



**Olimpíada Brasileira do Ensino Superior de Química
OBESQ 2025**

FASE I

DATA: 09/08/2025

INSTRUÇÕES

1. Você tem 4 horas para resolver a prova.
2. A prova consta de **30** questões do tipo múltipla escolha, cada uma contendo cinco alternativas, das quais somente uma deve ser assinalada.
3. A pontuação total desta prova é de 100 pontos.

QUÍMICA GERAL (questões 1 a 6)

Questão 01.

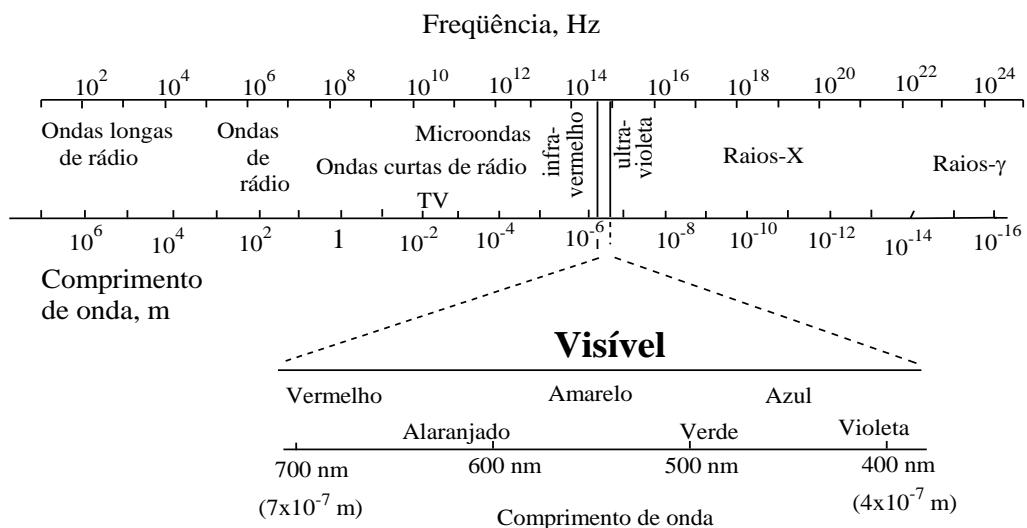
A reação entre cobre metálico e uma solução aquosa de ácido nítrico gera uma solução aquosa de nitrato de cobre(II), água líquida e monóxido de nitrogênio no estado gasoso. Considerando que 10,00 g de cobre reagiram com 53,00 g de ácido nítrico e que a reação tem rendimento de 85%, analise as alternativas que são apresentadas a seguir e marque aquela que está INCORRETA.

- A) A massa de monóxido de nitrogênio que pode ser obtida após a realização da reação é de aproximadamente 3,15 g.
- B) A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros que balanceiam a equação iônica simplificada da reação descrita corresponde a 22.
- C) A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros que balanceiam a equação química da reação descrita corresponde a 20.
- D) O ácido nítrico é o reagente em excesso na reação e ele foi usado com um excesso percentual de aproximadamente 100,5 %.
- E) Na reação o cobre atua como agente redutor enquanto o ácido nítrico atua como agente oxidante.

Questão 02.

O efeito fotoelétrico é caracterizado pela emissão de elétrons por um metal, quando exposto à radiação eletromagnética de frequência adequada. Considere que uma placa de sódio ($\Phi = 2,280 \text{ eV}$) é irradiada com radiação que apresenta comprimento de onda igual a 480,0 nm. Considere o espectro eletromagnético apresentado abaixo e que: $E_{\text{inc}} = \Phi + E_{\text{cinética}}$; $E = hv$;

$c = \lambda v$; 1 eV corresponde a $1,602 \times 10^{-19}$ J; $c = 2,998 \times 10^8$ m s $^{-1}$; $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J s; $m_{elétron} = 9,109 \times 10^{-31}$ kg.



Leia as afirmações apresentadas a seguir e assinale-as como verdadeiras (V) ou falsas (F).

- () A energia cinética dos elétrons ejetados da placa de sódio corresponde a uma velocidade de $5,330 \times 10^{10}$ m s $^{-1}$.
- () Ao aumentar a frequência da radiação incidente sobre a placa de sódio, o número de elétrons ejetados aumenta.
- () O efeito fotoelétrico pode ser causado na placa de sódio usando radiação visível na região do vermelho do espectro eletromagnético.
- () O aumento da intensidade da radiação incidente sobre a placa de sódio provoca um aumento da energia cinética dos elétrons ejetados.
- () Uma radiação de comprimento de onda de 600 nm é capaz de ejetar elétrons da superfície do sódio.

O número de afirmações verdadeiras é:

- A) uma. B) duas. C) três. D) quatro. E) cinco.

Questão 03.

O elemento químico gálio tem, entre outras aplicações, a utilização do isótopo Ga 37 , que é radioativo, como traçador em exames para detectar enfermidades e tumores. Considere o átomo de gálio e as Regras de Slater, descritas abaixo.

Regras de Slater: Para determinar Z_{ef} ($Z_{ef} = Z - S$), os elétrons são divididos em grupos (a cada um corresponde uma constante de blindagem diferente):

(1s); (2s, 2p); (3s, 3p); (3d); (4s, 4p); (4d); (4f); (5s, 5p); etc.

Para qualquer elétron de um dado grupo, a constante de blindagem S é a soma das seguintes parcelas:

- ↪ zero para qualquer grupo exterior ao elétron considerado.
- ↪ 0,35 para cada um dos outros elétrons do mesmo grupo que o elétron considerado, exceto no grupo 1s, no qual usa-se o valor 0,30.
- ↪ Se o elétron considerado pertencer a um grupo (ns, np), cada elétron do nível ($n - 1$) contribui com 0,85 e cada elétron dos níveis mais internos contribui com 1,00.

