
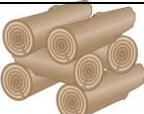
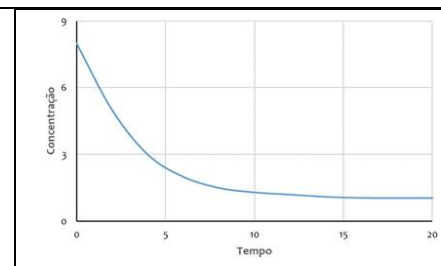


Exame de Química I – 2025

1.	<p>Numa reacção completa de combustão, foi consumido, em 5 minutos, 0,25 mol de metano, que foi transformado em CO₂ e H₂O. A velocidade da reacção foi:</p> <p>A. 0,8 mol/min B. 0,4 mol/min C. 0,05 mol/min D. 0,6 mol/min E. 0,3 mol/min</p> <p>Resolução A velocidade de uma reacção é determinada pela quantidade de reagente consumido ou produto formado por unidade de tempo. Neste problema, temos as seguintes informações:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Quantidade de metano consumido: 0,25 mol • Tempo decorrido: 5 minutos <p>Para calcular a velocidade da reacção, dividimos a quantidade de metano consumido pelo tempo:</p> $V = -\frac{\Delta[\text{reagente}]}{\Delta t} = \frac{0,25 \text{ mol}}{5 \text{ min}} = 0,05 \text{ mol/min}$ <p>Resposta C</p>
2.	<p>Considere as duas fogueiras, colocadas lado a lado, com o mesmo tipo e quantidade de lenha, apenas diferindo na arrumação da lenha como mostra a figura ao lado. A rapidez de consumo da lenha será:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>1</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>2</p> </div> </div> <p>A. Maior na fogueira 1, porque a superfície de contacto com o ar é maior B. Maior na fogueira 1, pois a lenha está mais compacta, o que reduz a evaporação dos componentes voláteis;</p> <p>C. Maior na fogueira 2, porque a superfície de contacto com ar é maior; D. Será igual nas duas fogueiras, já que a quantidade é a mesma e estão no mesmo ambiente;</p> <p>E. Maior na fogueira 2, porque a lenha está menos compacta, o que permite maior retenção de calor pela madeira.</p> <p>Resolução A imagem mostra duas fogueiras com a mesma quantidade e tipo de lenha, mas com arranjos diferentes:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Fogueira 1: Tem a lenha mais compacta. • Fogueira 2: Tem a lenha mais solta ou espalhada, permitindo mais espaço entre os pedaços. <p>Considerando como o arranjo afeta a queima:</p> <p>Superfície de contacto com o ar: Numa fogueira mais solta (como a fogueira 2), há mais superfície de contacto da lenha exposta ao ar (oxigénio). Quanto maior a superfície de contacto, mais rapidamente a reacção de combustão pode ocorrer.</p> <p>Fluxo de ar (oxigénio): um arranjo mais solto permite um melhor fluxo de ar através da lenha. Isso garante um suprimento constante de oxigénio para a combustão, que é essencial para manter o fogo e aumentar a sua intensidade. Numa fogueira compacta, o fluxo de ar é restrito, limitando o acesso do oxigénio à lenha e, conseqüentemente, diminuindo a taxa de queima.</p> <p>Com base na análise, a fogueira 2 terá uma rapidez de consumo da lenha maior.</p> <p>Resposta C</p>
3.	<p>Um palito de fósforo não acende, espontaneamente, enquanto estiver guardado, mas basta um ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor. Considerando-se essas observações, o que se pode afirmar em relação à reacção?</p> <p>A. É endotérmica e tem energia de activação maior que a energia fornecida pelo atrito. B. É endotérmica e tem energia de activação menor que a energia fornecida pelo atrito.</p> <p>C. É exotérmica e tem energia de activação maior que a energia fornecida pelo atrito. D. É exotérmica e tem energia de activação menor que a energia fornecida pelo atrito.</p> <p>E. Nenhuma das alternativas está correcta</p> <p>Resolução O cenário descrito é o de um palito de fósforo:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Não acende espontaneamente: Isso indica que a reacção de combustão não ocorre por si só em condições normais de armazenamento. Há uma barreira de energia que precisa ser superada. 2. Acende com um ligeiro atrito: O atrito com uma superfície áspera fornece a energia necessária para iniciar a reacção. Essa energia fornecida é a energia de ativação. 3. Emissão de luz e calor: A libertação de luz e calor é a característica de uma reacção exotérmica. <p>Relacionando com a Energia de Ativação Para que o palito de fósforo acenda, a energia fornecida pelo atrito deve ser suficiente para superar a energia de ativação da reacção de combustão.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Se a energia de ativação fosse menor que a energia fornecida pelo atrito, a reacção ocorreria facilmente, o que é consistente com o palito acender com um "ligeiro atrito". • Se a energia de ativação fosse maior do que a energia que o atrito pode fornecer, o fósforo não acenderia.

