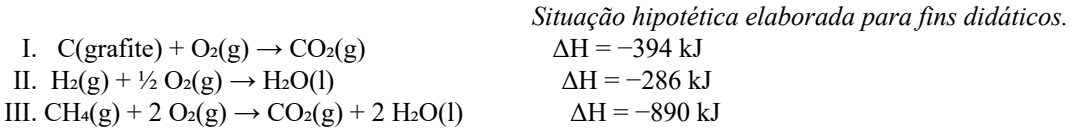
Em uma análise, 25,0 mL da solução do medicamento consumiram 20,0 mL de solução de KMnO_4 de concentração $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ até o ponto final.

A concentração de íons Fe^{2+} na solução analisada, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, é

- A) 0,016.
- B) 0,032.
- C) 0,080.
- D) 0,100.
- E) 0,400.

QUESTÃO 08

O metano é o principal componente do biogás gerado em aterros sanitários e em biodigestores rurais. A energia envolvida na sua formação a partir das substâncias simples pode ser obtida indiretamente a partir das equações termoquímicas a seguir, todas a 25 °C e 1 bar.



Dado: massa molar do CH₄ = 16 g·mol⁻¹.
Qual é a energia envolvida na formação de 8,0 g de metano a partir de carbono grafite e de gás hidrogênio?
A) -928 kJ.
B) -608 kJ.
C) -76 kJ.
D) -38 kJ.
E) +105 kJ.

QUESTÃO 09

Em uma aula prática, uma amostra de 6,0 g de um combustível sólido foi queimada completamente sob um recipiente metálico que continha 2,0 kg de água, cuja temperatura subiu de 25 °C para 45 °C. A capacidade térmica do recipiente e as perdas por evaporação da água foram consideradas desprezíveis.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.
Dados: calor específico da água = 4,2 J·g⁻¹·°C⁻¹; energia liberada na combustão do material = 40 kJ·g⁻¹.
Qual é o rendimento da transferência de energia da queima para a água?

A) 30%.
B) 70%.
C) 100%.
D) 143%.
E) 158%.

QUESTÃO 10

Ao se substituir um combustível por outro em um mesmo processo industrial, a comparação ambientalmente relevante não é a energia liberada por mol, mas a quantidade de CO₂ emitida para se obter a mesma energia útil, já descontadas as perdas do queimador. O quadro reúne os dados de dois combustíveis usados em fornos de secagem de grãos.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Combustível	Fórmula	Entalpia de combustão (kJ·mol ⁻¹)	Rendimento do queimador
metano	CH ₄	-890	50%
propano	C ₃ H ₈	-2.220	40%

Considerando apenas a etapa de combustão, o combustível que emite menos CO₂ por unidade de energia útil e a energia útil obtida por mol de CO₂ liberado, nesse caso, são, respectivamente,
A) o metano e 296 kJ.
B) o metano e 445 kJ.
C) o metano e 890 kJ.
D) o propano e 296 kJ.
E) o propano e 740 kJ.

QUESTÃO 11

Para investigar os fatores que alteram a velocidade da reação entre carbonato de cálcio e ácido clorídrico, um estudante planejou os quatro ensaios descritos no quadro. Em todos eles foram usados 2,0 g de carbonato de cálcio e 100 mL de solução de ácido clorídrico, que permanece em excesso até o final da transformação.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Ensaio	Forma do CaCO ₃	Concentração do HCl (mol·L ⁻¹)	Temperatura (°C)
I	pó	1,0	25
II	pó	2,0	25
III	fragmentos	1,0	25
IV	fragmentos	2,0	40

O par de ensaios que permite testar isoladamente o efeito da concentração do ácido e a previsão correta para esse par são, respectivamente,

- A) I e III; a reação é mais rápida em I, pois o sólido pulverizado oferece maior superfície de contato.
B) II e IV; a reação é mais rápida em IV, pois o aumento da temperatura eleva a fração de colisões suficientemente energéticas.
C) III e IV; a reação é mais rápida em IV, pois nele variam ao mesmo tempo a temperatura e a concentração do ácido.
D) I e II; ao final, o ensaio II libera maior quantidade de gás, pois o ácido está mais concentrado.
E) I e II; a reação é mais rápida em II, pois o aumento da concentração eleva a frequência das colisões efetivas.

QUESTÃO 12

A reação em fase aquosa representada por $A + 2 B \rightarrow \text{produtos}$ foi estudada a 25 °C por meio de medidas de velocidade inicial, registradas no quadro.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Ensaio	[A] inicial (mol·L ⁻¹)	[B] inicial (mol·L ⁻¹)	Velocidade inicial (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,10	0,10	$2,0 \times 10^{-3}$
2	0,20	0,10	$8,0 \times 10^{-3}$
3	0,10	0,30	$6,0 \times 10^{-3}$
4	0,20	0,20	$1,6 \times 10^{-2}$