- ↳ se o elétron considerado pertencer a um grupo (nd) ou (nf), cada elétron dos grupos mais internos contribui com 1,00.

Considere as afirmações a seguir sobre o átomo de gálio.

1. A carga nuclear efetiva (Z_{ef}) sentida pelos elétrons 3d é maior que para os elétrons 4s.
3. O elétron de valência 4p¹ sentirá aproximadamente 84% da carga nuclear total do gálio.
5. Segundo as regras de Slater, a blindagem sofrida pelos elétrons em orbitais do tipo s e p é diferente.
7. O elemento pode formar cátions com estado de oxidação +1 até +3, sendo o número de oxidação +3 mais comum.
11. A primeira afinidade eletrônica para o gálio deverá ser maior que a do cálcio ($Z = 20$), considerando a sua distribuição eletrônica de valência.

A soma dos números que correspondem às afirmações verdadeiras corresponde a

- A) 19. B) 8. C) 15. D) 20. E) 26.

Questão 04.

Uma das propriedades físicas mais interessantes dos haloalcanos é que a massa específica (densidade) dos líquidos aumenta com a elevação do número atômico do halogênio e da quantidade de seus átomos presentes no alcano de origem. Vários deles são usados em estudos de separação de minerais por diferenças de densidade.

Dentre as opções abaixo, o líquido mais denso corresponde ao

- A) di-iodometano.
B) diclorometano.
C) bromoiodometano.
D) fluorometano.
E) clorofluorometano.

Questão 05.

Uma reação atinge o equilíbrio químico quando a concentração do(s) reagente(s) e produto(s) permanecem constantes. Em outras palavras, a velocidade da reação no sentido direto é igual a velocidade de reação no sentido inverso. Desta forma, a razão entre a concentração dos produtos pela concentração dos reagentes resulta na constante de equilíbrio K_c . Antes de atingir o equilíbrio a razão da concentração dos produtos e reagentes é chamada de quociente de reação (Q_c). Quando atinge o equilíbrio Q_c é igual a K_c .

O dióxido de nitrogênio pode coexistir em equilíbrio com o tetróxido de dinitrogênio. A constante de equilíbrio K_c a 298 K é igual a 170. Suponha que em um determinado momento a concentração de dióxido de nitrogênio seja 0,015 mol L⁻¹ e a concentração de N₂O₄ seja 0,015 mol L⁻¹.

Analise as seguintes afirmativas sobre esta situação.

- I. A constante de equilíbrio independe da temperatura.
- II. A reação está antes do equilíbrio e prosseguirá até atingir o equilíbrio.
- III. A reação está depois do equilíbrio e será deslocada para a formação de NO₂ até que Q_c se iguale a K_c .
- IV. Para as condições do experimento Q_c é igual a 170.

Quais afirmativas estão corretas?

- A) Apenas II.
- B) Apenas I.
- C) Apenas I e III.
- D) Apenas II e IV.
- E) Apenas III e IV.

Questão 06.

A eletrólise do cloreto de magnésio ($MgCl_2$) fundido, sob determinadas condições, pode levar à formação de magnésio metálico, conforme equação:



Considere:

$$\epsilon^\circ (Mg^{2+}/Mg) = -2,37\text{ V}$$

$$\epsilon^\circ (Cl_2/Cl^-) = +1,36\text{ V}$$

$$F = 96.500\text{ C mol}^{-1}$$

Sobre este processo de obtenção de magnésio, são feitas as seguintes afirmativas.

- I - No cátodo da célula eletrolítica é produzido Cl_2 gasoso.
- II - No ânodo da célula eletrolítica obtém-se Mg sólido.
- III - Para que a eletrólise ocorra, é preciso fornecer um potencial superior a 3,73 V.
- IV - Para produzir 24,3 kg de magnésio metálico, é necessário operar a célula por pelo menos 5,36 horas, sob corrente constante igual a 10^4 A.

Quais afirmativas estão corretas?

- A) Apenas III e IV.
- B) Apenas I.
- C) Apenas I e III.
- D) Apenas II e IV.
- E) Apenas II.

QUÍMICA ANALÍTICA (questões 7 a 12)

Questão 07.

O ácido tartárico ($H_2C_4H_4O_6$), utilizado como conservante em alguns refrigerantes, é um composto orgânico que pode ser obtido naturalmente a partir da uva durante o processo de fabricação do vinho. Suponha que um lote de refrigerante contenha ácido tartárico dissolvido na concentração de $0,175\text{ mol L}^{-1}$. Considerando que foram produzidos 10 m^3 deste refrigerante, calcule a massa total (em kg) de ácido tartárico utilizada nesse processo.

- A) 262,6 kg.
- B) 0,262 kg.
- C) 26,2 kg.
- D) 2626,3 kg.
- E) 2,626 kg.

Questão 08.

Um laboratório de controle de qualidade farmacêutica recebeu uma amostra de comprimidos contendo o princípio ativo (T). Para a quantificação deste composto, foi utilizada a técnica de Espectrofotometria de Absorção Molecular UV-Visível com leitura em 282 nm, comprimento de máxima absorção de T. O analista iniciou o preparo da amostra pesando individualmente 10 comprimidos, obtendo uma massa média de 2,0000 g. Posteriormente, os comprimidos foram pulverizados em gral com pistilo e uma massa de 2,0000 g do pó obtido foi dissolvida em aproximadamente 40 mL de solução tampão fosfato pH 7,4 e em seguida transferida para um balão volumétrico de 100,00 mL (Balão 1), completando o volume com a mesma solução tampão. Seguindo com o preparo, uma alíquota de 500 μ L da solução do Balão 1 foram transferidos para um balão volumétrico de 250,0 mL (Balão 2), completando o volume com solução tampão fosfato pH 7,4. Por fim, uma alíquota de 1,0 mL da solução do Balão 2 foi transferida para um balão volumétrico de 10,00 mL (Balão 3), também completado com solução tampão fosfato pH 7,4.