	Portanto, a reação é exotérmica (libera calor e luz) e a energia de ativação é superada pela energia fornecida pelo atrito. Resposta D
4.	<p>A reação $2A + B \rightarrow \text{Produtos}$ apresenta uma lei de velocidade expressa por $v = k[A]^2$. Se a concentração do reagente A for mantida constante e a de B for duplicada, a velocidade de reação fica multiplicada por um fator igual a:</p> <p>A. 0 B. 1 C. 2 D. 4 E. 8</p> <p>Resolução A lei de velocidade dada é $V = k[A]^2$. Essa expressão mostra que a velocidade da reação (v) depende da constante de velocidade (k) e da concentração do reagente [A] elevada ao quadrado. Repare que a concentração do reagente [B] não aparece na lei de velocidade. Isso significa que a velocidade da reação é independente da concentração de B. A reação é de ordem zero em relação a B. O problema afirma que:</p> <ul style="list-style-type: none"> • A concentração de A é mantida constante. • A concentração de B é duplicada. <p>Como a velocidade da reação não é afetada pela concentração de B (porque B não está na equação da lei de velocidade), duplicar [B] não terá efeito na velocidade da reação, desde que [A] permaneça constante. Se a velocidade inicial era $V_1 = [A]^2$, e depois de duplicar [B] (mantendo [A] constante) a velocidade continua sendo $V_2 = [A]^2$, então $V_2 = V_1$. Portanto, a velocidade da reação será multiplicada por um fator de 1, ou seja, permanecerá a mesma. A resposta correta é a B. 1.</p> <p>Resposta B</p>
5.	<p>Sobre o equilíbrio químico, afirma-se:</p> <p>I. O equilíbrio químico só pode ser atingido num sistema fechado (onde não há troca de matéria com o meio ambiente). II. Num equilíbrio químico, as propriedades macroscópicas do sistema (concentração, densidade, massa e cor) permanecem constantes. III. Num equilíbrio químico, as propriedades microscópicas do sistema (colisões entre as moléculas, formação de complexos ativados e transformações de umas substâncias em outras) permanecem em evolução, pois o equilíbrio é dinâmico.</p> <p>É (São) correcta(s) a(s) afirmação(ões):</p> <p>A. Somente I e II B. Somente I C. Somente I e III D. Somente II e III E. I, II e III</p> <p>Resolução Vamos analisar cada uma das afirmações sobre o equilíbrio químico:</p> <p>I. O equilíbrio químico só pode ser atingido num sistema fechado (onde não há troca de matéria com o meio ambiente). Esta afirmação está correta. Para que um equilíbrio químico se estabeleça e se mantenha, é crucial que o sistema esteja fechado. Se houver troca de matéria (reagentes ou produtos a entrar ou sair), as concentrações das substâncias estarão constantemente a mudar, impedindo que as velocidades das reações direta e inversa se igualem e se mantenham.</p> <p>II. Num equilíbrio químico, as propriedades macroscópicas do sistema (concentração, densidade, massa e cor) permanecem constantes. Esta afirmação está correta. No equilíbrio químico, embora as reações continuem a ocorrer a nível molecular, a composição global do sistema não muda. Isso significa que as propriedades que podemos observar e medir (macroscópicas), como a concentração de cada substância, a densidade da mistura, a massa total dos componentes e até mesmo a cor (se houver substâncias coloridas envolvidas), deixam de variar e permanecem constantes ao longo do tempo.</p> <p>III. Num equilíbrio químico, as propriedades microscópicas do sistema (colisões entre as moléculas, formação de complexos ativados e transformações de umas substâncias em outras) permanecem em evolução, pois o equilíbrio é dinâmico. Esta afirmação também está correta. O equilíbrio químico é um processo dinâmico, não estático. Isso significa que, a nível molecular (microscópico), as reações directa e inversa continuam a acontecer. As moléculas dos reagentes colidem e formam produtos, e as moléculas dos produtos colidem e reformam os reagentes. A taxa (velocidade) com que a reação direta ocorre é exatamente igual à taxa da reação inversa. Por isso, as transformações moleculares estão constantemente em "evolução", mesmo que o resultado líquido seja a ausência de mudança nas propriedades macroscópicas. Todas as três afirmações descrevem corretamente as características fundamentais do equilíbrio químico.</p> <p>Resposta E</p>
6.	<p>Óxidos de nitrogénio, NO_x, são substâncias de interesse ambiental, pois são responsáveis pela destruição de ozono na atmosfera, e, portanto, suas reações são amplamente estudadas. Numa experiência, conduzida em recipiente fechado, a concentração de NO_2 em função do tempo apresentou o seguinte comportamento (figura ao lado). O NO_2 na reação é:</p> <p>A. Catalisador B. Produto C. Intermediário D. Reagente E. Inerte</p>



Resolução

A questão apresenta um gráfico da concentração de NO_2 em função do tempo, numa reação conduzida num recipiente fechado, e pede para identificar o papel do NO_2 na reação.

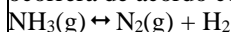
- Se a concentração de uma substância diminui ao longo do tempo numa reação, isso significa que essa substância está a ser consumida.
- Substâncias que são consumidas numa reação são chamadas de reagentes.
- Substâncias cuja concentração aumenta ao longo do tempo são chamadas de produtos.
- Um catalisador participa na reação, mas não é consumido (a sua concentração permanece constante ou é restabelecida no final).
- Um intermediário é formado e depois consumido durante a reação, aparecendo e desaparecendo ao longo do processo.

Considerando que o gráfico mostra uma diminuição na concentração de NO_2 ao longo do tempo, podemos concluir que o NO_2 está a ser consumido na reação. Portanto, o NO_2 atua como um reagente nesta reação.

Resposta D

7.

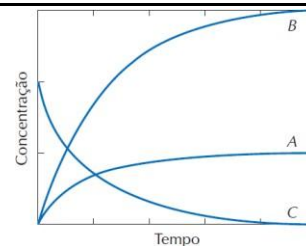
No início do século XX houve uma grande procura de compostos nitrogenados, por causa da 1ª Guerra Mundial. Haber desenvolveu o processo de produção de amoníaco a partir do nitrogénio do ar. Se o amoníaco for colocado num recipiente fechado, a sua decomposição ocorrerá de acordo com a reacção seguinte (não acertada):



As variações das concentrações com o tempo são mostradas na figura ao lado.

A partir da análise da figura, pode-se afirmar que as curvas A, B e C representam as variações das concentrações com o tempo dos seguintes componentes:

- A.** N_2 , H_2 e NH_3 **B.** H_2 , N_2 e NH_3 **C.** NH_3 , H_2 e N_2 **D.** NH_3 , N_2 , H_2 **E.** H_2 , NH_3 , H_2

**Resolução**

Para resolver esta questão, precisamos seguir alguns passos:

A equação balanceada é: $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

Na reação de decomposição:

- NH_3 é o **reagente** (a sua concentração diminuirá com o tempo).
- N_2 e H_2 são os **produtos** (as suas concentrações aumentarão com o tempo).
- **Curva C:** é a única curva que mostra uma diminuição na concentração ao longo do tempo. Portanto, a curva C representa o reagente, que é o NH_3 .
- **Curva A e Curva B:** ambas mostram um aumento na concentração ao longo do tempo. Portanto, estas curvas representam os produtos, N_2 e H_2 .

Distinguir entre os produtos (N_2 e H_2)

De acordo com a equação balanceada $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$:

- Para cada 1 mol de N_2 formado, 3 mols de H_2 são formados.
- Isso significa que a concentração de H_2 aumentará em uma proporção três vezes maior do que a concentração de N_2 .

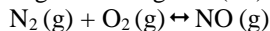
Observando as curvas A e B:

- A Curva B mostra um aumento de concentração muito mais significativo (atinge uma concentração final maior) do que a Curva A. Portanto, a Curva B representa o H_2 .
- A Curva A mostra um aumento de concentração menor em comparação com a Curva B. Portanto, a Curva A representa o N_2 .

Resposta A

8.

A altas temperaturas, nitrogénio (N_2) reage com oxigénio (O_2) produzindo NO , um poluente atmosférico, de acordo com a reacção (não acertada):



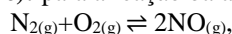
A 2000 K a constante de equilíbrio da reacção tem o valor de $4,0 \times 10^{-4}$. Se a esta temperatura as concentrações de N_2 e O_2 forem, respectivamente, $4,0 \times 10^{-3}$ e $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L, qual será a concentração de NO ?

