

ELITE
PRÉ-VESTIBULAR
c a m p i n a s

ELITE RESOLVE

IME 2008

QUÍMICA

www.elitecampinas.com.br

(19) 3251 1012

QUÍMICA

QUESTÃO 1

A configuração eletrônica de um átomo ${}^A_Z X$ é $[X]$. Determine:

a) os valores de Z e de n , para que a configuração eletrônica $[X]$

$ns^2 (n-1) d^{10} np^{(n+1)}$ represente um elemento químico da família dos halogênios; e

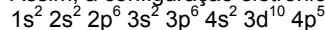
b) o elemento químico representado por X .

Resolução

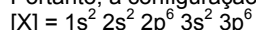
a) Os halogênios são os elementos químicos da família 7A (grupo 17), que apresentam sete elétrons na camada de valência. Pela configuração apresentada, a camada de valência é n . Como dois dos elétrons dessa camada de valência estão no subnível s (ns^2), os cinco elétrons restantes devem estar no subnível p (np^5).

Logo: $n + 1 = 5$, ou seja, $n = 4$

Assim, a configuração eletrônica apresentada é:



Portanto, a configuração eletrônica de X é:



O número atômico de X é, portanto, $Z = 18$

b) De acordo com a configuração eletrônica de X , ele possui oito elétrons na camada de valência, sendo, portanto um gás nobre, do nível 3. Logo, trata-se do argônio (Ar).

QUESTÃO 2

Para cada molécula abaixo:

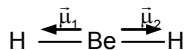
- 1) BeH_2
- 2) BCl_3
- 3) ácido fluorídrico
- 4) H_2S
- 5) pentacloreto de antimônio

a) desenhe a fórmula estrutural, indicando a direção e o sentido dos vetores momento dipolar correspondentes a cada ligação química; e
b) responda se a molécula é polar ou apolar, justificando.

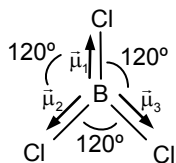
Resolução

a) Sendo $\vec{\mu}_i$ os vetores momento dipolar, temos:

1) BeH_2



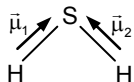
2) BCl_3



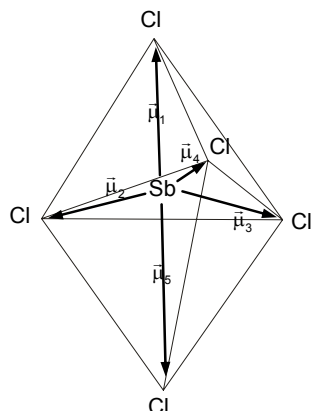
3) ácido fluorídrico



4) H_2S



5) pentacloreto de antimônio



b) As moléculas que possuem $\sum \vec{\mu}_i = \vec{0}$ são apolares enquanto as que possuem $\sum \vec{\mu}_i \neq \vec{0}$ são polares, portanto:

1) BeH_2 : Be apresenta hibridização sp . Molécula linear e **apolar**, pois os momentos de dipolo das ligações apresentam mesma magnitude, porém sentidos contrários ($\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{0}$)

2) BCl_3 : B apresenta hibridização sp^2 . Molécula trigonal plana e **apolar**, pois os momentos de dipolo das ligações apresentam mesma magnitude e têm soma vetorial nula devido ao ângulo de 120° entre as ligações ($\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 = \vec{0}$)

3) HF : Molécula linear e **polar** pois o momento de dipolo da única ligação não é nulo ($\vec{\mu}_1 \neq \vec{0}$)

4) H_2S : Molécula angular e **polar** pois os momentos de dipolo das ligações são diferentes de zero e a soma vetorial provoca momento resultante não nulo, devido ao ângulo entre os momentos de dipolo não ser 180° ($\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 \neq \vec{0}$)

5) $SbCl_5$: Molécula **apolar** em formato de bipirâmide trigonal. Momentos de dipolo das ligações axiais se anulam ($\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_5 = \vec{0}$), bem como os momentos de dipolo das ligações no plano equatorial ($\vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 = \vec{0}$).

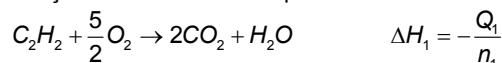
QUESTÃO 3

Nas combustões completas de x gramas de acetileno e de y gramas de benzeno são liberadas, respectivamente, Q_1 kcal e Q_2 kcal. Determine o calor liberado, em kcal, na formação de z gramas de benzeno a partir do acetileno.

Resolução

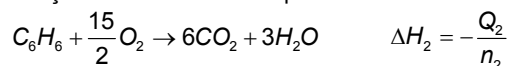
Vamos assumir que Q_1 e Q_2 foram dados em módulo, ou seja, que os valores informados sejam positivos. Assim, para indicar que se trata de calores liberados, devemos acrescentar um sinal negativo, de modo a calcular a entalpia de cada reação com o sinal adequado.