Para a construção da curva analítica, foram preparadas soluções padrão de T com concentrações entre 0,5 e 4,0 ppm utilizando solução tampão fosfato pH 7,4 como branco analítico. As absorbâncias do branco analítico, das soluções padrão e da amostra (Balão 3) foram medidas a 282 nm, utilizando cubeta de quartzo com caminho óptico de 1,0 cm. Os dados estão na Tabela 1.

Tabela 1: Dados obtidos para absorbância de T em 282 nm para as soluções padrão e amostra de medicamento preparada no balão 3.

[T], ppm	Abs _{282nm}
Branco analítico	0,01
0,5	0,18
1,00	0,35
2,00	0,68
3,00	1,06
4,00	1,32
Medicamento	0,78

Com base nos dados fornecidos e considerando que a densidade das soluções é aproximadamente 1,0 g mL⁻¹, calcule a % (m/m) do princípio ativo T no medicamento.

- A) 58,25 % B) 11,65 % C) 23,30 % D) 1,165 % E) 5,83 %

Questão 09.

Um aluno desejava comprovar a presença de carbonato em uma amostra aquosa (pH 11) mediante adição de excesso de solução de nitrato de prata em ácido nítrico concentrado. Sua ideia era precipitá-lo junto com outros ânions do “grupo da prata” presentes na mesma amostra, nas condições exigidas para a precipitação deste grupo. Entretanto, aquele aluno ficou desapontado quando constatou que o íon carbonato estava ausente no precipitado branco formado.

O que pode explicar o insucesso do experimento conduzido?

- A) O íon carbonato foi decomposto no curso do procedimento.
B) O íon carbonato foi oxidado pela solução reagente.
C) O íon prata formou um complexo com o carbonato em meio ácido.

- D) O excesso de reagente realçou o efeito salino, elevando a solubilidade do carbonato de prata.
E) O íon carbonato foi completamente convertido em íon hidrogenocarbonato (bicarbonato).

Questão 10.

Analise as seguintes afirmativas sobre o processo de amostragem.

- (1) O protocolo de amostragem não depende da natureza do material que a constitui, ou seja, independe se é líquida, sólida ou gasosa.
(2) Consiste na coleta de frações que sejam representativas do universo que será estudado/analisado.
(4) Alguns tratamentos preliminares empregados comumente em amostras sólidas são a moagem e secagem.
(8) É importante acondicionar a amostra adequadamente, garantindo sua integridade até o processo de análise.
(16) Deve-se buscar a mínima manipulação experimental possível para evitar contaminações da amostra.

O valor da soma dos itens corretos é

- A) 30. B) 28. C) 1. D) 31. E) 26.

Questão 11.

As titulações complexométricas são amplamente empregadas para o controle de qualidade e controle de processos em diversas atividades industriais, laboratoriais, entre outras. Considere as afirmações abaixo sobre esse tipo de análise química quantitativa clássica:

- I- A maioria dos íons metálicos reage com receptores de pares de elétrons para formar compostos de coordenação ou complexos.
II- As reações de complexação envolvem um íon metálico “M” reagindo com um ligante “L” para formar o complexo “ML”.
III- Um quelato é produzido quando um íon metálico se coordena com dois ou mais grupos doadores de um único ligante para formar um anel heterocíclico de cinco ou seis membros.
IV- O ácido etilenodiaminotetracético, também conhecido como EDTA (sigla derivada do inglês) é o titulante complexométrico mais largamente utilizado. A molécula de EDTA tem quatro sítios potenciais para a ligação de íons metálicos.
V- O EDTA forma quelatos suficientemente estáveis e, em geral, reagem na proporção de 1:1 com a maioria dos cátions metálicos, exceto dos metais alcalinoterrosos.

Em relação às afirmações acima, os itens **incorretos** são

- A) apenas I, IV e V.
B) apenas I, II e III.
C) apenas II, III e V.
D) apenas I, III e IV.
E) apenas II, IV e V.

Questão 12.

Cromatografia é o processo de separação dos componentes de uma mistura que é distribuída entre a fase móvel e a fase estacionária. Os termos cromatografia, cromatograma e método cromatográfico são atribuídos ao botânico russo Mikhael S. Tswett, que utilizou estes termos em 1906 para descrever a separação dos componentes dos extratos de folhas e gema de ovo. Leia os itens mostrados abaixo.

- I) Numa coluna cromatográfica utilizando sílica gel como fase estacionária e um solvente orgânico como eluente, na separação das substâncias A e B, se a substância A for a primeira a ser eluída da coluna, pode ser inferido que a substância A é menos polar que a B.
- II) A cromatografia gasosa (CG) e a cromatografia líquida (CL) são diferenciadas pela fase móvel utilizada. Na cromatografia líquida os componentes de uma mistura são separados através de uma fase móvel gasosa e a fase estacionária líquida.
- III) Na cromatografia em camada delgada (CCD) é possível calcular o fator de retenção (R_f), que é um parâmetro que considera a distância percorrida pela substância analisada e a distância percorrida pela fase móvel.
- IV) Na análise de uma mistura das substâncias A e B utilizando a cromatografia de camada delgada, na qual em um determinado eluente a substância A apresenta R_f de 0,4 e a substância B apresenta R_f de 0,8, pode-se dizer que a substância A é mais polar que a substância B.