- A.** $1,6 \times 10^{-9}$ mol/L **B.** $4,0 \times 10^{-9}$ mol/L **C.** $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L **D.** $4,0 \times 10^{-5}$ mol/L **E.** $1,6 \times 10^{-4}$ mol/L

Resolução

Para resolver este problema de equilíbrio químico, siga os seguintes passos:

Escrever a expressão da constante de equilíbrio (K_c): para a reação balanceada



$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \text{ então } [\text{NO}] = \sqrt{K_c[\text{N}_2][\text{O}_2]} = \sqrt{4,0 \times 10^{-4} \times 4,0 \times 10^{-3} \times 1,0 \times 10^{-3}} = 4 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Resposta D

9. Um recipiente fechado de 1 litro contendo inicialmente, à temperatura ambiente, 1 mol de I_2 e 1 mol de H_2 é aquecido a 300 °C. Com isso estabelece-se o equilíbrio $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2HI(g)$ cuja constante é igual a $1,0 \times 10^2$. Qual a concentração, em mol/L, de cada uma das espécies $H_2(g)$, $I_2(g)$ e $HI(g)$, nessas condições?

A. 0, 0, 2 B. 1, 1, 10 C. 1/6, 1/6, 5/3 D. 1/6, 1/6, 5/6 E. 1/11, 1/11, 10/11

Resolução

Para resolver este problema de equilíbrio químico, vamos seguir os seguintes passos:

Espécie	Início (mol/L)	Mudança (mol/L)	Equilíbrio (mol/L)
H_2	1	- x	1 - x
I_2	1	- x	1 - x
HI	0	+ 2x	2x

Para a reação dada temos

$$100 = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)} \text{ entao } 10 = \frac{2x}{1-x} \text{ e } x = \frac{5 \text{ mol}}{6 \text{ L}}$$

No equilíbrio

- $[H_2] = 1 - x = 1 - 5/6 = 1/6 \text{ mol/L}$
- $[I_2] = 1 - x = 1 - 5/6 = 1/6 \text{ mol/L}$
- $[HI] = 2x = 2 \times 5/6 = 5/3 \text{ mol/L}$

Resposta C

10. Utilizando um dispositivo constituído por dois eléctrodos conectados a uma lâmpada, testou-se o grau de condutibilidade eléctrica de volumes iguais de duas soluções aquosas, uma do ácido **HA** e outra do ácido **HB**. Os resultados foram os seguintes: Intensidade da luz da lâmpada: solução **HA** – luz intensa, Solução **HB** – luz fraca

De acordo com estes resultados pode-se afirmar que as soluções **HA** e **HB** são, respectivamente:

A. HCl 0,001 M e H_2SO_4 0,1 M B. CH_3COOH 0,1 M e H_2SO_4 0,1 M C. HCl 0,01 M e H_2SO_4 0,1 M.
D. HCl 0,1 M e CH_3COOH 0,1 M E. CH_3COOH 0,01 M e CH_3COOH 0,1 M

Resolução

Análise dos resultados do teste feito:

- Solução HA – luz intensa: Isso indica que a solução HA possui uma alta concentração de iões livres. Portanto, o ácido HA deve ser um ácido forte.
- Solução HB – luz fraca: Isso indica que a solução HB possui uma baixa concentração de iões livres. Portanto, o ácido HB deve ser um ácido fraco.

Avaliação das opções:

Agora vamos analisar as opções dadas, considerando os ácidos e suas forças:

- Ácidos comuns e suas forças:
 - ✓ HCl (Ácido Clorídrico): Ácido forte.
 - ✓ H_2SO_4 (Ácido Sulfúrico): ácido forte (considerado forte na primeira ionização e parcialmente na segunda, mas para fins de condutividade em comparação com um ácido fraco, ele se comporta como um forte).
 - ✓ CH_3COOH (Ácido Acético): Ácido fraco.

Examinando cada Resposta:

- A. HCl 0,001 M e H_2SO_4 0,1 M
 - ✓ HA = HCl (ácido forte) - OK para luz intensa.
 - ✓ HB = H_2SO_4 (ácido forte) - Não OK, pois deveria ser luz fraca (ácido fraco).
- B. CH_3COOH 0,1 M e H_2SO_4 0,1 M
 - ✓ HA = CH_3COOH (ácido fraco) - Não OK, deveria ser luz intensa (ácido forte).
 - ✓ HB = H_2SO_4 (ácido forte) - Não OK.
- C. HCl 0,01 M e H_2SO_4 0,1 M
 - ✓ HA = HCl (ácido forte) - OK para luz intensa.
 - ✓ HB = H_2SO_4 (ácido forte) - Não OK, pois deveria ser luz fraca (ácido fraco).
- D. HCl 0,1 M e CH_3COOH 0,1 M
 - ✓ HA = HCl (ácido forte) - OK para luz intensa.
 - ✓ HB = CH_3COOH (ácido fraco) - OK para luz fraca.
 - ✓ Ambas as concentrações são 0,1 M, o que é consistente com "volumes iguais de duas soluções aquosas", e as concentrações permitem uma comparação direta da força.
- E. CH_3COOH 0,01 M e CH_3COOH 0,1 M
 - ✓ HA = CH_3COOH (ácido fraco) - Não OK.
 - ✓ HB = CH_3COOH (ácido fraco) - Não OK.