Reação de combustão completa do acetileno:



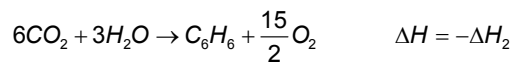
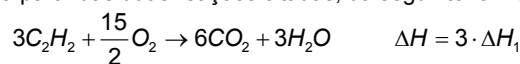
$n_1 = \frac{x}{M_1} = \frac{x}{2 \cdot 12 + 2 \cdot 1} = \frac{x}{26} \Rightarrow \Delta H_1 = -\frac{26}{x} Q_1$

Reação de combustão completa do benzeno:



$n_2 = \frac{y}{M_2} = \frac{y}{6 \cdot 12 + 6 \cdot 1} = \frac{y}{78} \Rightarrow \Delta H_1 = -\frac{78}{y} Q_2$

A reação global de formação do benzeno a partir de acetileno pode ser obtida a partir das duas reações citadas, da seguinte forma:



Logo, a variação de entalpia molar total da reação de formação do benzeno a partir do acetileno pode ser calculada como:

$\Delta H = -\Delta H_2 + 3\Delta H_1 \Rightarrow \Delta H = \frac{78Q_2}{y} - 3 \cdot \frac{26Q_1}{x} = 78 \left(\frac{Q_2}{y} - \frac{Q_1}{x} \right)$

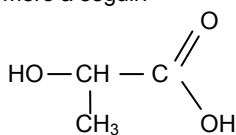
Como este valor corresponde à entalpia **molar** ($\Delta H = -\frac{Q_3}{n_3}$), o calor

liberado (Q_3) para z gramas de acetileno (o que equivale a $n_3 = \frac{z}{78}$ mols de acetileno) deve ser de:

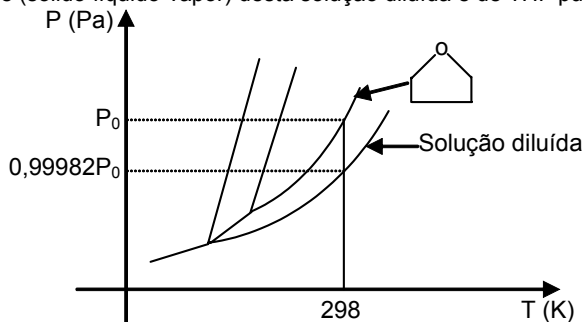
$Q_3 = \frac{z}{78} \cdot (-78) \left(\frac{Q_2}{y} - \frac{Q_1}{x} \right) = -z \left(\frac{Q_2}{y} - \frac{Q_1}{x} \right) \text{ kcal}$

QUESTÃO 4

Considere o polímero bio-absorvível obtido pela reação de polimerização do monômero a seguir:



Prepara-se uma solução diluída com 30,60 g deste polímero em 2000 g de tetrahidrofurano (THF). O gráfico abaixo apresenta os diagramas de fase (sólido-líquido-vapor) desta solução diluída e de THF puro.

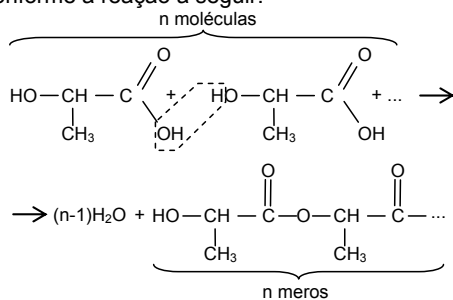


A partir dessas informações, determine:

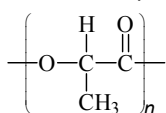
- o efeito coligativo numericamente evidenciado pelo gráfico;
- a função orgânica formada na reação de polimerização;
- a fórmula estrutural plana do mero (unidade repetitiva do polímero);
- a massa molar média deste polímero na solução especificada; e
- quantos gramas de água serão gerados na produção de 1 mol do polímero.

Resolução

- Na mudança do estado líquido para o gasoso P é o valor da pressão de vapor, então o gráfico mostra, pelo eixo y, numericamente, o abaixamento da pressão de vapor quando ocorre a adição de um soluto não-volátil.
- A função orgânica é éster, formada pela reação entre os grupos álcool e ácido carboxílico (esterificação), na polimerização por condensação.
- Na polimerização, a função álcool do monômero perde íons H^+ , que se unem a ânions OH^- do ácido carboxílico, formando água e o polímero, conforme a reação a seguir:



Assim, a unidade repetitiva é:



d) $\Delta P = P_2 - P_1 = x_1 \cdot P_2$

Se $P_1 = 0,99982P_0$ e $P_2 = P_0$, temos:

$$\Delta P = P_0 - 0,99982P_0 = 1,8 \cdot 10^{-4} P_0, \text{ logo:}$$

$$1,8 \cdot 10^{-4} P_0 = x_1 \cdot P_0 \Rightarrow x_1 = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

$$x_1 = \frac{n_1}{n_{total}} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{\frac{m_1}{M_1}}{\frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2}} = \frac{M_2 m_1}{M_2 m_1 + M_1 m_2} = 1,8 \cdot 10^{-4}, \text{ logo:}$$

$$\frac{M_2 m_1}{M_2 m_1 + M_1 m_2} = x_1 \Rightarrow M_2 m_1 = x_1 (M_2 m_1 + M_1 m_2)$$

$$\Rightarrow M_1 = \frac{M_2 m_1 (1 - x_1)}{x_1 m_2} = \frac{72 \cdot 30,60 (1 - 1,8 \cdot 10^{-4})}{1,8 \cdot 10^{-4} \times 2000}$$

$$\Rightarrow M_1 = 6120 \text{ g/mol}$$

A massa molar média do polímero deve ser de $6120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

e) A massa molar do mero é de $72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Logo, o número de meros é $n = \frac{6120}{72} = 85$. O número de moléculas de água formadas na

condensação é sempre $n-1$. Sendo assim, quando se produz 1 mol de polímero (com 85 meros), são produzidos 84 moles de água. Então, a massa de água formada é:

$$m = 84 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 1512 \text{ g}.$$

Há geração de 1512g de H_2O .

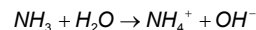
QUESTÃO 5

Calcule o pH de uma solução aquosa 0,5 molar de NH_4CN . As constantes de ionização são $K_{\text{HCN}} = 7,0 \times 10^{-10}$ e $K_{\text{NH}_3} = 1,75 \times 10^{-5}$. O produto iônico da água é $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$. Considere que, no equilíbrio, as concentrações dos íons $[\text{NH}_4^+]$ e $[\text{CN}^-]$ são iguais.

Resolução

Vamos denotar por x a concentração de NH_4^+ e de CN^- no equilíbrio, que são iguais segundo o enunciado. Denotemos também por y a concentração de OH^- no equilíbrio (e consequentemente a concentração de $[\text{H}^+]$ será dada por $10^{-14}/y$, pois devido ao equilíbrio iônico da água, $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$).

Analisemos então a reação de ionização da amônia:

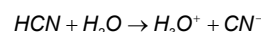


| | NH_3 | H_2O | NH_4^+ | OH^- |
|------------|---------------|----------------------|-----------------|---------------|
| Início | 0 | | 0,5 | |
| Reação | $0,5 - x$ | | $0,5 - x$ | |
| Equilíbrio | $0,5 - x$ | | x | y |

Note que se no equilíbrio temos concentração de NH_4^+ igual a x, a quantidade de amônio que reage é $(0,5 - x)$ e consequentemente a quantidade de amônia formada também é $(0,5 - x)$, da estequiometria. A constante de equilíbrio é dada por:

$$K_{\text{NH}_3} = 1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot y}{(0,5 - x)} \quad (\text{I})$$

Fazendo o mesmo raciocínio para a reação de ionização de HCN, temos:



| | HCN | H_2O | H_3O^+ | CN^- |
|------------|-----------|----------------------|------------------------|---------------|
| Início | 0 | | | 0,5 |
| Reação | $0,5 - x$ | | | $0,5 - x$ |
| Equilíbrio | $0,5 - x$ | | $10^{-14}/y$ | x |

Cuja constante de equilíbrio é:

$$K_{\text{HCN}} = 7,0 \times 10^{-10} = \frac{x}{(0,5 - x)} \cdot \frac{10^{-14}}{y} \quad (\text{II})$$

Dividindo (II) por (I), temos:

$$\frac{x \cdot 10^{-14}}{(0,5 - x) \cdot y} = \frac{7 \cdot 10^{-10}}{1,75 \cdot 10^{-5}} \Rightarrow y^2 = 0,25 \cdot 10^{-9} \Rightarrow y = 0,5 \cdot 10^{-4,5}$$

Portanto:

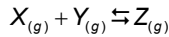
$$\text{pOH} = -\log(0,5 \cdot 10^{-4,5}) = 4,5 - \log 0,5 = 4,5 + \log 2 \approx 4,5 + 0,30 = 4,80$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,80 = 9,2$$

Nota: Na realidade, as concentrações de NH_4^+ e CN^- são muito próximas, mas não iguais. Isto pode ser verificado pelo balanço de cargas que, levando em consideração que as concentrações tanto de H^+ quanto de OH^- são muito menores que as concentrações de amônio e de cianeto, faz com que a hipótese de que estas concentrações sejam iguais seja uma hipótese bastante válida. Esta informação poderia ser omitida do enunciado.