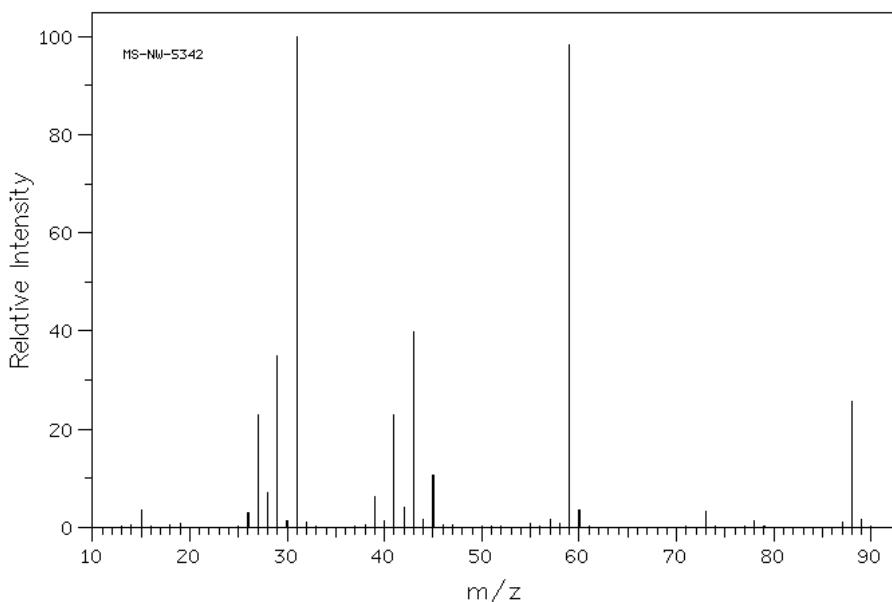
Quais afirmações estão corretas?

- 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, II e IV.

QUÍMICA ORGÂNICA (questões 13 a 18)

Questão 13.

Uma substância orgânica não ramificada **A**, apresenta resultados negativos para os testes de Lucas e Jones. O espectro de massas de **A** é mostrado a seguir.

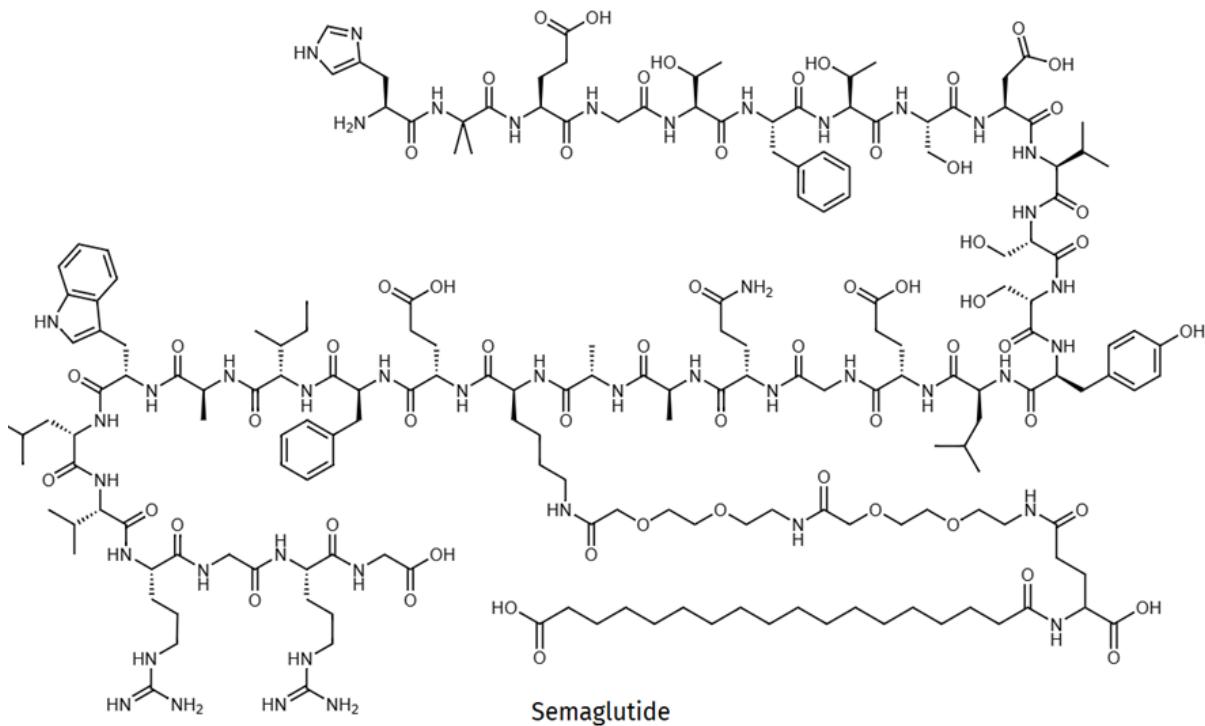


Assinale a afirmativa correta a respeito da substância **A**.

- A) A substância **A** é um éter com fórmula molecular $C_5H_{12}O$.
- B) A substância **A** é um álcool com fórmula molecular $C_5H_{12}O$.
- C) A substância **A** é um aldeído com fórmula molecular $C_5H_{10}O$.
- D) A substância **A** é um ácido carboxílico com fórmula molecular $C_5H_{10}O_2$.
- E) A substância **A** é uma cetona com fórmula molecular $C_5H_{10}O$.

Questão 14.