Resposta D

11.	<p>Qual dos sais abaixo poderia diminuir o grau de ionização da base NH_4OH?</p> <p>A. CaCl_2 B. NaCl C. NaNO_3 D. NH_4Cl E. K_2SO_4</p> <p>Resolução Para responder a esta pergunta, precisamos aplicar o Princípio de Le Chatelier e o conceito de efeito do íon comum. A base em questão é NH_4OH, que é uma base fraca e se ioniza de acordo com o seguinte equilíbrio:</p> $\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ <p>O "grau de ionização" refere-se à extensão em que NH_4OH se decompõe em NH_4^+ e OH^-. Para diminuir o grau de ionização, precisamos deslocar o equilíbrio para a esquerda, ou seja, favorecer a formação de NH_4OH não ionizado. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, adicionar um produto a um sistema em equilíbrio deslocará o equilíbrio no sentido dos reagentes. Neste caso, adicionar NH_4^+ ou OH^- deslocaria o equilíbrio para a esquerda. Vamos analisar os sais nas opções:</p> <ul style="list-style-type: none"> • A. CaCl_2: ioniza-se em Ca^{2+} e 2Cl^-. Nenhum destes íões é comum ao equilíbrio de NH_4OH. • B. NaCl: Ioniza-se em Na^+ e Cl^-. Nenhum destes íões é comum ao equilíbrio de NH_4OH. • C. NaNO_3: Ioniza-se em Na^+ e NO_3^-. Nenhum destes íões é comum ao equilíbrio de NH_4OH. • D. NH_4Cl: ioniza-se em NH_4^+ e Cl^-. O íon NH_4^+ é comum ao equilíbrio da base NH_4OH. A adição de NH_4^+ irá deslocar o equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de OH^- e, conseqüentemente, o grau de ionização da base. • E. K_2SO_4: ioniza-se em 2K^+ e SO_4^{2-}. Nenhum destes íões é comum ao equilíbrio de NH_4OH. <p>Resposta D</p>
12.	<p>Na reação $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ verificou-se que, no equilíbrio, $[\text{H}_2\text{S}] = 0,8 \text{ mol/L}$ e $[\text{HS}^-] = 0,2 \text{ mol/L}$. O valor da constante de equilíbrio na temperatura em que a experiência foi realizada é $K = 1,0 \times 10^7$. Nas condições da experiência, qual é a concentração de íões H^+, $[\text{H}^+]$, em mol/L?</p> <p>A. $4,0 \times 10^{-7}$ B. $1,0 \times 10^{-8}$ C. $2,5 \times 10^8$ D. $2,5 \times 10^6$ E. $2,0 \times 10^7$</p> <p>Resolução Para resolver este problema, vamos usar a expressão da constante de equilíbrio (K) e os valores das concentrações fornecidos no equilíbrio. A reação dada, a expressão da constante de equilíbrio (K) para esta reação é definida como:</p> $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}$ <p>Então:</p> $1,0 \times 10^7 = \frac{0,8}{[\text{H}^+] \times 0,2}$ <p>Para calcular o valor final: $[\text{H}^+] = 4,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$</p> <p>Resposta A</p>
13.	<p>Dadas as soluções indicadas abaixo, indique aquela que apresenta o pH mais elevado</p> <p>A. H_2SO_4 1,0 M B. NaOH 0,1 M C. NaCl 2,0 M D. KOH 0,2 M E. HCl 1,0 M</p> <p>Resolução Para indicar a solução com o pH mais elevado, precisamos analisar cada uma das opções e determinar se a solução é ácida, básica ou neutra, e qual a sua concentração de íões H^+ ou OH^-. Vamos analisar cada Resposta:</p> <p>Comparando os valores de pH:</p> <ul style="list-style-type: none"> • A. H_2SO_4 1.0 M: $\text{pH} \approx 0$ • B. NaOH 0.1 M: $\text{pH} = 13$ • C. NaCl 2.0 M: $\text{pH} \approx 7$ • D. KOH 0.2 M: $\text{pH} = 13.30$ • E. HCl 1.0 M: $\text{pH} = 0$ <p>Entre as opções, a solução com o pH mais elevado é a KOH 0.2 M, com pH 13.30.</p> <p>Resposta D</p>
14.	<p>A concentração dos íões H_3O^+ no ovo fresco é de 0,00000001 M, o valor do pH da solução será:</p> <p>A. 3 B. 6 C. 7 D. 8 E. 14</p> <p>Resolução Para calcular o pH de uma solução, usamos a concentração de íões hidrônio (H_3O^+). A fórmula do pH é:</p> $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1 \times 10^{-8}) = 8$ <p>Resposta D</p>

15.	<p>O pH de uma solução obtida pela dissolução de 1 g de NaOH em água suficiente para produzir 250 mL de solução será: Considere massas atômicas (g): H – 1; O – 16; Na – 23; $\log 2 = 0,3$; $\log 2,5 = 0,4$; $\log 3 = 0,5$</p> <p>A. 1 B. 0,4 C. 13 D. 13,6 E. 13,5</p> <p>Resolução Para calcular o pH de uma solução de NaOH Massa Molar (M) de NaOH = 40 g/mol Número de moles (n) = Massa / Massa Molar = $1,0/40 = 0,025$ mol $C = n/v = 0,025/0,250 = 0,1$ mol/L Concentração de iões OH^-, como NaOH é uma base forte, o que significa que se dissocia completamente em água: $\text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ Portanto, a $[\text{OH}^-] = 0,1$ mol/L $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(10^{-1}) = 1$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13$</p> <p>Resposta C</p>
16.	<p>A 25 °C, adiciona-se 1,0 mL de uma solução aquosa 0,10 mol/L em HCl a 100 mL de uma solução aquosa 1,0 mol/L em HCl. Qual é o pH da mistura final?</p> <p>A. 0 B. 1 C. 2 D. 3 E. 4</p> <p>Resolução</p> <p>Para calcular o pH da mistura final, precisamos seguir os seguintes passos: Passo 1: calcular o número de moles de HCl em cada solução inicial. O HCl é um ácido forte, o que significa que ele se dissocia completamente em H^+ e Cl^-. $n = C \times V$</p> <ul style="list-style-type: none"> • Moles de HCl na Solução 1 (n_1): $n_1 = C_1 \times V_1 = 0,10 \text{ mol/L} \times 0,001 \text{ L} = 0,0001 \text{ mol}$ • Moles de HCl na Solução 2 (n_2): $n_2 = C_2 \times V_2 = 1,0 \text{ mol/L} \times 0,100 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$ <p>Passo 2: calcular o volume total da mistura. Volume total (V_{total}) = $V_1 + V_2$ $V_{\text{total}} = (0,001 \text{ L} + 0,100 \text{ L}) = 0,101 \text{ L}$</p> <p>Passo 3: Calcular a concentração final de HCl (e, portanto, de H^+) na mistura. Número total de moles de HCl (n_{total}) = $n_1 + n_2$ $n_{\text{total}} = 0,0001 \text{ mol} + 0,1 \text{ mol} = 0,1001 \text{ mol}$ Concentração final de HCl (C_{final}) = $n_{\text{total}}/V_{\text{total}}$ $C_{\text{final}} = 0,101 \text{ L} / 0,1001 \text{ mol} = 0,991 \text{ mol/L}$ Como HCl é um ácido forte, $[\text{H}^+] = C_{\text{final}}$. $[\text{H}^+] = 0,991 \approx 1,00 \text{ mol/L}$</p> <p>Passo 4: Calcular o pH da mistura final. $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,0) = 0$</p> <p>Resposta A</p>
17.	<p>Carbonato de sódio (Na_2CO_3), quando dissolvido em água, origina solução básica. Isso porque o anião do sal interage com iões H^+ (aq) da água origina a espécie seguinte (escolhe a alternativa correcta):</p> <p>A. Base fraca B. Ácido fraco C. Sal ácido insolúvel D. Sal básico insolúvel E. Gás de carácter ácido</p> <p>Resolução</p> <p>A pergunta descreve que o carbonato de sódio (Na_2CO_3), quando dissolvido em água, origina uma solução básica. Isso ocorre porque o anião do sal interage com os iões H^+(aq) da água. A pergunta pede para identificar a espécie que é originada dessa interação.</p> <p>Vamos analisar a hidrólise do carbonato de sódio. $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{s})} \rightarrow 2\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$</p> <p>O anião interage com H^+(aq) e "origina a espécie seguinte". O produto principal dessa interação que leva à basicidade da solução é a formação de um ácido fraco (ácido carbónico, H_2CO_3, que pode existir como HCO_3^- e depois como H_2CO_3). A formação de um ácido fraco (e, conseqüentemente, o consumo de H^+ da água, levando ao aumento de OH^-) é o que explica o carácter básico da solução.</p> <p>Portanto, a espécie resultante da interação do anião carbonato com os iões H^+ da água é um Ácido fraco (H_2CO_3 ou HCO_3^-).</p> <p>Resposta B</p>