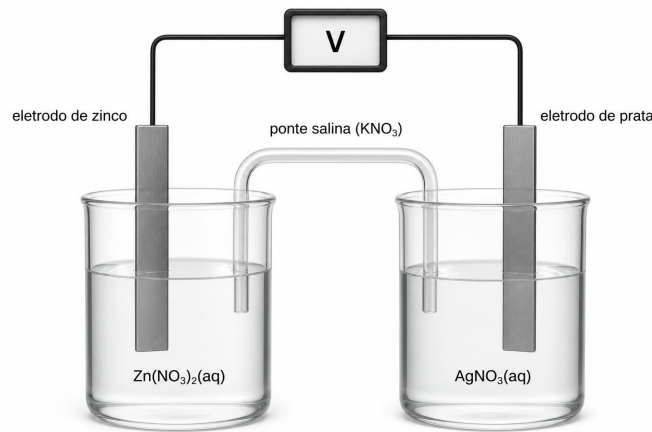
Mantida a temperatura, qual será a velocidade inicial dessa reação quando as concentrações forem $[A] = 0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e $[B] = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

- A) $1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
B) $1,8 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
C) $2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
D) $3,6 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
E) $7,2 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

QUESTÃO 13

Pilhas de botão usadas em relógios e em instrumentos de medida empregam zinco e compostos de prata como materiais de eletrodo. A figura representa uma célula galvânica montada em laboratório com zinco e prata metálicos, em condições-padrão.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



Dados: potenciais-padrão de redução: $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$; $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$.

Nessa célula, o eletrodo em que ocorre a oxidação, o sentido do fluxo de elétrons pelo fio metálico e a diferença de potencial são, respectivamente,

- A) o de zinco; do zinco para a prata; +1,56 V.
- B) o de zinco; do zinco para a prata; +2,36 V.
- C) o de zinco; da prata para o zinco; +0,04 V.
- D) o de prata; da prata para o zinco; +1,56 V.
- E) o de prata; do zinco para a prata; -1,56 V.

QUESTÃO 14

Em um procedimento de laboratório, 400 mL de solução aquosa de ácido clorídrico de concentração $0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ foram misturados a 100 mL de solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a 25°C . Considere os volumes aditivos e ambos os eletrólitos totalmente ionizados em água.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Dado: $\log 2 = 0,30$.

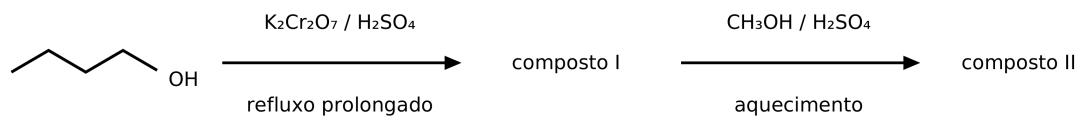
Qual é o pH da solução resultante dessa mistura?

- A) 1,30.
- B) 1,60.
- C) 1,70.
- D) 7,00.
- E) 12,30.

QUESTÃO 15

Ésteres de cadeia curta respondem pelo aroma de diversas frutas e são produzidos industrialmente a partir de álcoois obtidos por fermentação. O esquema representa a obtenção de um desses ésteres em duas etapas, a partir do álcool cuja estrutura é mostrada.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



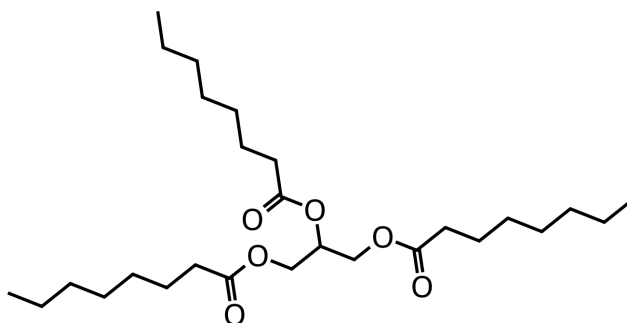
Qual é o composto II, obtido ao final dessa sequência?

- A) Butanal.
- B) Butanoato de butila.
- C) Metanoato de butila.
- D) 1-metoxibutano.
- E) Butanoato de metila.

QUESTÃO 16

Sabões são obtidos pelo aquecimento de óleos e gorduras com solução aquosa de hidróxido de sódio. A figura mostra a estrutura simplificada de um triacilglicerol submetido a esse tratamento.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



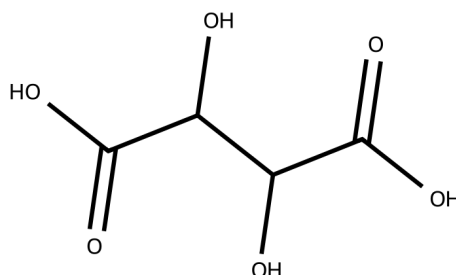
Os produtos formados nesse processo e a orientação das moléculas de sabão em torno de uma gotícula de gordura dispersa em água são, respectivamente,

- A) glicerol e ácidos graxos livres; as cadeias carbônicas voltadas para a água e os grupos -COOH , para a gordura.
- B) glicerol e sais de ácidos graxos; as cadeias carbônicas voltadas para a água e as extremidades iônicas, para a gordura.
- C) propano-1,2,3-triol e ésteres de sódio; as duas extremidades interagem igualmente com a água e com a gordura.
- D) glicerol e sais de ácidos graxos; as extremidades iônicas voltadas para a água e as cadeias carbônicas, para a gordura.
- E) propan-1-ol e ácidos graxos livres; as extremidades iônicas voltadas para a água e as cadeias carbônicas, para a gordura.