QUESTÃO 6

A um reator isotérmico com capacidade de 100 L são adicionados 10 mols do gás X e 15 mols do gás Y, ocorrendo formação do gás Z segundo a reação elementar



A tabela abaixo apresenta dados cinéticos da reação, onde ω representa a diferença entre as velocidades das reações direta e inversa. Determine a concentração máxima de Z que pode ser obtida.

| Tempo (min) | X (mol) | ω (mol.L ⁻¹ .min ⁻¹) |
|-------------|---------|--|
| 0 | 10 | 0,450 |
| 10 | 8 | 0,212 |

Resolução

| | X _(g) | + | Y _(g) | \rightleftharpoons | Z _(g) |
|------------|------------------|---|------------------|----------------------|------------------|
| Início | 0,1 mol/L | | 0,15 mol/L | | 0 |
| Reagiu | n | | n | | n |
| Equilíbrio | 0,1-n | | 0,15-n | | n |

t = 0 só ocorre a reação direta, então $\omega = v_{\text{direta}}$

$$\omega = k_1[X] \cdot [Y] \text{ (reação elementar)}$$

$$0,450 = k_1 \cdot 0,1 \cdot 0,15$$

$$k_1 = 30$$

Seja n_{10} o valor de n em t = 10 minutos. Do enunciado:
 $[X] = 8/100 = 0,08 \text{ mol/L}$
 Portanto, $0,08 = 0,1 - n_{10}$, ou seja, $n_{10} = 0,02 \text{ mol/L}$
 Assim, para Y e Z, temos:
 $[Y] = 0,15 - 0,02 = 0,13 \text{ mol/L}$
 $[Z] = 0,02 \text{ mol/L}$

$$\omega = v_{\text{direta}} - v_{\text{inversa}}$$

$$\omega = k_1[X][Y] - k_2[Z]$$

$$0,212 = 30 \cdot 0,08 \cdot 0,13 - k_2 \cdot 0,02$$

$$k_2 = 5$$

No equilíbrio: $v_{\text{direta}} = v_{\text{inversa}}$

$$k_1[X][Y] = k_2[Z]$$

$$\frac{k_1}{k_2} = K_c = \frac{[Z]}{[X] \cdot [Y]} \Rightarrow K_c = \frac{30}{5} = 6$$

Substituindo as concentrações no equilíbrio tem-se:

$$K_c = \frac{[Z]}{[X] \cdot [Y]} \Rightarrow 6 = \frac{n}{(0,1-n) \cdot (0,15-n)}$$

$$6n^2 - 2,5n + 0,09 = 0 \Rightarrow n = \frac{2,5 \pm \sqrt{4,09}}{2 \cdot 6}$$

$$n_1 = 0,04 \text{ mol/L}$$

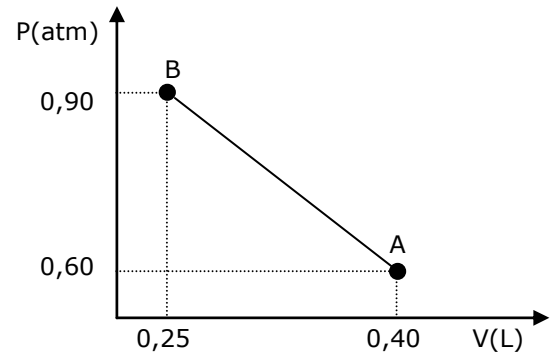
$$n_2 = 0,376 \text{ mol/L}$$

Mas como $n < 0,10 \text{ mol/L}$, porque a concentração de X no equilíbrio não pode ser nula. Logo n_2 é uma resposta impossível.

Assim conclui-se que a quantidade máxima de Z que pode ser obtida é de $0,04 \text{ mol/L}$ (n_1), na condição de equilíbrio.

QUESTÃO 7

Uma amostra de 0,512 g de uma liga metálica Al-Zn reage com HCl, recolhendo-se o gás formado. Após a total dissolução da amostra, o gás recolhido é seco, resfriado e submetido a um processo de compressão representado pela reta AB no diagrama P-V. Sabendo que a temperatura máxima ao longo do processo de compressão é 298 K, determine o teor de alumínio nesta amostra. Considere que o gás se comporta idealmente.



Resolução

Pelo gráfico fornecido na questão obtém-se P em função de V, como sendo uma função linear, do tipo:

$$y = ax + b$$

$$a = \Delta y / \Delta x = (0,90 - 0,60) / (0,25 - 0,40) = -2,0$$

Substituindo na equação da reta e nas coordenadas B, temos:

$$0,90 = -2,0 \cdot 0,25 + b \Rightarrow b = 1,4$$

Portanto: $P(V) = -2 \cdot V + 1,4$

Substituindo P(V) na equação $PV = nRT$ obtém-se a função de segundo grau, com concavidade para baixo, que representa T(V) nos pontos da transformação em questão:

$$T(V) = \frac{-2 \cdot V^2 + 1,4 \cdot V}{n \cdot R}$$

Segundo o enunciado a máxima temperatura obtida foi de 298 K, que corresponde ao ponto de máximo da função T(V). Então, o volume neste ponto pode ser calculado por:

$$V_{\text{vértice}} = V_{T_{\text{máx}}} = -\frac{b}{2 \cdot a} \Rightarrow V_{T_{\text{máx}}} = -\frac{1,4/nR}{2 \cdot (-2/nR)} = 0,35 \text{ L}$$

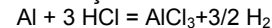
Substituindo $V = 0,35 \text{ L}$ em P(V) obtém-se a pressão na condição de $T_{\text{máxima}}$.