18.	<p>Qual o carácter das soluções resultantes da hidrólise dos sais NaCl (sal de cozinha), NaHCO₃ (usado como fermento) e NH₄NO₃ (usado na fabricação de fertilizantes), respectivamente?</p> <p>A. básico, ácido, neutro B. básico, neutro, básico C. ácido, neutro, básico D. neutro, básico, ácido E. neutro, ácido, ácido</p> <p>Resolução Princípios da Hidrólise de Sais:</p> <ul style="list-style-type: none"> • NaCl, sal de base forte e ácido forte: Não hidrolisa. Solução neutra (pH ≈ 7). • NaHCO₃, sal de base forte e ácido fraco: O anião hidrolisa. Solução básica (pH > 7). • NH₄NO₃, sal de base fraca e ácido forte: O catião hidrolisa. Solução ácida (pH < 7). <p>Resposta D</p>
19.	<p>A solubilidade do cloreto de chumbo (II) em água é 2×10^{-2} mol/L a 25 °C. O Kps nessa temperatura será aproximadamente igual a:</p> <p>A. $4 \times 10^{-4} \text{ M}^3$ B. $1,6 \times 10^{-3} \text{ M}^3$ C. $2,0 \times 10^{-2} \text{ M}^3$ D. $3,2 \times 10^{-4} \text{ M}^3$ E. $3,2 \times 10^{-5} \text{ M}^3$</p> <p>Resolução Para calcular o produto de solubilidade (Kps) do cloreto de chumbo (II) (PbCl₂), siga os seguintes passos:</p> <p>$\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^{-}(\text{aq})$</p> <p>A solubilidade molar (s) de PbCl₂ é dada como 2×10^{-2} mol/L. De acordo com a estequiometria da reação: A cada mol de PbCl₂ que se dissolve, forma-se 1 mol de Pb²⁺ e 2 mols de Cl⁻.</p> <p>Portanto, no equilíbrio, as concentrações dos iões serão: $[\text{Pb}^{2+}] = s = 2 \times 10^{-2}$ mol/L $[\text{Cl}^{-}] = 2s = 2 \times (2 \times 10^{-2})$ mol/L = 4×10^{-2} mol/L</p> <p>$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^2$ $K_{ps} = (2 \times 10^{-2}) \times (4 \times 10^{-2})^2 = 3,2 \times 10^{-5} \text{ M}^3$</p> <p>Resposta E</p>
20.	<p>Um sal MA, de massa molar 125 g/mol, pouco solúvel em água, tem $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-9}$. A massa em gramas desse sal, dissolvida em 800,0 mL, é igual a:</p> <p>A. $3,0 \times 10^{-3}$ g B. $5,0 \times 10^{-3}$ g C. $4,0 \times 10^{-5}$ g D. $3,0 \times 10^{-4}$ g E. $4,0 \times 10^{-3}$ g</p> <p>Resolução Para resolver este problema, precisamos calcular a solubilidade molar do sal MA a partir do seu Kps, e então usar essa solubilidade para determinar a massa do sal que pode ser dissolvida no volume de água fornecido.</p> <p>O sal MA, sendo pouco solúvel, dissolve-se em iões M⁺ e A⁻: $\text{MA}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{M}^{+}(\text{aq}) + \text{A}^{-}(\text{aq})$</p> <p>A expressão do produto de solubilidade (Kps) para este sal é: $K_{ps} = [\text{M}^{+}][\text{A}^{-}]$ $K_{ps} = (s)(s) = s^2$ $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-9} = s^2$ Logo, $s = 4,0 \times 10^{-5}$ mol/L</p> <p>Esta é a solubilidade molar do sal MA.</p> <p>Calcular o número de moles de MA dissolvidas no volume fornecido: O volume de água é 800,0 mL, que deve ser convertido para litros: Volume = 800,0 mL = 0,800 L</p> <p>O número de moles (n) dissolvidas é dado por: $n = \text{solubilidade molar} \times \text{volume}$ $n = (4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}) \times (0,800 \text{ L}) = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$</p> <p>Calcular a massa de MA dissolvida: A massa molar de MA é 125 g/mol. A massa (m) é calculada por: $m = n \times \text{Massa Molar}$ $m = (3,2 \times 10^{-5} \text{ mol}) \times (125 \text{ g/mol}) = 4,0 \times 10^{-3} \text{ g}$</p> <p>Resposta E</p>

21.	<p>O número de oxidação do átomo de nitrogénio nos compostos: N_2O_5; NO; HNO_3 e $NaNO_2$ é, respectivamente:</p> <p>A. +5; +1; +3; +2 B. +5; +2; +5; +3 C. +1; +2; +3; +4 D. +2; +1; +1; +1 E. +5; +2; +4; +3</p> <p>Resolução</p> <p>Para determinar o número de oxidação (Nox) do nitrogénio em cada composto, vamos seguir as regras gerais para atribuição de Nox:</p> <p>1. N_2O_5</p> <ul style="list-style-type: none"> • $2 \times \text{Nox}(N) + 5 \times \text{Nox}(O) = 0$ • $2 \times \text{Nox}(N) + 5 \times (-2) = 0$ • $2 \times \text{Nox}(N) - 10 = 0$ • $\text{Nox}(N) = +5$ <p>2. NO</p> <ul style="list-style-type: none"> • $\text{Nox}(N) + \text{Nox}(O) = 0$ • $\text{Nox}(N) + (-2) = 0$ • $\text{Nox}(N) = +2$ <p>3. HNO_3</p> <ul style="list-style-type: none"> • $\text{Nox}(H) + \text{Nox}(N) + 3 \times \text{Nox}(O) = 0$ • $+1 + \text{Nox}(N) + 3 \times (-2) = 0$ • $+1 + \text{Nox}(N) - 6 = 0$ • $\text{Nox}(N) - 5 = 0$ • $\text{Nox}(N) = +5$ <p>4. $NaNO_2$</p> <ul style="list-style-type: none"> • $\text{Nox}(Na) + \text{Nox}(N) + 2 \times \text{Nox}(O) = 0$ • $+1 + \text{Nox}(N) + 2 \times (-2) = 0$ • $+1 + \text{Nox}(N) - 4 = 0$ • $\text{Nox}(N) - 3 = 0$ • $\text{Nox}(N) = +3$ <p>Resposta B</p>
22.	<p>Em contacto com ar húmido, um telhado de cobre é lentamente coberto por uma camada verde de $CuCO_3$, formado pela sequência de reacções representadas pelas equações a seguir:</p> <p>$2Cu(s) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 2Cu(OH)_2(s)$ (equação 1) $Cu(OH)_2(s) + CO_2(g) \rightarrow CuCO_3(s) + H_2O(l)$ (equação 2)</p> <p>Com relação ao processo global que ocorre, pode-se afirmar:</p> <p>A. Apenas a reacção 2 é de oxidação-redução B. Apenas a reacção 1 é de oxidação-redução</p> <p>C. As duas reacções são de oxidação-redução D. $Cu(s)$ é o agente oxidante da reacção 1</p> <p>E. Nenhuma das reacções são de oxidação – redução</p> <p>Resolução</p> <p>Para determinar qual(is) das reacções são de oxidação-redução (redox), precisamos calcular os números de oxidação (Nox) dos elementos envolvidos em cada equação. Uma reacção é de oxidação-redução se houver mudança no Nox de pelo menos um elemento.</p> <p>Equação 1:</p> <p>$Cu(s) = 0$; $O_2(g) = 0$; H: +1 e O: -2</p> <p>$Cu(OH)_2(s)$: O é -2 e H é +1. Para balancear a carga do composto neutro, $Cu + 2 \times (-1) = 0 \Rightarrow Cu = +2$. Então, Nox de Cu = +2.</p> <p>Cu passa de 0 para +2 (oxidação).</p> <p>O (do O_2) passa de 0 para -2 (no $Cu(OH)_2$). Isso mostra que o O_2 é reduzido.</p> <p>Houve alteração nos números de oxidação do Cu e do O. Portanto, a reacção 1 é de oxidação-redução.</p> <p>Equação 2:</p> <p>Cu: +2; O: -2 e H: +1</p> <p>$CO_2(g)$: O: -2. Para balancear a carga do composto neutro: $C + 2 \times (-2) = 0 \Rightarrow C - 4 = 0 \Rightarrow C = +4$. Nox de C = +4.</p> <p>$CuCO_3(s)$: Cu é +2 e C é +4</p> <p>Não houve alteração nos números de oxidação de nenhum elemento. Portanto, a reacção 2 não é de oxidação-redução.</p> <ul style="list-style-type: none"> • A reacção 1 é de oxidação-redução. • A reacção 2 não é de oxidação-redução. <p>Resposta B.</p>