QUESTÃO 17

O ácido tartárico ocorre naturalmente na uva e é utilizado como acidulante em alimentos e no preparo do cremor tártaro. Sua estrutura está representada a seguir.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



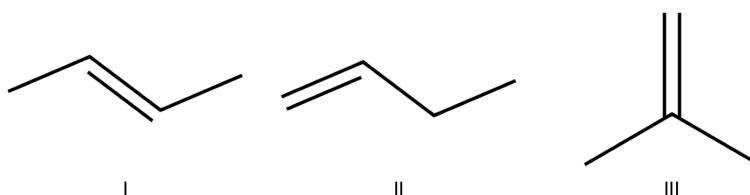
Quantos estereoisômeros distintos essa estrutura apresenta, e por quê?

- A) 2, pois os dois centros estereogênicos são equivalentes e originam apenas um par de enantiômeros.
- B) 3, pois uma das quatro combinações possíveis apresenta um plano de simetria interno e é opticamente inativa.
- C) 4, pois o número de estereoisômeros é sempre 2^n , em que n é o número de centros estereogênicos.
- D) 4, pois cada centro estereogênico origina um par de enantiômeros independente do outro.
- E) 6, pois às quatro combinações dos centros estereogênicos somam-se duas formas geométricas da cadeia.

QUESTÃO 18

As estruturas I, II e III representam três hidrocarbonetos de mesma fórmula molecular, obtidos como subprodutos no craqueamento do petróleo.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



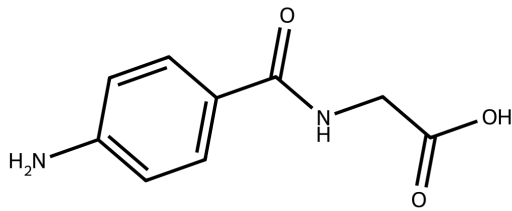
Entre esses compostos, aquele que admite isomeria geométrica e a relação de isomeria existente entre II e III são, respectivamente,

- A) I e isomeria de cadeia.
- B) I e isomeria de posição.
- C) II e isomeria de cadeia.
- D) III e isomeria de posição.
- E) II e isomeria de função.

QUESTÃO 19

O ácido para-amino-hipúrico é injetado por via intravenosa em exames que avaliam o fluxo de plasma pelos rins, pois é captado e eliminado na urina com grande eficiência. Sua estrutura está representada a seguir.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



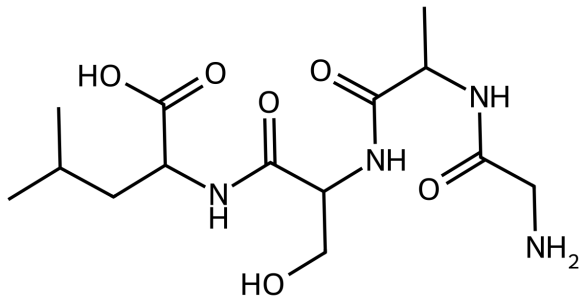
As funções nitrogenadas presentes nessa molécula e as formas predominantes do grupo nitrogenado ligado ao anel e do grupo carboxila, em solução aquosa fortemente ácida, são, respectivamente,

- A) duas aminas; $-\text{NH}_3^+$ e $-\text{COO}^-$.
- B) amina e amida; $-\text{NH}_2$ e $-\text{COO}^-$.
- C) duas amidas; $-\text{NH}_3^+$ e $-\text{COOH}$.
- D) amina e amida; $-\text{NH}_2$ e $-\text{COOH}$.
- E) amina e amida; $-\text{NH}_3^+$ e $-\text{COOH}$.

QUESTÃO 20

A digestão de proteínas consiste na quebra das ligações peptídicas por ação de enzimas, liberando os aminoácidos que serão absorvidos no intestino. A figura representa um peptídeo submetido à hidrólise completa das ligações peptídicas de sua cadeia principal.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



Quantas moléculas de água são consumidas nessa hidrólise e quantos aminoácidos diferentes são liberados?

- A) 2 e 3.
- B) 3 e 3.
- C) 3 e 4.
- D) 4 e 4.
- E) 4 e 5.

PARTE 2 — RESOLUÇÕES E LEVANTAMENTOS ESTATÍSTICOS

GABARITO

01 – A	02 – C	03 – B	04 – C	05 – E	06 – A	07 – C	08 – D	09 – B	10 – B
11 – E	12 – D	13 – A	14 – C	15 – E	16 – D	17 – B	18 – A	19 – E	20 – C

RESOLUÇÃO 01

Distribuição eletrônica dos elementos a partir do número atômico:

X (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow 3$ elétrons de valência, família 13, forma cátion X^{3+} ;

Y (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 6$ elétrons de valência, família 16, forma ânion Y^{2-} ;

W (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow 1$ elétron de valência, família 1, forma cátion W^+ .

Pela neutralidade elétrica, são necessários 2 cátions X^{3+} ($6+$) para 3 ânions Y^{2-} ($6-$), o que leva à fórmula X_2Y_3 .