$$P = 0,7 \text{ atm}$$

Voltando em $PV = nRT$, obtém-se o número de mols (n) do gás H₂ obtido na reação:

$$PV = nRT \Rightarrow 0,7 \cdot 0,35 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow n_{H_2, \text{TOTAL}} = 0,01 \text{ mol}$$

No processo, tanto o Al quanto o Zn são oxidados pelo ácido clorídrico. A equação da oxidação do alumínio é dada por:



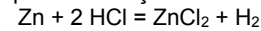
Considerando a $m_{Al} = x$, têm-se que o número de mols de alumínio é:

$$n_{Al} = \frac{m_{Al}}{M_{Al}} = \frac{x}{27} \text{ mol}$$

Pela proporção estequiométrica têm-se que a quantidade de H₂ formada pela oxidação do alumínio:

$$n_{H_2} = \frac{3}{2} n_{Al} = \frac{3}{2} \cdot \frac{x}{27} = \frac{x}{18} \text{ mol}$$

Por raciocínio análogo para a oxidação do Zn:



$$m_{Zn} = 0,512 - x \Rightarrow n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = \frac{0,512 - x}{65,4}$$

Pela proporção estequiométrica têm-se:

$$n_{H_2} = n_{Zn} = \frac{0,512 - x}{65,4} \text{ mol}$$

Assim:

$$n_{H_2, \text{TOTAL}} = \frac{x}{18} + \frac{0,512 - x}{65,4}$$

$$0,01 \cdot 18 \cdot 65,4 = 65,4 \cdot x + 18 \cdot (0,512 - x)$$

$$47,4x = 11,772 - 9,216$$

$$x = \frac{2,556}{47,4} = 0,0539 \text{ g Al}$$

Portanto, temos que o teor de alumínio na amostra é de:

$$\% Al = \frac{m_{Al}}{m_{\text{total}}} = \frac{0,0539}{0,512} = 10,53\%$$

QUESTÃO 8

A hematita (Fe_2O_3), a magnetita (Fe_3O_4) e a limonita ($2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), são os principais minérios de ferro encontrados na natureza. Estes minérios contêm, normalmente, pequenas quantidades de impurezas. Um frasco se rótulo contém um dos três minérios citados. Para se determinar qual, pesou-se uma amostra de 0,500 g. Esta amostra reagiu com HCl concentrado sob aquecimento. Após a dissolução completa da amostra, um pequeno excesso de HCl foi adicionado à solução remanescente. A seguir, a solução foi tratada com cloreto de estanho (II). Considere que as impurezas não foram reduzidas pelos íons estanho (II). O pequeno excesso de cloreto de estanho (II) foi eliminado através da adição de cloreto mercúrico, formando um precipitado branco que não interferiu nas reações subsequentes. Logo em seguida, a mistura foi titulada por 12,80 mL de uma solução de permanganato de potássio até a formação de uma coloração violeta persistente.

Sabendo que 10,00 mL dessa mesma solução de permanganato foram titulados por 5,00 mL de solução de oxalato de sódio 0,5 M, determine qual dos minérios está contido no frasco sem rótulo. Justifique sua resposta.

Resolução

O tratamento da amostra com HCl faz com que possíveis íons Fe^{2+} e Fe^{3+} sejam dissolvidos.

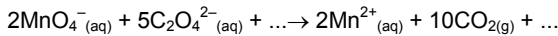
A adição de cloreto de estanho (II) causa a redução de possíveis íons Fe^{3+} a Fe^{2+} na sua totalidade. Podemos chegar a esta conclusão pelo potencial de redução do par $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ (-0,77V) frente ao do par $\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ (-0,14V), dados na prova.

Temos, portanto, a seguinte reação (que ocorre com excesso de Sn^{2+}):
 $2\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+}_{(\text{s})} + \text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}$

Assim, a solução que será titulada pela solução de permanganato de potássio é composta por, como único cátion de ferro, o cátion Fe^{2+} .

Partindo da última informação do enunciado, temos que 10,00 mL da solução de permanganato foram titulados por 5,00 mL de oxalato de sódio 0,5 M, calculamos a concentração. Temos como informação na prova que o potencial de redução dos pares $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}/\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ (1,52V) e $2\text{CO}_2(\text{g})/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ (-0,20V) são dados, indicando que o oxalato sofre oxidação enquanto o permanganato sofre redução.

Assim, a reação em questão se dá na forma (com o balanceamento de acordo com o número de elétrons trocados na oxidação, 10 mols de elétrons por mol de reação):



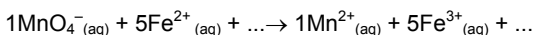
Assim, temos:

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mol MnO}_4^- & \text{---} & 5 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-} \\ [\text{MnO}_4^-] \cdot 10 \text{ mL} & \text{---} & 0,5 \text{ mol/L} \cdot 5 \text{ mL} \end{array}$$

$$[\text{MnO}_4^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Esta é a concentração que será utilizada na titulação da solução cujo único cátion de ferro é Fe^{2+} (que representa as variedades que foram reduzidas pelo estanho (II) e a quantidade que já estava presente na solução após o tratamento com HCl).