23.	<p>Escolha a alternativa que apresenta a equação da reacção em que o átomo de enxofre sofreu oxidação.</p> <p>A. $3\text{Na}_2\text{S}(s) + 2\text{FeCl}_3(s) \rightarrow 6\text{NaCl}(s) + \text{Fe}_2\text{S}_3(s)$ B. $\text{H}_2(g) + \text{S}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(g)$ C. $2\text{ZnS}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{ZnO}(s) + 2\text{SO}_2(g)$ D. $\text{SO}_3(g) + \text{Na}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(s)$ E. $2\text{HCl}(g) + \text{FeS}(s) \rightarrow \text{FeCl}_2(s) + \text{H}_2\text{S}(g)$</p> <p>Resolução Analisando o Nox de enxofre em cada Resposta: A. Não muda (de -2 para -2). Não há oxidação. B. Diminui (de 0 para -2). Houve redução do enxofre. C. Aumenta (de -2 para +4). Houve oxidação do enxofre. D. Não muda (de +6 para +6). Não há oxidação nem redução. E. Não muda (de -2 para -2). Não há oxidação.</p> <p>Resposta C</p>
24.	<p>Analisar as seguintes reacções:</p> <p>I. $2\text{HCl} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ II. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}_2$ III. $\text{Zn} + 2\text{MnO}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{Mn}_2\text{O}_3$</p> <p>Os agentes oxidantes das reacções I, II e III são, respectivamente</p> <p>A. $\text{HNO}_3; \text{H}_2\text{O}_2; \text{Zn}$ B. $\text{HNO}_3; \text{Cl}_2; \text{MnO}_2$ C. $\text{HNO}_3; \text{H}_2\text{O}_2; \text{MnO}_2$ D. $\text{HCl}; \text{Cl}_2; \text{Zn}$ E. $\text{HCl}; \text{H}_2\text{O}_2; \text{MnO}_2$</p> <p>Resolução Reacção I: Cl: de -1 (em HCl) para 0 (em Cl_2). Nox aumentou (oxidação). HCl é o agente redutor. N: de +5 (em HNO_3) para +4 (em NO_2). Nox diminuiu (redução). HNO_3 é o agente oxidante. Agente oxidante na Reacção I: HNO_3</p> <p>Reacção II: Cl: de 0 (em Cl_2) para -1 (em HCl). Nox diminuiu (redução). Cl_2 é o agente oxidante. O: de -1 (em H_2O_2) para 0 (em O_2). Nox aumentou (oxidação). H_2O_2 é o agente redutor. Agente oxidante na Reacção II: Cl_2</p> <p>Reacção III: Zn: de 0 (em Zn) para +2 (em ZnO). Nox aumentou (oxidação). Zn é o agente redutor. Mn: de +4 (em MnO_2) para +3 (em Mn_2O_3). Nox diminuiu (redução). MnO_2 é o agente oxidante. Agente oxidante na Reacção III: MnO_2 A sequência é $\text{HNO}_3; \text{Cl}_2; \text{MnO}_2$.</p> <p>Resposta B</p>
25.	<p>Dada a seguinte equação de redox $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas, após o balanceamento da equação, é:</p> <p>A. 18 B. 12 C. 14 D. 24 E. 9</p> <p>Resolução Para balancear a equação redox pelo método do número de oxidação ou ião-eletrão, siga os passos abaixo:</p> <ol style="list-style-type: none"> Atribuir os números de oxidação (Nox) para cada elemento: H_2S: H: +1 e S: $2(+1) + \text{S} = 0 \Rightarrow \text{S} = -2$; Br_2: 0; H_2O: H: +1 e O: -2; H_2SO_4: H: +1, O: -2 e S: $2(+1) + \text{S} + 4(-2) = 0 \Rightarrow 2 + \text{S} - 8 = 0 \Rightarrow \text{S} = +6$; HBr: H: +1 e Br: $+1 + \text{Br} = 0 \Rightarrow \text{Br} = -1$ Identificar os elementos que sofrem alteração no Nox: <ul style="list-style-type: none"> Enxofre (S): De -2 (em H_2S) para +6 (em H_2SO_4). Aumento de 8 unidades. Sofreu oxidação. Bromo (Br): De 0 (em Br_2) para -1 (em HBr). Diminuição de 1 unidade por átomo de Br. Sofreu redução. Escrever as semi-reacções de oxidação e redução e balancear os electrões: <ul style="list-style-type: none"> Semi-reacção de oxidação (S): $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+6} + 8\text{e}^-$ (libera 8 electrões) Semi-reacção de redução (Br): $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^{-1}$ (cada átomo de Br ganha 1 elétron, e temos Br_2, então 2 átomos ganham 2 electrões no total) Igualar o número de electrões perdidos e ganhos: Para que o número de electrões seja o mesmo em ambas as semi-reacções (8 electrões), precisamos multiplicar a semi-reacção de redução por 4: <ul style="list-style-type: none"> Oxidação: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+6} + 8\text{e}^-$ Redução: $4\text{Br}_2 + 8\text{e}^- \rightarrow 8\text{Br}^{-1}$ Transferir os coeficientes para a equação original: <ul style="list-style-type: none"> Para H_2S (fonte de S^{2-}): coeficiente 1 (implícito) Para Br_2 (fonte de Br_2): coeficiente 4 Para H_2SO_4 (fonte de S^{+6}): coeficiente 1 (implícito) Para HBr (fonte de Br^{-1}): coeficiente 8 A equação fica parcialmente balanceada: $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HBr}$ Balancear os demais átomos (O e H) por tentativa e erro (ou pelo método do íon-elétron completo): <ul style="list-style-type: none"> Oxigênio (O): Lado direito: H_2SO_4 tem 4 átomos de O.