X (Z = 13) e W (Z = 11) pertencem ao mesmo período. A primeira energia de ionização cresce da esquerda para a direita ao longo do período, porque a carga nuclear efetiva aumenta e o raio diminui. Logo, W, mais à esquerda, tem a menor primeira energia de ionização.

Erros explorados: (C) e (D) invertem as cargas, gerando X_3Y_2 ; (B) e (D) aplicam a tendência periódica na direção contrária; (E) trata X como se formasse cátion monovalente e Y como monovalente negativo, chegando a XY_2 .

Resposta da questão 1: [A]

RESOLUÇÃO 02

Número de elétrons de cada espécie = número atômico – carga, com o respectivo sinal: o ânion ganha elétrons e o cátion os perde.

P: $8 + 2 = 10$ elétrons; Q: $11 - 1 = 10$; R: $12 - 2 = 10$; S: $16 + 2 = 18$; T: $13 - 3 = 10$.

Portanto a série isoeletrônica (10 elétrons) é formada por P, Q, R e T, e a espécie que não pertence a ela é S, com 18 elétrons.

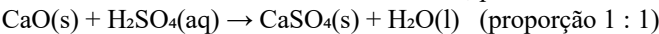
Em uma série isoeletrônica, o número de elétrons é constante e o raio diminui à medida que a carga nuclear aumenta, pois a atração do núcleo sobre a mesma nuvem eletrônica se intensifica. Ordenando pelo número atômico crescente (P = 8, Q = 11, R = 12, T = 13), o raio decresce na ordem $P > Q > R > T$.

Erros explorados: (A) e (B) supõem que maior carga positiva implica maior raio, invertendo a ordem; (D) e (E) retiram da série uma espécie que de fato pertence a ela, por contar prótons em vez de elétrons.

Resposta da questão 2: [C]

RESOLUÇÃO 03

O CaO é um óxido de metal alcalinoterroso, portanto de caráter básico, e neutraliza o ácido sulfúrico segundo:



A proporção é de 1 mol de CaO para 1 mol de H_2SO_4 , porque o íon O^{2-} neutraliza os 2 mol de H^+ liberados por 1 mol do ácido diprótico.

Quantidade de ácido: $1,0 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L} \rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1.000 \times 0,050 = 50 \text{ mol}$.

Quantidade de óxido: $2,24 \text{ kg} = 2.240 \text{ g} \rightarrow n(\text{CaO}) = 2.240 / 56 = 40 \text{ mol}$.

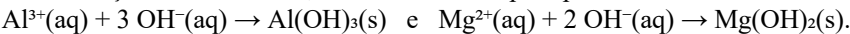
O CaO é o reagente limitante: consome 40 mol de ácido e restam $50 - 40 = 10 \text{ mol}$ de H_2SO_4 sem reagir.

Erros explorados: (A) e (D) invertem o reagente em excesso; (C) adota a proporção $2 \text{ CaO} : 1 \text{ H}_2\text{SO}_4$, neutralizando apenas 20 mol; (E) supõe que o óxido não reage com o ácido.

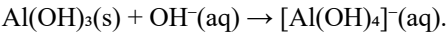
Resposta da questão 3: [B]

RESOLUÇÃO 04

Com a adição inicial da base, ambos os cátions precipitam:



O hidróxido de alumínio comporta-se como ácido frente a uma base forte em excesso e volta a se dissolver, formando o íon aluminato, solúvel:



O hidróxido de magnésio não apresenta esse comportamento: o magnésio é um metal tipicamente básico e o Mg(OH)_2 permanece precipitado, por mais base que se acrescenta. Esse é justamente o princípio usado para separar alumínio de magnésio em processos de tratamento de efluentes.

Erros explorados: (E) supõe que todo hidróxido metálico se dissolve em excesso de base; (D) confunde dissolução por reação ácido-base com redução a metal — não há transferência de elétrons no processo; (B) atribui ao magnésio o comportamento do alumínio; (A) ignora a segunda etapa descrita no enunciado.

Resposta da questão 4: [C]

RESOLUÇÃO 05

I — NH_3 : o nitrogênio (5 elétrons de valência) faz três ligações e mantém um par não ligante; a geometria é piramidal e os momentos dipolares não se cancelam → molécula polar.

II — BF_3 : o boro (3 elétrons de valência) faz três ligações e não possui par não ligante; os três pares ligantes se afastam ao máximo, resultando em geometria trigonal plana e simétrica. Os três vetores dipolares, de mesmo módulo e a 120° entre si, somam-se a zero → molécula apolar.

III — SO_2 : o enxofre faz duas ligações e mantém um par não ligante; a geometria molecular é angular e a molécula é polar.

Erros explorados: (B) confunde a geometria dos pares eletrônicos do SO_2 (trigonal plana) com a geometria molecular, que considera apenas as posições dos átomos (angular); (A), (C) e (D) apoiam-se na ideia equivocada de que toda molécula com ligações polares é polar, desprezando a simetria do arranjo.

Resposta da questão 5: [E]

RESOLUÇÃO 06

Identificação das estruturas: I é um hidrocarboneto de cadeia normal com cinco carbonos (pentano); II apresenta o grupo carbonila entre dois carbonos (propanona); III apresenta hidroxila ligada a carbono saturado (etanol).