A semaglutida é o princípio ativo de um novo medicamento desenvolvido para tratar o diabetes tipo II comercializado como OZEMPIC®. Trata-se de um peptídeo análogo ao GLP-1 que aumenta a liberação de insulina, diminui a liberação de glucagon e atrasa o esvaziamento do estômago dando a sensação de saciedade. Devido a esses impactos na regulação do apetite e no metabolismo, a semaglutida está sendo utilizada para perda de peso. A estrutura da semaglutida é mostrada abaixo:

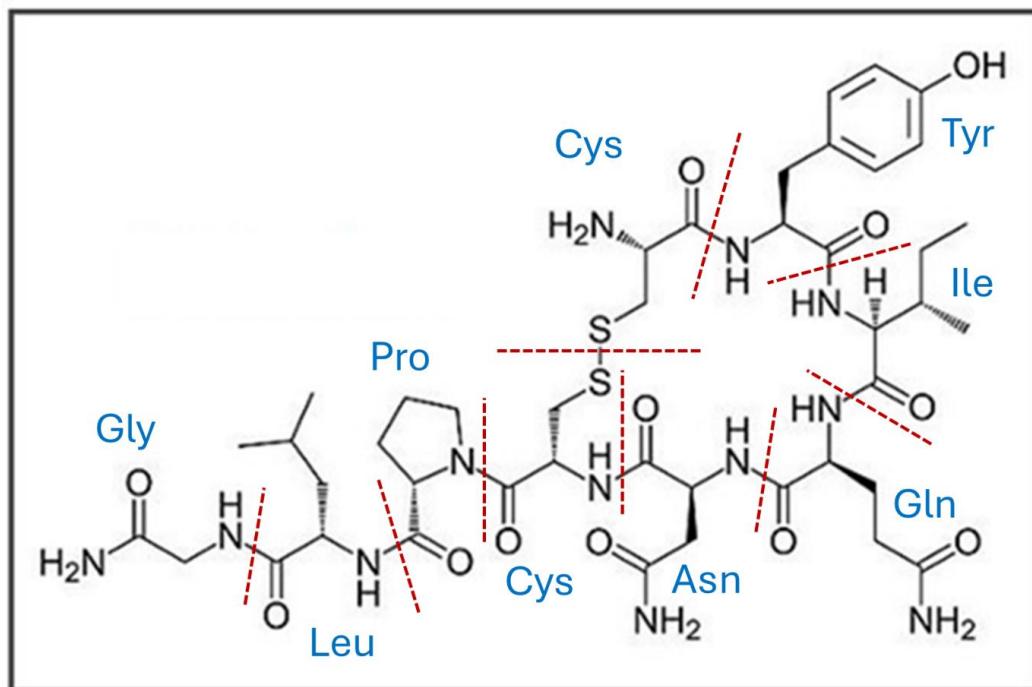


Com base na estrutura da semaglutida, quantos centros quirais ela possui?

- A) 30.
- B) 26.
- C) 28.
- D) 32.
- E) 34.

Questão 15.

A oxitocina é um hormônio peptídico que induz o parto e controla a contração do músculo uterino. A estrutura da oxitocina é mostrada abaixo:



Considere as afirmativas abaixo:

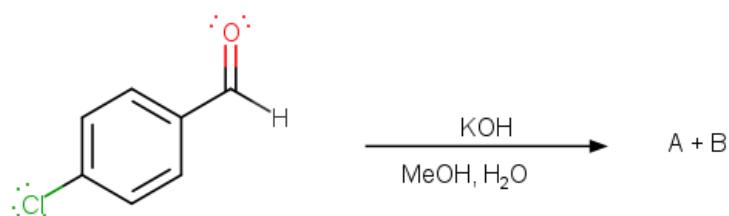
- I. A estrutura primária desse peptídeo pode ser descrita como: Cys, Tyr, Ile, Gln, Asn, Cys, Pro, Leu, Gly.
- II. Os grupos tiol e fenol, presentes na estrutura da cisteína e da tirosina, conferem caráter antioxidante para os dois resíduos, onde o grupo tiol é um ácido mais forte que o fenol.
- III. Na estrutura, a cisteína é encontrada na sua forma oxidada, cistina, caracterizada pela ponte dissulfídica S – S.
- IV. Os aminoácidos conseguem reagir entre si, sem necessidade de catalisador, formando as ligações peptídicas pela reação direta dos grupos amino com os grupos carboxílicos.
- V. Os aminoácidos em meio aquoso e pH = 7,0 são encontrados com seus grupos carboxílicos e amino neutros.

Quais afirmativas estão corretas?

- A) Apenas I, II e III.
- B) Apenas III, IV e V.
- C) Apenas I e IV.
- D) Apenas II e V.
- E) I, II, III, IV e V.

Questão 16.

O 4-clorobenzaldeido reage com KOH em meio prótico produzindo duas substâncias A e B.



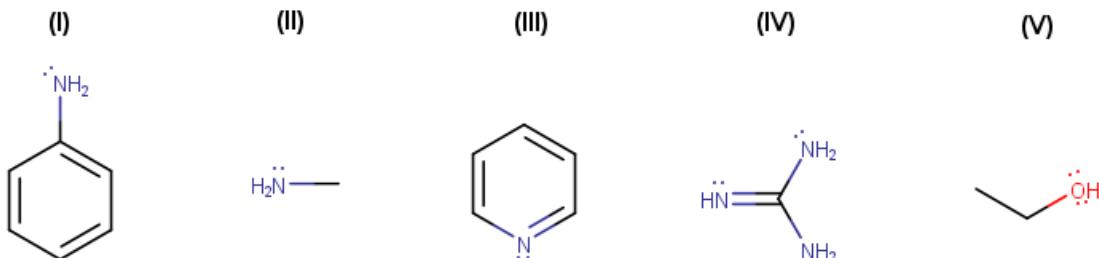
Os produtos podem ser separados por extração por solvente utilizando CH₂Cl₂. A **Substância B**, presente na fase orgânica, fornece resultado positivo no teste de Lucas de forma rápida. A **substância A**, presente dissolvida na fase prótica, pode gerar um precipitado pela adição de HCl concentrado. A partir destes dados é possível inferir que as substâncias **A** e **B** são, respectivamente:

- A) 4-clorobenzoato de potássio e álcool-4-clorobenzílico.
- B) 4-clorobenzoato de potássio e 4-clorobenzilamina.
- C) álcool 4-clorobenzílico e 4-clorobenzoato de potássio.
- D) 4-clorofenolato de potássio e 4-clorobenzaldeído.
- E) 4-clorobenzaldeído e álcool 4-clorobenzílico.