28.	<p>O insecticida paratião tem a seguinte fórmula molecular $C_{10}H_{14}O_5NSP$. Em 1 mol de paratião teremos, a massa de paratião, massa de O, massa de H, massa de N, serão respectivamente (escolha a alternativa correcta): Massas atómicas em gramas: H – 1; C – 12; O – 16; N – 14; S – 32; P – 31</p> <p>A. 291 – 160 – 28 – 28 B. 291 – 80 – 14 – 14 C. 385 – 160 – 28 – 28 D. 385 – 80 – 14 – 14 E. 291 – 80 – 14 – 7</p> <p>Resolução</p> <p>Para determinar as massas solicitadas em 1 mol de paratião ($C_{10}H_{14}O_5NSP$), precisamos calcular a massa molar do composto e as massas de cada elemento especificado.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Massa de Paratião (Massa Molar) = $(10 \times C) + (14 \times H) + (5 \times O) + (1 \times N) + (1 \times S) + (1 \times P) = (10 \times 12) + (14 \times 1) + (5 \times 16) + (1 \times 14) + (1 \times 32) + (1 \times 31) = 291$ g/mol <p>Portanto, em 1 mol de paratião, a massa de paratião é 291 g.</p> <ol style="list-style-type: none"> 2. Massa de Oxigénio (O) = 5×16 g/mol = 80 g 3. Massa de Hidrogénio (H) = 14×1 g/mol = 14 g 4. Massa de Nitrogénio (N) = 1×14 g/mol = 14 g <p>Resposta B</p>
29.	<p>Colesterol, tem a fórmula molecular $C_{27}H_{46}O$, a percentagem de hidrogénio neste composto será (massas atómicas em gramas: H – 1; C – 12; O – 16):</p> <p>A. 46% B. 12% C. 23% D. 1% E. 6%</p> <p>Resolução</p> <p>Para calcular a percentagem de hidrogénio no colesterol ($C_{27}H_{46}O$), siga os seguintes passos:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Massa Molar total do $C_{27}H_{46}O = 324 + 46 + 16 = 386$ g/mol 2. Calcular a massa total de hidrogénio em uma mol de colesterol: Como visto no passo 1, a massa de hidrogénio em 1 mol de colesterol é 46 g. 3. Calcular a percentagem de hidrogénio: $\%H = \frac{46}{386} \times 100\% = 11.92\% = 12\%$ <p>Resposta B</p>
30.	<p>Na estrutura as ligações apresentadas pelos algarismos (1), (2) e (3) são, respectivamente:</p> <div style="text-align: right; margin-right: 100px;"> </div> <p>A. Tripla, dupla, dupla B. Tripla, simples, dupla C. Dupla, simples, dupla D. Dupla, dupla, simples E. Dupla, simples, tripla</p> <p>Resolução</p> <p>Na estrutura fornecida, precisamos identificar o tipo de ligação para os algarismos (1), (2) e (3), respectivamente. Para que cada carbono tenha as 4 ligações a que se permite, 1 deve ter uma ligação dupla, 2 ligação simples e 3 ligação dupla</p> <p>Resposta C</p>
31.	<p>Para o composto com a fórmula mostrada ao lado, quantos carbonos primários, secundários, terciários e quaternários estão presentes nela, respectivamente:</p> <div style="text-align: right; margin-right: 100px;"> </div> <p>A. 7, 3, 3, 4 B. 5, 1, 3, 3 C. 7, 4, 1, 1 D. 5, 5, 2, 1 E. 7, 3, 1, 2</p> <p>Resolução</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Carbonos Primários (1°): São carbonos ligados a apenas um outro átomo de carbono (7). 2. Carbonos Secundários (2°): São carbonos ligados a dois outros átomos de carbono (4). 3. Carbonos Terciários (3°): São carbonos ligados a três outros átomos de carbono (1). 4. Carbonos Quaternários (4°): São carbonos ligados a quatro outros átomos de carbono (1). <p>Resposta C</p>
32.	<p>O mirceno, responsável pelo sabor azedo da cerveja, apresenta a estrutura que é mostrada ao lado. De acordo com esta estrutura, pode se afirmar que a cadeia é (selecione a alternativa correcta):</p> <p>A. Acíclica, heterogénea, insaturada B. Cíclica, homogénea, insaturada C. Acíclica, homogénea, insaturada D. Aberta, homogénea, insaturada E. Aberta, heterogénea, saturada</p> <p>Vamos analisar a questão e a estrutura do Mirceno para classificá-la corretamente.</p>

- Quanto à forma da cadeia: A cadeia não forma um anel fechado. Portanto, é uma cadeia Acíclica (ou Aberta).
- Quanto à presença de heteroátomos na cadeia principal: A cadeia principal é composta apenas por átomos de carbono. Não há átomos como Oxigênio (O), Nitrogênio (N), Enxofre (S), etc., dentro da cadeia carbônica principal, portanto, a cadeia é Homogênea.
- Quanto ao tipo de ligação: A estrutura apresenta ligações duplas, portanto, a cadeia é Insaturada. (Cadeias saturadas contêm apenas ligações simples C-C).

Combinando essas classificações, a cadeia do mirceno é: Acíclica (ou Aberta), Homogênea, Insaturada.

Há duas opções que parecem corretas (C e D) porque "Acíclica" e "Aberta" são termos sinônimos. Geralmente, em questões de múltipla escolha, espera-se apenas uma resposta. No entanto, se ambas são sinônimas e a classificação restante (homogênea, insaturada) está correta, então ambas seriam tecnicamente corretas. Em um cenário real de prova, escolheria qualquer uma delas, mas se for forçado a escolher uma, procuraria por nuances.

No entanto, o termo "Acíclica" é mais formalmente usado em química orgânica para descrever cadeias que não são anéis, enquanto "Aberta" é mais descritivo. Ambas são válidas.

Considerando que "Acíclica" e "Aberta" são sinônimos e o restante da classificação é "homogênea" e "insaturada", tanto C quanto D estão corretas. Sem mais contexto ou critério de desempate, C e D são equivalentes e corretas.