Interações predominantes:

I — apenas forças de dispersão de London (molécula apolar);

II — dipolo permanente-dipolo permanente (carbonila polar, sem hidrogênio ligado a oxigênio);

III — ligações de hidrogênio, a mais intensa das três, pois há hidrogênio diretamente ligado ao oxigênio.

Quanto mais intensa a interação, maior a energia necessária para separar as moléculas e, portanto, maior a temperatura de ebulição: $I < II < III$.

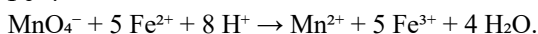
Observe que a ordem contraria a das massas molares ($I = 72 > II = 58 > III = 46$): é a natureza da interação, e não a massa, que domina nesse conjunto.

Erros explorados: (B), (C) e (D) ordenam as substâncias pela massa molar ou misturam os dois critérios; (E) inverte as posições de II e III, tratando a ligação de hidrogênio como interação mais fraca que a dipolo-dipolo.

Resposta da questão 6: [A]

RESOLUÇÃO 07

Variação do NOX: o manganês passa de +7 no MnO_4^- para +2 no Mn^{2+} , recebendo 5 elétrons; o ferro passa de +2 para +3, cedendo 1 elétron. Para que o número de elétrons cedidos seja igual ao de elétrons recebidos, a proporção é de 1 mol de MnO_4^- para 5 mol de Fe^{2+} :



Quantidade de titulante: $n(\text{MnO}_4^-) = 0,0200 \text{ L} \times 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Quantidade de analito: $n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \times 4,0 \times 10^{-4} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Concentração: $[\text{Fe}^{2+}] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,0250 \text{ L} = 0,080 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Erros explorados: (A) iguala as quantidades de matéria dos dois reagentes (1 : 1); (B) usa a proporção 1 : 2; (D) divide pelo volume do titulante em vez do volume da amostra; (E) aplica o fator 5 duas vezes.

Resposta da questão 7: [C]

RESOLUÇÃO 08

Equação-alvo: $\text{C(s)} + 2 \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CH}_4\text{(g)}$.

Combinação das equações auxiliares:

manter I: $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H = -394 \text{ kJ}$;

multiplicar II por 2: $2 \text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H = 2 \times (-286) = -572 \text{ kJ}$;

inverter III: $\text{CO}_2\text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{CH}_4\text{(g)} + 2 \text{O}_2\text{(g)} \quad \Delta H = +890 \text{ kJ}$.

Somando: $\Delta H = -394 - 572 + 890 = -76 \text{ kJ}$ por mol de CH_4 formado.

Escala pedida: $n(\text{CH}_4) = 8,0 / 16 = 0,50 \text{ mol} \rightarrow \Delta H = 0,50 \times (-76) = -38 \text{ kJ}$.

Erros explorados: (A) soma as três equações sem inverter o sinal de III ($-1.856 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, escalonados para 0,50 mol); (B) trata os 8,0 g como 8,0 mol; (C) apresenta o valor molar, sem converter para a massa indicada; (E) multiplica os coeficientes de II sem multiplicar a entalpia correspondente.

Resposta da questão 8: [D]

RESOLUÇÃO 09

Energia efetivamente recebida pela água:

$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$, com $m = 2,0 \text{ kg} = 2.000 \text{ g}$ e $\Delta T = 45 - 25 = 20^\circ \text{C}$;

$Q = 2.000 \times 4,2 \times 20 = 168.000 \text{ J} = 168 \text{ kJ}$.

Energia total liberada na queima:

$E = 6,0 \text{ g} \times 40 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1} = 240 \text{ kJ}$.

Rendimento da transferência:

$\eta = 168 / 240 = 0,70 \rightarrow 70\%$.

Erros explorados: (A) apresenta a fração perdida para o ambiente (30%), e não a aproveitada; (C) supõe transferência integral da energia da queima; (D) inverte a razão ($240/168 \approx 143\%$); (E) usa a temperatura final (45°C) no lugar da variação de temperatura.

Resposta da questão 9: [B]

RESOLUÇÃO 10

A comparação deve ser feita por energia útil, e não por mol de combustível.

Metano — $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$: 1 mol de CH_4 libera 890 kJ e produz 1 mol de CO_2 . Com rendimento de 50%: energia útil = $890 \times 0,50 = 445 \text{ kJ}$ por mol de CO_2 emitido.

Propano — $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$: 1 mol de C_3H_8 libera 2.220 kJ e produz 3 mol de CO_2 . Com rendimento de 40%: energia útil = $2.220 \times 0,40 = 888 \text{ kJ}$, o que corresponde a $888 / 3 = 296 \text{ kJ}$ por mol de CO_2 emitido.

Quanto maior a energia útil por mol de CO_2 , menor a emissão para atender a uma mesma demanda: o metano (445 kJ) emite menos CO_2 por unidade de energia útil que o propano (296 kJ). Para 1.200 kJ úteis, por exemplo, seriam cerca de 2,7 mol de CO_2 com metano contra 4,1 mol com propano.