Questão 17.

Dadas as seguintes substâncias orgânicas:

- I. Anilina
- II. Metilamina
- III. Piridina
- IV. Guanidina
- V. Etanol

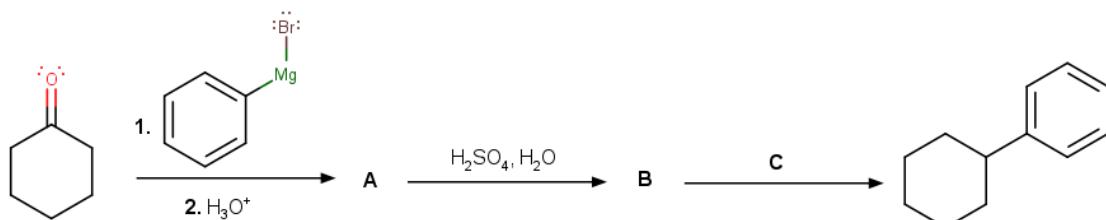


Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta da ordem crescente de basicidade dessas substâncias em meio aquoso.

- A) V < I < III < II < IV
- B) V < III < I < II < IV
- C) III < I < II < IV < V
- D) II < I < III < V < IV
- E) I < V < IV < III < II

Questão 18.

A reação da ciclo-hexanona com o bromofenilmagnésio seguida de adição de ácido, forma a substância **A**. A substância **A**, ao reagir com ácido sulfúrico e meio aquoso, forma a substância **B**. A substância **B**, ao reagir com o reagente **C**, forma o ciclo-hexilbenzeno, de acordo com a rota reacional mostrada a seguir:



É possível inferir que as substâncias **A** e **B** e o reagente **C** são, respectivamente:

- A) 1-fenil-1-ciclo-hexanol; 1-fenilciclo-hexeno e H_2/Pd .
- B) 1-fenilciclo-hexanol; ciclo-hexeno e Br_2/CCl_4 .
- C) 1-fenilciclo-hexano; 1-fenilciclo-hexeno e HCl .
- D) ciclo-hexanol; ciclo-hexeno e trietilamina.
- E) 1-fenil-1-ciclo-hexanol; ácido 4-ciclo-hexilbenzeno-1-sulfônico e H_2/Pd .

QUÍMICA INORGÂNICA (questões 19 a 24)

Questão 19.

Segundo a Teoria dos Orbitais Moleculares, a configuração eletrônica para o íon hidróxido (HO^-) é KK $\sigma_{nl}^2, \sigma^2, \pi_{nl}^4$ e para o radical hipofluorido (FO^\cdot) é KK $\sigma^2 \sigma^{*2} \sigma^2 \pi^4 \pi^{*3}$.

Dado: Ordem de ligação = $\frac{1}{2} (\text{e}^- \text{OML} - \text{e}^- \text{OMAL})$ em que $\text{e}^- \text{OML}$ = elétrons em orbitais moleculares ligantes e $\text{e}^- \text{OMAL}$ = elétrons em orbitais moleculares antiligantes.

Considerando essas informações, analise as afirmações a seguir e marque aquela que está INCORRETA.

- A) A adição de um elétron ao radical hipofluorido diminuiu o comprimento da ligação nessa molécula, uma vez que mais elétrons são compartilhados pelos dois núcleos.
- B) A ordem de ligação O-H na molécula do íon hidróxido corresponde a 1.
- C) A ordem de ligação F-O na molécula do radical hipofluorido é maior que 1.
- D) A energia de ionização do radical hipofluorido é menor que a energia de ionização dos átomos de flúor e oxigênio.
- E) O íon hidróxido é uma molécula diamagnética, enquanto o radical hipofluorido é uma molécula paramagnética.

Questão 20.

Em 1937, H. A. Jahn e E. Teller deduziram um teorema que limita as possíveis configurações de equilíbrio de sistemas moleculares não lineares. Esses cientistas mostraram que qualquer sistema molecular não linear em um estado eletrônico degenerado será instável e ocorrerá distorção para formar um sistema de menor simetria e menor energia, removendo assim a degenerescência.

Marque a alternativa que contém o único complexo que **não** pode apresentar esse fenômeno.

- A) $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
- B) $[\text{TiCl}_6]^{3-}$
- C) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$
- D) $[\text{CrF}_6]^{4-}$
- E) $[\text{MnF}_6]^{3-}$

Questão 21.

A Regra dos 18 elétrons é uma ferramenta útil na química de coordenação, especialmente para prever a estabilidade e estrutura de complexos de metais de transição, incluindo compostos organometálicos. Essa regra determina que os complexos mais estáveis apresentam uma contagem total de 18 elétrons de valência.

Marque a única alternativa que mostre um complexo contendo 16 elétrons de valência.

- A) $[\text{Rh}_2\text{Cl}_2(\text{CO})_4]$, com dois ligantes cloreto em ponte
- B) $[\text{Co}(\text{CO})_4]^-$
- C) $[\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}]$, com uma ligação Mn-Mn
- D) $[\text{Mn}(\text{CO})_5\text{H}]$
- E) $[\text{Fe}(\text{CO})_4(\text{PPh}_3)]$

Questão 22.