A titulação dos íons Fe^{2+} com 12,80 mL da solução de permanganato acima (até a formação de uma coloração violeta persistente, indicando o término da titulação) pode ser representada também observando os potenciais de redução dos pares $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ (0,77V) e $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}/\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ (1,52V). Assim, teremos a reação da forma (com o balanceamento de acordo com o número de elétrons trocados na oxidação, 5 elétrons por mol de reação):



Assim:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol MnO}_4^- & \text{---} & 5 \text{ mol Fe}^{2+} \\ 0,1 \text{ mol/L} \cdot 12,8 \cdot 10^{-3} \text{ L} & \text{---} & n \end{array}$$

$$n = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Fe}^{2+}$$

Portanto, podemos concluir que o número de mols de Fe^{2+} (que representa o número de mols de todas as variedades de ferro da amostra) é $6,4 \cdot 10^{-3}$ mol e portanto a massa de ferro da amostra é:

$$m = n \cdot M = 6,4 \cdot 10^{-3} \cdot 55,8 \cong 0,357 \text{ g}$$

A porcentagem de ferro na amostra, considerando que a mesma estivesse pura é dada por:

$$\% \text{Fe} = \frac{0,357}{0,5} = 71,4\%$$

Como a amostra pode normalmente apresentar pequenas quantidades de impureza, temos que o teor de ferro deve ser medido em relação à massa real da substância adicionada (menor que 0,5g) e portanto

$$\% \text{Fe}_{\text{subs.pura}} > 71,4\%$$

Analisando os teores de ferro nos possíveis minérios, temos: Hematita (Fe_2O_3)

$$\% \text{Fe} = \frac{2 \cdot M_{\text{Fe}}}{2 \cdot M_{\text{Fe}} + 3 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{2 \cdot 55,8}{2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16} \cong 69,9\%$$

Magnetita (Fe_3O_4)

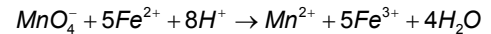
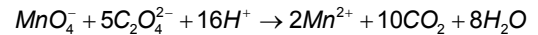
$$\% \text{Fe} = \frac{3 \cdot M_{\text{Fe}}}{3 \cdot M_{\text{Fe}} + 4 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{3 \cdot 55,8}{3 \cdot 55,8 + 4 \cdot 16} \cong 72,3\%$$

Limonita ($2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$)

$$\% \text{Fe} = \frac{4 \cdot M_{\text{Fe}}}{4 \cdot M_{\text{Fe}} + 9 \cdot M_{\text{O}} + 6 \cdot M_{\text{H}}} = \frac{4 \cdot 55,8}{4 \cdot 55,8 + 9 \cdot 16 + 6 \cdot 1} \cong 59,8\%$$

Assumindo que as impurezas não tenham ferro, temos que o único minério possível na amostra é a magnetita (Fe_3O_4).

Obs.: As equações de oxidação-redução envolvendo o permanganato em meio ácido estão apresentadas abaixo:



Entretanto, elas não precisavam ser conhecidas, pois a relação entre as espécies envolvidas nos cálculos podia ser obtida simplesmente através do balanceamento de acordo com o número de elétrons trocados na oxidação-redução, como foi feito acima.

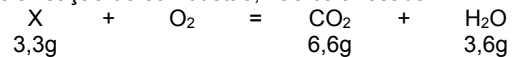
QUESTÃO 9

A combustão completa de 3,0 g de um certo composto orgânico X produz, exclusivamente, 6,6 g de CO_2 e 3,6 g de H_2O . A 100 °C, 5,3 g de X (que se encontra no estado gasoso a esta temperatura) são misturados com 14 g de N_2 em um recipiente de volume 3,0 litros. A pressão medida no interior do recipiente, nestas condições, é igual a 6,0 atm. Considere que os gases, no interior do recipiente, se comportam idealmente.

Sabendo que a reação de X com dicromato de potássio em ácido sulfúrico aquoso gera uma cetona, determine a composição centesimal do composto X, suas fórmulas mínima, molecular e estrutural, e dê a sua nomenclatura IUPAC.