Erros explorados: (A) e (D) associam ao metano o valor calculado para o propano, ou escolhem o combustível errado; (C) ignora o rendimento do queimador e usa a entalpia integral; (E) compara os combustíveis por energia liberada por mol de substância (2.220 kJ contra 890 kJ), critério que desconsidera tanto a eficiência quanto o número de carbonos da molécula.

Resposta da questão 10: [B]

RESOLUÇÃO 11

Para atribuir o efeito observado a um único fator, é preciso comparar dois ensaios que difiram exclusivamente nesse fator — controle de variáveis.

Analisando o quadro: I e II diferem apenas na concentração do ácido ($1,0$ e $2,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), com a mesma forma do sólido e a mesma temperatura. Esse é o único par adequado.

I e III isolam a superfície de contato; II e IV, além da temperatura, mudam a forma do sólido; III e IV mudam concentração e temperatura simultaneamente.

Previsão para I e II: quanto maior a concentração do ácido, maior o número de partículas reagentes por unidade de volume e, portanto, maior a frequência de colisões efetivas — a reação é mais rápida no ensaio II.

Erros explorados: (A), (B) e (C) apresentam afirmações quimicamente aceitáveis, mas associadas a pares que não isolam a concentração — (C) é o caso clássico de atribuir causalidade a uma comparação com dois fatores alterados; (D) confunde velocidade com quantidade final de produto: como o ácido está em excesso nos dois ensaios, os $2,0 \text{ g}$ de CaCO_3 são o reagente limitante e a massa de gás liberada ao final é a mesma.

Resposta da questão 11: [E]

RESOLUÇÃO 12

Determinação das ordens a partir dos ensaios em que apenas um reagente varia:

ensaios 1 e 2 — [B] constante e [A] dobra: a velocidade passa de $2,0 \times 10^{-3}$ para $8,0 \times 10^{-3}$ (quadruplica) $\rightarrow 2^x = 4 \rightarrow$ ordem 2 em relação a A;

ensaios 1 e 3 — [A] constante e [B] triplica: a velocidade passa de $2,0 \times 10^{-3}$ para $6,0 \times 10^{-3}$ (triplica) $\rightarrow$ ordem 1 em relação a B.

Lei de velocidade: $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$.

Constante de velocidade, pelo ensaio 1:

$$k = 2,0 \times 10^{-3} / [(0,10)^2 \times 0,10] = 2,0 \times 10^{-3} / 1,0 \times 10^{-3} = 2,0 \text{ L}^2\cdot\text{mol}^{-2}\cdot\text{s}^{-1}.$$

Verificação no ensaio 4: $v = 2,0 \times (0,20)^2 \times 0,20 = 1,6 \times 10^{-2}$ — coerente com o valor medido.

Previsão: $v = 2,0 \times (0,30)^2 \times 0,20 = 2,0 \times 0,09 \times 0,20 = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Erros explorados: (C) usa os coeficientes estequiométricos (1 e 2) como ordens, erro clássico — as ordens são experimentais e, aqui, não coincidem com eles; (A) adota ordem 1 para A; (B) despreza a dependência de B; (E) atribui ordem 2 aos dois reagentes.

Resposta da questão 12: [D]

RESOLUÇÃO 13

Quanto maior o potencial-padrão de redução, maior a tendência de a espécie sofrer redução. Como $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V} > E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$, a prata sofre redução (cátodo) e o zinco sofre oxidação (ânodo):

ânodo: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$;

cátodo: $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag(s)}$.

Os elétrons deixam o eletrodo que se oxida e percorrem o fio até o eletrodo onde ocorre a redução: do zinco para a prata.

Diferença de potencial: $\Delta E^\circ = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ânodo}) = +0,80 - (-0,76) = +1,56 \text{ V}$.

Erros explorados: (B) multiplica o potencial da semirreação da prata pelo coeficiente 2 — o potencial é uma grandeza intensiva e não depende da quantidade de matéria; (C) subtrai os módulos ($0,80 - 0,76$); (D) e (E) invertem os polos ou o sentido do fluxo de elétrons, o que corresponderia a um processo não espontâneo.

Resposta da questão 13: [A]

RESOLUÇÃO 14

Quantidades de matéria antes da mistura:

$$n(\text{H}^+) = 0,400 \text{ L} \times 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,020 \text{ mol};$$

$$n(\text{OH}^-) = 0,100 \text{ L} \times 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,010 \text{ mol}.$$

Neutralização ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$): consomem-se 0,010 mol de cada, restando $0,020 - 0,010 = 0,010$ mol de H^+ em excesso.

Volume total, considerando os volumes aditivos: $400 + 100 = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$.

$$[\text{H}^+] = 0,010 / 0,500 = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 2,0 \times 10^{-2}.$$

$$\text{pH} = -\log(2,0 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2 = 2 - 0,30 = 1,70.$$

Erros explorados: (A) usa a concentração inicial do ácido ($0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $\text{pH} = 1,30$), ignorando a neutralização; (B) divide o excesso pelo volume apenas do ácido ($0,400 \text{ L}$); (D) supõe neutralização total ou calcula a média dos pHs iniciais; (E) inverte o reagente em excesso, tratando a base como excedente.