A coloração observada em muitos complexos de metais de transição está relacionada à absorção de radiação eletromagnética na região do visível, promovendo a transição de elétrons entre orbitais desdobrados devido à interação com os ligantes — fenômeno explicado pela Teoria do Campo Cristalino. O parâmetro de desdobramento do campo cristalino, Δ_0 ou $10Dq$, representa a diferença de energia entre esses orbitais e está diretamente relacionado ao comprimento de onda da radiação absorvida, segundo a equação:

$$\Delta_0 = \frac{hc}{\lambda}$$

Onde:

Δ_0 = é a energia do desdobramento (em J),

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}^{-1}$ é a constante de Planck,

$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ é a velocidade da luz no vácuo,

λ = é o comprimento de onda.

Um determinado complexo de íon cobre(II) apresenta valor de $\Delta_0 = 4,25 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Com base nas informações, qual é o comprimento de onda correspondente ao máximo de absorção desse complexo?

- A) 468 nm.
- B) 425 nm.
- C) 510 nm.
- D) 586 nm.
- E) 625 nm.

Questão 23.

A formação de uma ligação covalente pode ser entendida como o compartilhamento de elétrons da camada de valência pela sobreposição de orbitais atômicos dos átomos isolados. Pela Teoria dos Orbitais Moleculares, os orbitais moleculares são construídos a partir da combinação linear de orbitais atômicos. A quantidade de orbitais moleculares formados é a mesma do número de orbitais atômicos combinados. Essa teoria é útil para predição de sistemas moleculares, assim como para o cálculo da ordem de ligação e comportamento magnético. Ela pode ser estendida para o entendimento da ligação metálica, assim como para a formação de complexos. Por fim, as interações entre os orbitais atômicos para formação dos orbitais moleculares podem ser representadas a partir de um diagrama com orbitais ligantes, não-ligantes e antiligantes, a depender do sistema.

Analise as afirmativas a seguir.

- I) Ao retirar dois elétrons dos orbitais moleculares da molécula O_2 , o comportamento magnético muda.
- II) Pela Teoria do Orbital Molecular, a molécula He_2 não pode existir, pois a ordem de ligação é igual a 1.
- III) O ligante carbonil (CO) se coordena a um metal pelo átomo de carbono e não pelo oxigênio. Este fato pode ser justificado pelo par de elétrons no orbital HOMO da molécula ter um caráter maior (maior contribuição) do orbital atômico do átomo de carbono.
- IV) É observada uma diferença na ordem em termos de energia dos orbitais ligantes σ e π no diagrama dos níveis de energia dos orbitais moleculares (diagrama de interação entre orbitais) para o N_2 e para o O_2 . Isso ocorre devido às interações entre os orbitais 2s e 2p para formação dos orbitais moleculares no N_2 , com energias próximas, resultando no abaixamento da energia dos orbitais (σ_s) e aumento dos orbitais (σ_p), fazendo com que se inverta a ordem.

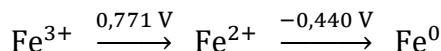
Quais afirmativas estão corretas?

- A) Apenas I, III e IV.
- B) Apenas I e II.
- C) Apenas II, III e IV.
- D) Apenas II e III.
- E) Apenas I e IV.

Questão 24.

Dados os valores de potencial padrão de redução para o ferro presentes no diagrama de Latimer abaixo:

DIAGRAMA DE LATIMER PARA O FERRO



E dados:

$$\varepsilon^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,344 \text{ V}$$

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \log Q$$

Onde $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ e $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$

$$\Delta G^0 = n F E^0$$

São feitas as seguintes afirmações, nas condições padrão a 25 °C:

- I. O íon Fe^{3+} é capaz de oxidar cobre nas condições padrão e 25 °C.
- II. Íons Fe^{2+} podem ser produzidos a partir de uma solução de FeCl_3 e uma esponja de aço, em meio neutro.
- III. O valor de ε° para $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^0$ é de 0,331 V.
- IV. Uma célula de concentração onde $[\text{Fe}^{3+}] = 0,100 \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{Fe}^{2+}] = 0,400 \text{ mol L}^{-1}$ tem potencial de 0,735 V.
- V. Nas condições padrão, Fe^{2+} se desproporciona em Fe^{3+} e Fe^0 espontaneamente.

Dentre as afirmações acima, quais são verdadeiras?

- A) Apenas I, II e IV.
- B) Apenas I, III e IV.
- C) Apenas II, III e V.
- D) Apenas I, II, IV e V.
- E) Apenas I, II, III e V.

FÍSICO-QUÍMICA (25 a 30)**Questão 25.**

As reações químicas ocorrem a partir da conversão de pelo menos um reagente em um ou mais produtos sob diversas condições. Existe uma barreira de energia, chamada de energia de ativação, que é a energia mínima necessária para que elas aconteçam. A equação de Arrhenius relaciona a constante de velocidade com a temperatura e pode ser escrita como:

$$\ln k_2 - \ln k_1 = - \frac{E_a}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]$$

Onde R é igual a $8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Para a reação de decomposição do iodeto de hidrogênio (ou ácido iodídrico) gerando gás hidrogênio e iodo gasoso, a constante de velocidade é $2,15 \times 10^{-8} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ a 650 K e $2,39 \times 10^{-7} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ a 700 K.

Com base nestes dados, analise as afirmativas a seguir.

- I - A constante de velocidade da reação a 700 K é maior pois a frequência de colisões entre as moléculas é menor do que a 650 K.
- II - A energia de ativação é de aproximadamente 180 kJ mol⁻¹.
- III - Pela unidade da constante de velocidade, a reação é de ordem zero.
- IV - A velocidade de reação não depende da temperatura, mas sim da energia de ativação.

Quais afirmativas são verdadeiras?

- A) Apenas II.
- B) Apenas I.
- C) Apenas I e III.
- D) Apenas II e IV.
- E) Apenas III e IV.

Questão 26.