Resolução

Considere a reação de combustão, não balanceada:



Todo carbono presente em X encontra-se no CO_2 após a combustão e todo o hidrogênio presente em X encontra-se na H_2O após a combustão. Sendo assim, pode-se determinar a massa de carbono e hidrogênio no composto X usando a estequiometria dos produtos.

$$\begin{array}{ccc|ccc} 44 \text{ g CO}_2 & \text{---} & 12 \text{ g C} & & 18 \text{ g H}_2\text{O} & \text{---} & 2 \text{ g H} \\ 6,6\text{g CO}_2 & \text{---} & m_{\text{C}} & & 3,6 \text{ g H}_2\text{O} & \text{---} & m_{\text{H}} \\ m_{\text{C}} = 1,8 \text{ g C} = m_{\text{C},\text{X}} & & & & m_{\text{H}} = 0,4 \text{ g H} = m_{\text{H},\text{X}} & & \end{array}$$

X poderia ser um hidrocarboneto ou um composto orgânico oxigenado. Como a soma de m_{C} e m_{H} calculados é menor do que 3,0g (massa da amostra), conclui-se que há oxigênio nesta substância.
 $m_{\text{X}} = m_{\text{C},\text{X}} + m_{\text{H},\text{X}} + m_{\text{O},\text{X}} \Rightarrow m_{\text{O},\text{X}} = 3,0 - 1,8 - 0,4 = 0,8 \text{ g O}$

Composição centesimal

Calculada a partir da massa de cada elemento na amostra dividida pela massa total:

$$\begin{array}{l} (1,8 \text{ g C} : 3,0 \text{ g amostra}) \times 100 = 60\% \text{ C} \\ (0,4 \text{ g H} : 3,0 \text{ g amostra}) \times 100 = 13,3\% \text{ H} \\ (0,8 \text{ g O} : 3,0 \text{ g amostra}) \times 100 = 26,7\% \text{ O} \end{array}$$

Fórmula mínima:

Calculada a partir do número de mols de cada elemento na amostra:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} = \frac{1,8 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 0,15 \text{ mol C}; \quad n_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{M_{\text{H}}} = \frac{0,4 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 0,40 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} = \frac{0,8 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol H}$$

Então se têm a relação: $C_{0,15}H_{0,40}O_{0,05}$, transformando esta relação para os menores números inteiros (basta dividir os índices por 0,05) têm-se a fórmula mínima do composto:



Fórmula molecular:

Com os dados em fase gasosa determina-se a massa molar do composto X:

$$PV = nRT \Rightarrow 6 \cdot 3 = n_{gás} \cdot 0,082 \cdot 373 \Rightarrow n_{gás} = 0,5885 \text{ mol}$$

Mas temos que $n_{gás} = n_x + n_{N_2}$ e portanto:

$$0,5885 \text{ mol} = n_x + \frac{14g}{28g/mol} \Rightarrow n_x = 0,0885 \text{ mol}$$

E assim, $\frac{m_x}{M_x} = 0,0885 \Rightarrow M_x = \frac{5,3}{0,0885} = 60 \text{ g/mol}$

A massa molar obtida é igual a massa molar da fórmula mínima:

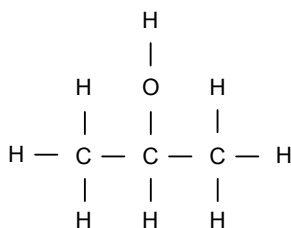
$$M = 3(12)+8(1)+16 = 60 \text{ g/mol}$$

O que demonstra que a fórmula molecular é igual a fórmula mínima



Fórmula estrutural plana e nomenclatura:

Pelo enunciado sabe-se que X reage com dicromato de potássio (reação de oxidação) formando cetona. Cetonas podem ser formadas pela oxidação de alceno ou de álcool secundário na presença do dicromato de potássio, neste caso como o composto é oxigenado, então X é um álcool secundário. Como se têm apenas 3 carbonos no composto X, a única possibilidade de fórmula estrutural é com o grupo -OH na posição 2.



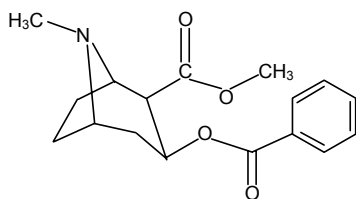
Nomenclatura IUPAC: Propan-2-ol

QUESTÃO 10

Dá-se o nome de biotransformação à transformação de um fármaco, droga ou qualquer substância potencialmente tóxica, pelo organismo, em outra(s) substância(s), por meio de alterações químicas. Esta transformação, geralmente, processa-se sob ação de enzimas específicas, e ocorre, principalmente, no fígado, nos rins, nos pulmões e no tecido nervoso. Os principais objetivos da biotransformação são reduzir a toxidez da substância e lhe conferir solubilidade em água, para facilitar sua posterior excreção.

O composto I abaixo é uma conhecida droga de abuso que, ao ser consumida pelo ser humano, pode ser biotransformada através da conversão do seu éster de metila em éster de etila, dando origem ao composto II. A hidrólise subsequente de um dos grupos éster do composto II leva à formação do ácido benzóico e do composto III.

O composto I pode ainda sofrer mais três outras biotransformações, independentes umas das outras. Na primeira, o seu grupo éster de metila sofre hidrólise, dando origem ao metanol e ao composto IV. Na segunda, sua amina terciária é reduzida à amina secundária heterocíclica, originando o composto V. Na terceira, um de seus grupos éster sofre hidrólise, dando origem ao ácido benzóico e ao composto VI. Com base nas informações acima e a partir da estrutura do composto I dada, desenhe as estruturas dos compostos II, III, IV, V e VI.