Resposta da questão 14: [C]

RESOLUÇÃO 15

A estrutura apresentada é a de um álcool primário de quatro carbonos (butan-1-ol), pois a hidroxila está ligada a um carbono que se liga a apenas um outro carbono.

1ª etapa — oxidação com dicromato de potássio em meio ácido, sob refluxo prolongado: a condição de refluxo mantém o produto no meio reacional e leva a oxidação até o estágio final. O álcool primário é oxidado a aldeído e, em seguida, a ácido carboxílico. Composto I = ácido butanoico.

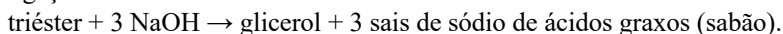
2ª etapa — reação do ácido carboxílico com metanol, sob catálise ácida e aquecimento: esterificação, com eliminação de água entre a hidroxila do ácido e o hidrogênio do álcool. O grupo acila vem do ácido (butanoil) e o grupo alcoxila vem do álcool (metoxi). Composto II = butanoato de metila.

Erros explorados: (A) interrompe a oxidação no aldeído, o que exigiria destilação imediata do produto e não o refluxo prolongado indicado; (C) troca os fragmentos ligados ao oxigênio, invertendo qual reagente fornece o acila; (D) supõe formação de éter entre os dois álcoois; (B) usa o próprio butan-1-ol como álcool da esterificação, ignorando o metanol indicado no esquema.

Resposta da questão 15: [E]

RESOLUÇÃO 16

O triacilglicerol é um triéster do glicerol. Aquecido com hidróxido de sódio aquoso, sofre hidrólise básica (saponificação) das três ligações éster:



Em meio básico, os ácidos graxos não permanecem na forma livre: são desprotonados e obtidos como carboxilatos de sódio.

A molécula de sabão tem duas regiões de comportamento oposto: a extremidade iônica ($-\text{COO}^- \text{ Na}^+$), hidrofílica, e a longa cadeia carbônica, hidrofóbica. Em torno de uma gotícula de gordura dispersa em água, as cadeias carbônicas se voltam para o interior, interagindo com a gordura por forças de dispersão, enquanto as extremidades iônicas ficam voltadas para a água — é essa organização (micela) que mantém a gordura dispersa.

Erros explorados: (A) e (E) preveem ácidos graxos livres em meio fortemente básico; (B) inverte a orientação das duas regiões da molécula de sabão; (C) nomeia corretamente o glicerol, mas descreve o produto como éster e supõe que as duas extremidades interajam igualmente com os dois meios, o que anularia a ação de limpeza; (E) ainda troca o glicerol, um triálcool, por um monoálcool.

Resposta da questão 16: [D]

RESOLUÇÃO 17

A estrutura apresenta dois carbonos estereogênicos: os dois carbonos centrais, cada um ligado a quatro grupos diferentes ($-\text{H}$, $-\text{OH}$, $-\text{COOH}$ e o restante da cadeia).

Com $n = 2$ centros, há quatro combinações possíveis de configuração: (R,R), (S,S), (R,S) e (S,R).

Entretanto, os dois centros carregam exatamente os mesmos substituintes. Por isso, as combinações (R,S) e (S,R) correspondem à mesma molécula: nela existe um plano de simetria interno, e a rotação provocada por uma das metades é cancelada pela outra. Trata-se da forma meso, opticamente inativa.

Restam, portanto, três estereoisômeros distintos: um par de enantiômeros opticamente ativos, (R,R) e (S,S), e a forma meso.

Erros explorados: (C) e (D) aplicam a fórmula 2^n sem verificar a simetria interna — a fórmula só vale quando todos os centros são diferentes entre si; (A) supõe que a equivalência dos centros reduza o total a um único par de enantiômeros; (E) soma formas geométricas inexistentes, já que a molécula não possui ligação dupla entre carbonos.

Resposta da questão 17: [B]

RESOLUÇÃO 18

As três estruturas correspondem à fórmula molecular C_4H_8 : I é o but-2-eno (dupla entre os carbonos centrais), II é o but-1-eno (dupla na extremidade de uma cadeia normal) e III é o 2-metilprop-1-eno (cadeia ramificada).

A isomeria geométrica exige que cada carbono da dupla ligação esteja ligado a dois grupos diferentes entre si:

em I, cada carbono da dupla liga-se a um $-CH_3$ e a um $-H$ → condição satisfeita, existem as formas cis e trans;

em II, o carbono terminal da dupla liga-se a dois átomos de hidrogênio → condição não satisfeita;

em III, o carbono terminal da dupla também liga-se a dois hidrogênios → condição não satisfeita.

Relação entre II e III: ambos têm a dupla na posição 1, mas II possui cadeia normal e III, cadeia ramificada — trata-se de isomeria constitucional de cadeia.

Erros explorados: (C) e (E) supõem que qualquer alceno admita formas cis e trans; (B) e (D) classificam como isomeria de posição uma diferença que está na estrutura do esqueleto carbônico, e não na localização da insaturação; (E) ainda supõe funções diferentes, embora as três estruturas sejam alcenos.