Considere cinco recipientes, cada um contendo 2,50 mol dos seguintes gases nobres: He, Ne, Ar, Kr e Xe. Considere que cada recipiente possui volume de 10,20 L e que todos estão a 300 K.

DADOS: Constantes de van der Waals

Gás	He	Ne	Ar	Kr	Xe
a ($\text{L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$)	0,03508	0,2107	1,355	2,318	4,194
b (L mol^{-1})	0,0237	0,01709	0,03201	0,03978	0,05105

$$P = \frac{RT}{V-b} - \frac{a}{V^2} \quad Z = \frac{\bar{V}}{\bar{V}_{ideal}}$$

Considerando o comportamento de gases reais de van der Waals, assinale a alternativa correta.

- A) A 700 K, em todos os gases predomina o efeito do volume atômico ($Z > 1$).
- B) Nessas condições, todos os gases se comportam como gases idealizados.
- C) O gás hélio é o que apresenta maior desvio, devido às forças intermoleculares.
- D) Quanto maior o número atômico, menor o valor da temperatura de Boyle.
- E) Nessas condições, apenas Ar, Kr e Xe apresentam $Z < 1$.

Questão 27.

A energia produzida pela combustão completa de 1,50 g de octano a pressão constante é transferida para um sistema com volume inicial de 100,0 L, que contém 10,0 mol de gás Ar, o qual se comporta idealmente a 300 K. Nesse sistema, ocorre uma transformação em duas etapas: na primeira, o sistema recebe o calor produzido pela fonte quente, sem que haja mudança de volume. Em seguida, o gás sofre expansão isotérmica reversível, até que sua pressão se iguale com a pressão de 1,00 atm.

DADOS:

Calor de combustão do n-octano: $-5.470,25 \text{ kJ mol}^{-1}$

Massa molar do n-octano: $114,23 \text{ g mol}^{-1}$

\bar{C}_v do Argônio: $20,47 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ e $R = 0,08206 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$dw = P dV$$

$$w = nRT \ln \frac{P_i}{P_f}$$

$$\Delta U = q + w$$

$$\Delta U = n \bar{C}_v \Delta T$$

A respeito dessa transformação são feitas as seguintes afirmações.

- I. A energia liberada pela combustão do n-octano é de $71,83 \text{ kJ}$.
- II. As temperaturas do sistema após as Etapas I e II são, respectivamente, $650,91 \text{ K}$ e $208,53 \text{ K}$.
- III. Em uma expansão isotérmica, a variação de energia interna é zero para um gás ideal.
- IV. O módulo do trabalho realizado pelo sistema é igual a $22,45 \text{ kJ}$.
- V. A variação total de energia interna, após as duas etapas, é negativa.

Quais afirmações estão corretas?

- A) Apenas I, III e V.
- B) Apenas I, II e V.
- C) Apenas III, IV e V.
- D) Apenas II, III e IV.
- E) Apenas I, II e IV.

Questão 28.

Uma substância tem ponto de ebulição igual a $350,0 \text{ K}$ quando submetida a uma pressão de $28,66 \text{ atm}$. A mesma substância tem temperatura de sublimação igual a $150,0 \text{ K}$ quando submetida a uma pressão de $0,0001788 \text{ atm}$. Sabendo que para essa substância a entalpia de sublimação é $31,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ e a entalpia de vaporização é $22,7 \text{ kJ mol}^{-1}$, os valores de temperatura e pressão no ponto triplo dessa substância são, respectivamente

- A) 204 K e $0,040 \text{ atm}$.
- B) 273 K e $1,000 \text{ atm}$.
- C) 250 K e $0,500 \text{ atm}$.
- D) 180 K e $0,001 \text{ atm}$.
- E) 215 K e $0,150 \text{ atm}$.

Questão 29.

Sobre as mudanças na teoria atômica que ocorreram no início do século XX, são feitas as seguintes afirmações.

- I. A catástrofe do ultravioleta se refere ao desvio da Lei de Rayleigh-Jeans, que previa o aumento constante da energia emitida pelo corpo negro à medida que se diminuía o comprimento de onda.
- II. Rutherford propôs que a eletrosfera era dividida em níveis de energia quantizados.

III. Bohr propôs que o elétron ocupava órbitas circulares, cujo raio era diretamente proporcional ao quadrado do número da órbita.

IV. Para átomos hidrogenoides, quanto maior o número de prótons do núcleo, maior a energia requerida para a transição eletrônica em relação ao hidrogênio.

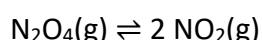
V. O experimento da dupla fenda comprovou o comportamento dual onda-partícula do núcleo, que havia sido proposto por Louis de Broglie, o que impede que elétrons existam na região nuclear.

Quais afirmações estão corretas?

- A) Apenas I, III e IV.
- B) Apenas II, IV e V.
- C) Apenas I e III.
- D) Apenas II e V.
- E) Apenas IV.

Questão 30.

A reação representada abaixo possui uma constante de equilíbrio de 0,113 a 298 K, e, portanto, uma energia livre de Gibbs padrão de 5,40 kJ mol⁻¹.



Em um certo experimento também a 298 K, as pressões parciais iniciais são $P_{\text{NO}_2} = 0,122 \text{ atm}$ e $P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,453 \text{ atm}$. Considerando que os gases são ideais, calcule o ΔG para esse sistema e indique a direção em que a reação vai progredir para atingir o equilíbrio, a 298 K.

Dado: $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

- A) -3,06 kJ mol⁻¹, a reação tende para a direita.
- B) -2,15 kJ mol⁻¹, a reação tende para a direita.
- C) 2,15 kJ mol⁻¹, a reação tende para a esquerda.
- D) 3,06 kJ mol⁻¹, a reação tende para a direita.
- E) -4,15 kJ mol⁻¹, a reação tende para a esquerda.