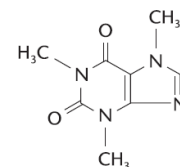
No entanto, em um contexto de questão de múltipla escolha, geralmente há apenas uma resposta correta. Se a questão for de uma fonte específica, pode haver preferência por um termo. Mas quimicamente, são o mesmo. Vou considerar que elas são alternativas e que a pergunta busca a melhor descrição. Ambas C e D fornecem a mesma classificação.

Vamos escolher a Resposta C como a resposta, pois muitas vezes "Acíclica" é o termo preferido em livros didáticos.

Resposta C

33. A cafeína é um estimulante que é encontrado no café e chá, entre outras bebidas. Ela apresenta a fórmula que é mostrada ao lado. A sua fórmula molecular será:

- A. $C_6H_{10}N_4O_2$ B. $C_5H_9N_4$ C. $C_3H_9N_4O_2$
 D. $C_8H_9N_4O_2$ E. $C_8H_{10}N_4$



Resolução

Combinando as contagens, a fórmula molecular da cafeína é $C_8H_{10}N_4O_2$.

Resposta E

34. Um determinado composto orgânico possui 60% de C, 6% de H, 14% de N e 20% de O, em massa. Quantos átomos de carbono e nitrogênio existirão em 1,00 g deste composto? (Considere: $N_{Av} = 6 \times 10^{23}$; C – 12 g/mol; N – 14 g/mol)
- A. 5×10^{23} e 1×10^{23} B. 3×10^{23} e 1×10^{23} C. 3×10^{22} e 1×10^{22}
 D. 3×10^{22} e 6×10^{21} E. 5×10^{22} e 6×10^{23}

Para resolver este problema, precisamos calcular o número de átomos de carbono e nitrogênio em 1,00 g do composto, dadas as porcentagens em massa e as massas molares.

Passo 1:

- Massa de Carbono (C) = 60% de 1,00 g = $0,60 \times 1,00 = 0,60$ g
- Massa de Nitrogênio (N) = 14% de 1,00 g = $0,14 \times 1,00 = 0,14$ g

Passo 2: Calcular o número de mols de Carbono e Nitrogênio.

- Número de mols de Carbono (nC) = $0,60 \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 0,05 \text{ mol}$
- Número de mols de Nitrogênio (nN) = $0,14 \text{ g} / 14 \text{ g/mol} = 0,01 \text{ mol}$

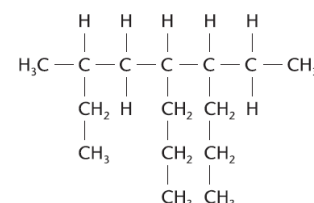
Passo 3: Calcular o número de átomos de Carbono e Nitrogênio.

- Número de átomos de Carbono (Nat,C) = $0,05 \text{ mol} \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = (5 \times 10^{-2}) \times (6 \times 10^{23}) = 3 \times 10^{22}$ átomos
- Número de átomos de Nitrogênio (Nat,N) = $0,01 \text{ mol} \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = (1 \times 10^{-2}) \times (6 \times 10^{23}) = 6 \times 10^{21}$ átomos

Resposta D

35. De acordo com a IUPAC o nome correcto para o composto apresentado pela estrutura a seguir será:

- A. 6-etil-5-propil-3-metiloctano B. 3-metil-5-propil-6-etiloctano
 C. 3-metil-6-etil-5-propilnonano D. 4-etil-7-metil-5-propilnonano
 E. 7-etil-7-metil-6-etilnonano



	<p>Resolução</p> <p>Resposta C</p>
36.	<p>O gás natural proveniente de Temane, em Inhambane, é essencialmente constituído por gás metano (CH₄). Se uma determinada residência estiver a consumir 33 m³ de volume, medido nas condições normais de pressão e temperatura (volume molar 22 L), qual será a massa do gás consumido? (Massas atómicas: H – 1; C – 12 g/mol)</p> <p>A. 1,5 × 103 kg B. 33 kg C. 16 × 103 kg D. 24 kg E. 22 kg</p> <p>Resolução</p> <p>Passo 1: Converter o volume de m³ para Litros (L). Sabemos que 1 m³ = 1000 L. Volume em Litros = 33 m³ × 1000 L/m³ = 33000 L.</p> <p>Passo 2: Calcular o número de mols de CH₄. Usamos a relação do volume molar: Número de mols = Volume / Volume molar = 33000 L / 22 L/mol = 1500 mol.</p> <p>Passo 3: Massa Molar (M) de CH₄ = 12 + 4 = 16 g/mol.</p> <p>Passo 4: Calcular a massa de CH₄ consumido. Massa (m) = Número de mols (n) × Massa Molar (M) = 1500 mol × 16 g/mol = 24000 g.</p> <p>Passo 5: Converter a massa de gramas (g) para quilogramas (kg). Sabemos que 1 kg = 1000 g. Massa em kg = 24000 g / 1000 g/kg = 24 kg.</p> <p>Resposta D</p>
37.	<p>O gás engarrafado de uso doméstico é uma mistura de:</p> <p>A. CH₄ a C₂H₆ B. C₃H₁₂ a C₇H₁₆ C. C₁₂H₂₆ a C₁₅H₃₂ D. C₆H₁₄ a C₁₂H₂₆ E. C₃H₈ a C₄H₁₀</p> <p>Resolução</p> <p>O gás engarrafado de uso doméstico, também conhecido como Gás Liquefeito de Petróleo (GLP), é uma mistura de hidrocarbonetos leves. Os componentes principais do GLP são o propano (C₃H₈) e o butano (C₄H₁₀).</p> <p>Resposta E</p>
38.	<p>Passa para a pergunta seguinte</p>
39.	<p>Para evitar que a “cola do sapato” seja utilizada como droga que, associada à presença de tolueno (metil benzeno), uma substância cancerígena, foi sugerido que fosse adicionado o formol, solução aquosa a 40% de metanal. Este último (metanal) apresenta um cheiro forte e irritante, que supostamente inibiria a inalação do produto. O tolueno e metanal apresentam, respectivamente, as seguintes fórmulas moleculares:</p> <p>A. C₇H₁₀ e CH₃O B. C₇H₈ e CH₂O C. C₇H₈ e CH₃O D. C₇H₁₀ e CH₂O E. C₈H₁₀ e CH₃O</p> <p>Resolução</p> <p>O gás engarrafado de uso doméstico, também conhecido como Gás Liquefeito de Petróleo (GLP), é uma mistura de hidrocarbonetos leves. Os componentes principais do GLP são o propano (C₃H₈) e o butano (C₄H₁₀).</p> <p>Resposta E</p>
40.	<p>Para a fórmula molecular C₃H₆O três estudantes indicaram três propostas de nome:</p> <p>Estudante A: propanol Estudante B: propanona Estudante C: propanal</p> <p>Pode se considerar certa a resposta dada pelo estudante:</p> <p>A. A B. B C. C D. A e B E. B e C</p> <p>Resolução</p> <p>Propanona (Cetona) ou propanal (Aldeído)</p> <p>Resposta E</p>