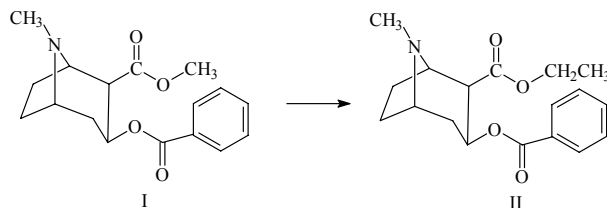


Composto I

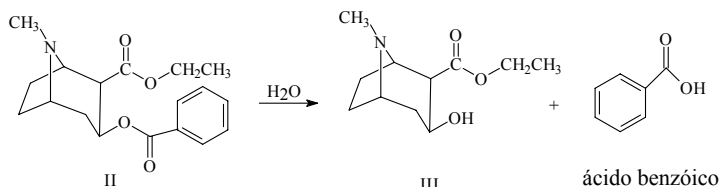
Resolução

As equações das reações de bioconversão apresentadas no enunciado são as seguintes:

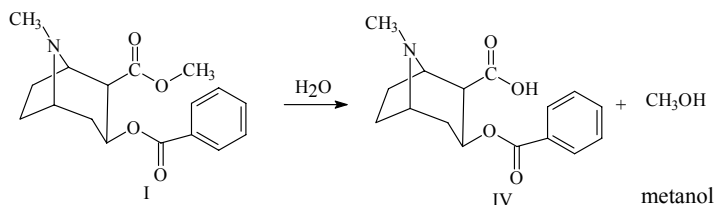
A) Conversão do éster de metila do composto I em éster de etila:



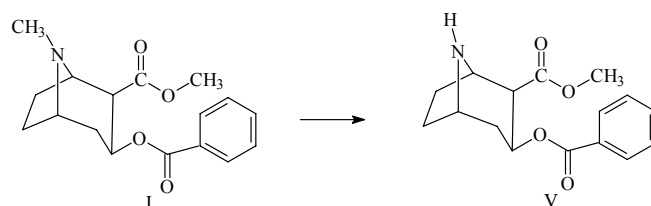
B) Hidrólise de um dos ésteres do composto II:



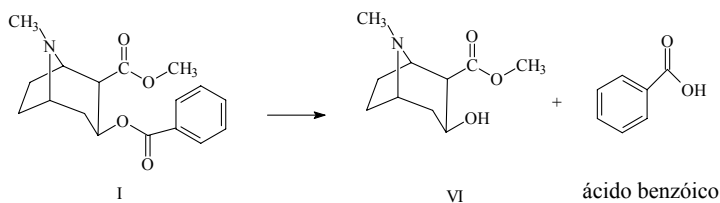
C) Hidrólise do éster de metila do composto I:



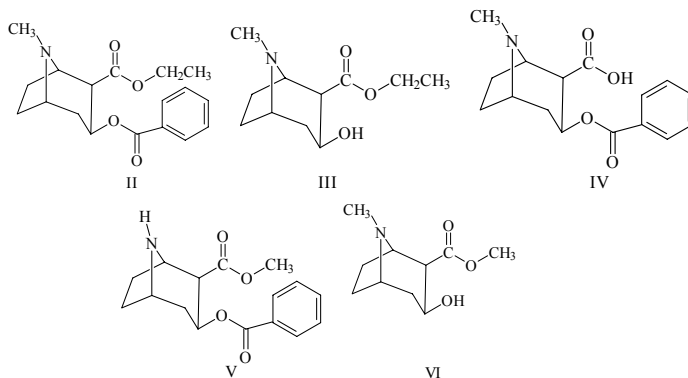
D) Redução da amina terciária do composto I à amina secundária heterocíclica:



E) Hidrólise de um dos ésteres do composto I:



Logo, temos as seguintes estruturas para os compostos formados:



DADOS

$$R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\log(2) = 0,30$$

$$\log(3) = 0,48$$

$$\log(5) = 0,70$$

Massas atômicas:

| | | | | | | |
|------|------|------|-----|------|------|------|
| Al | C | Fe | H | N | O | Zn |
| 27,0 | 12,0 | 55,8 | 1,0 | 14,0 | 16,0 | 65,4 |

Eletronegatividades:

| | | | | | | | |
|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| B | Be | Cl | F | H | O | S | Sb |
| 2,0 | 1,5 | 3,0 | 4,0 | 2,1 | 3,5 | 2,5 | 1,9 |

Potenciais padrão de redução em solução aquosa (meio ácido) a 25 °C (em volts):

| | | |
|---|--|---|
| $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Al}_{(\text{s})}$ | $2\text{CO}_{2(\text{g})}/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ | $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ |
| -1,66 | -0,20 | 0,77 |

| | |
|---|---|
| $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{s})}$ | $\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})}/\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ |
| -0,44 | 1,52 |

| | |
|---|---|
| $\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ | $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$ |
| -0,14 | -0,76 |