Resposta da questão 18: [A]

RESOLUÇÃO 19

Identificação das funções nitrogenadas:

— o grupo $-NH_2$ ligado diretamente ao anel aromático é uma amina (aromática);

— o grupo $-CO-NH-$ que une o anel ao restante da cadeia é uma amida, pois o nitrogênio está ligado a um carbono de carbonila.

Há ainda o grupo $-COOH$ na extremidade da cadeia, função ácido carboxílico.

Comportamento em meio fortemente ácido: a amina possui par de elétrons disponível no nitrogênio e é uma base de Brønsted-Lowry — em excesso de H^+ encontra-se protonada, na forma $-NH_3^+$. O ácido carboxílico, por sua vez, tem sua ionização deslocada no sentido da forma não ionizada pelo excesso de H^+ do meio, predominando como $-COOH$.

O nitrogênio da amida não é protonado em condições comparáveis, pois seu par de elétrons está deslocalizado com a carbonila — por isso a amida não se comporta como base.

Erros explorados: (A) e (C) tratam a amida como amina, ou a amina como amida; (B) e (D) mantêm a amina neutra em meio ácido; (B) ainda desprotona a carboxila justamente no meio que favorece a forma protonada.

Resposta da questão 19: [E]

RESOLUÇÃO 20

Leitura da estrutura: a cadeia principal apresenta quatro unidades de aminoácido, unidas por três grupos $-CO-NH-$ (ligações peptídicas). As cadeias laterais são diferentes entre si: um hidrogênio, um grupo metila, um grupo $-CH_2OH$ e um grupo $-CH_2-CH(CH_3)_2$.

Na hidrólise, cada ligação peptídica consome uma molécula de água: o $-OH$ recompõe a carboxila de um resíduo e o $-H$ recompõe o grupo amino do resíduo seguinte.

Número de ligações peptídicas = número de resíduos $- 1 = 4 - 1 = 3$.

Logo, são consumidas 3 moléculas de água e liberados 4 aminoácidos, todos diferentes, pois as quatro cadeias laterais são distintas.

Erros explorados: (B) e (D) confundem o número de resíduos com o número de ligações peptídicas — o erro mais frequente neste conteúdo; (A) considera apenas três resíduos; (E) conta como ligação peptídica alguma ligação das cadeias laterais, o que produziria um fragmento a mais.

Resposta da questão 20: [C]

Matriz de especificações do conjunto

Dimensão	Distribuição	Questões
Química Geral e Inorgânica	7 (35%)	01 a 07
Físico-Química	7 (35%)	08 a 14
Orgânica e biomoléculas	6 (30%)	15 a 20
Dificuldade média	12 (60%)	01, 03, 05, 06, 08, 09, 11, 13, 14, 16, 18, 19
Dificuldade difícil	8 (40%)	02, 04, 07, 10, 12, 15, 17, 20
Operação: conceitual	5 (25%)	01, 04, 05, 11, 13
Operação: leitura de estrutura/figura/quadro	8 (40%)	02, 06, 15, 16, 17, 18, 19, 20
Operação: cálculo	7 (35%)	03, 07, 08, 09, 10, 12, 14
Com recurso visual	12 (60%)	8 figuras + 4 quadros de dados
Comando truncado (marca da banca)	12 (60%)	01, 02, 03, 05, 06, 07, 10, 11, 13, 16, 18, 19
Comando em pergunta direta	8 (40%)	04, 08, 09, 12, 14, 15, 17, 20
Gabarito por letra	A = 4 · B = 4 · C = 5 · D = 3 · E = 4	—

Nota ao elaborador

- Todas as 20 questões são autorais. Nenhum enunciado, contexto, estrutura, dado ou alternativa foi copiado das provas oficiais do Instituto Verbena/UFG ou de qualquer outra banca.
- Os contextos são de autoria própria e, por isso, não trazem referência bibliográfica. Nenhum fato foi atribuído a veículo, autor ou publicação real. Se quiser aproximar ainda mais do padrão da banca, que cita fonte no formato ABNT abaixo do texto de apoio, basta indicar em quais questões deseja referência — as informações químicas utilizadas são todas verificáveis em fontes convencionais.
- Dados numéricos conferidos: entalpias de combustão do metano (−890 kJ·mol^{−1}) e do propano (−2.220 kJ·mol^{−1}); entalpias de formação de CO₂ (−394 kJ·mol^{−1}) e de H₂O líquida (−286 kJ·mol^{−1}), que reproduzem a entalpia de formação do metano (−76 kJ·mol^{−1}, valor tabelado ≈ −74,8); potenciais-padrão de redução Zn²⁺/Zn = −0,76 V e Ag⁺/Ag = +0,80 V; temperaturas de ebulição do pentano (36 °C), da propanona (56 °C) e do etanol (78 °C).
- Nenhuma figura entrega a resposta: a pilha da questão 13 não identifica polos nem sentido de fluxo; a estrutura da questão 17 não marca os carbonos quirais; a questão 5 não traz representação da geometria das moléculas; o esquema da questão 15 não mostra os intermediários; a questão 20 não numera as ligações peptídicas.
- Todas as contas foram refeitas de forma independente e as quatro alternativas incorretas de cada questão calculada foram testadas uma a uma, para garantir que nenhuma delas também 'feche'.