

GABARITO QUÍMICA

Questão 11

O nióbio-92 e bromo-80 são, respectivamente, isóbaro e isótono do átomo de um elemento.

- Determine** configuração eletrônica desse átomo no estado fundamental.
- Determine** os números quânticos do orbital atômico mais energético desse átomo no estado fundamental.

Gabarito

Etapla 1. (a) Calcule o número atômico do elemento

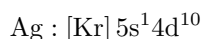
O número de massa do nióbio-92 é 92, logo, o átomo possui número de massa 92.

O número de neutrons do bromo-80 é $80 - 35 = 45$, assim, o átomo possui 45 neutrons e seu número atômico é:

$$Z = 92 - 45 = 47 \quad (\text{prata, Ag})$$

Etapla 2. Adicione 47 elétrons, um após o outro, aos orbitais na ordem mostrada na Figura 1B.1, mas não coloque mais de dois elétrons em um mesmo orbital.

A prata apresenta configuração eletrônica de seu estado fundamental diferente do previsto pelo diagrama.



Em geral, os átomos que possuem configuração prevista $ns^2(n-1)d^9$ apresentam configuração $ns^1(n-1)d^{10}$ em seu estado fundamental.

Etapla 3. (b) Identifique os números quânticos do orbital mais energético (4d).

$$n = 4 \quad l = 2 \quad m_l = +2$$

Questão 12

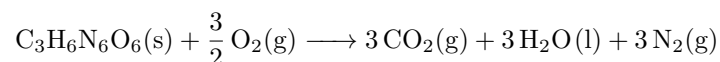
O ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, é muito usado para calibrar calorímetros. O calor liberado na combustão em volume constante dessa substância é $3,2 \text{ MJ mol}^{-1}$. Quando uma pastilha de 2,44 g de ácido benzoico é queimada em um calorímetro fechado com 100 mL de volume útil, a temperatura aumentou 4°C .

O mesmo calorímetro foi usado para determinar a entalpia de combustão do explosivo RDX, $\text{C}_3\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_6$. Quando uma amostra de 7,4 g de RDX foi queimada nesse calorímetro em 25°C a temperatura aumentou $4,4^\circ\text{C}$.

- Apresente** a reação balanceada de combustão do RDX.
- Determine** a entalpia de combustão do RDX.

Gabarito

Etapa 1. (a) Na reação de combustão, o carbono é convertido em CO_2 , o hidrogênio é convertido em H_2O e o nitrogênio é convertido em N_2 .



Etapa 2. (b) Converta a massa de ácido benzoico, AB, em quantidade usando a massa molar.

$$n_{\text{AB}} = \frac{m_{\text{AB}}}{M_{\text{AB}}} = \frac{2,44 \text{ g}}{122 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,02 \text{ mol}$$

Etapa 3. Cálculo do calor liberado pela pastilha de ácido benzoico.

Em volume constante,

$$Q_V = \Delta U$$

logo,

$$Q_{V,1} = \Delta U_1 = n_{\text{AB}} \Delta U_{\text{c,AB}} = (0,02 \text{ mol}) \times (-3,2 \frac{\text{MJ}}{\text{mol}}) = -64 \text{ kJ}$$

Etapa 4. Calibração. Calcule a capacidade calorífica do calorímetro a partir dos dados do primeiro experimento.

$$C_{\text{cal}} = \frac{Q_{\text{cal},1}}{\Delta T_1} = \frac{-Q_{V,1}}{\Delta T_1} = \frac{64 \text{ kJ}}{4 \text{ K}} = 16 \text{ kJ K}^{-1}$$

Etapa 5. Converta a massa de RDX em quantidade usando a massa molar.

$$n_{\text{RDX}} = \frac{m_{\text{RDX}}}{M_{\text{RDX}}} = \frac{7,4 \text{ g}}{222 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,033 \text{ mol}$$

Etapa 6. Calcule o calor liberado na combustão do RDX a partir dos dados do segundo experimento.

$$Q_{\text{cal},2} = C_{\text{cal}} \Delta T_2 = (16 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}) \times (4,4 \text{ K}) = 70,4 \text{ kJ}$$

Como a combustão ocorreu em volume constante,

$$\Delta U = Q_V = -Q_{\text{cal}} = -70,4 \text{ kJ}$$

Etapa 7. Calcule a energia interna molar de combustão do RDX.

$$\Delta U_{\text{c,RDX}} = \frac{\Delta U}{n_{\text{RDX}}} = \frac{(-70,4 \text{ kJ})}{0,033 \text{ mol}} = -2112 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Etapa 8. Calcule a entalpia molar de combustão do RDX.

$$\Delta H_{\text{c,RDX}} = \Delta U_{\text{c,RDX}} + \Delta n_{\text{gás}} RT = (-2112 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + (3 + 3 - \frac{3}{2}) \times (8,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K mol}}) \times (298 \text{ K}) = \boxed{-2100 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

Questão 13

Tu-jin-pin é uma casca de raiz usada na medicina tradicional chinesa para o tratamento do “pé de atleta”. Um dos ingredientes ativos do tu-jin-pin é o ácido pseudolárico A, que só contém carbono, hidrogênio e oxigênio. Um químico queria determinar a fórmula molecular do ácido pseudolárico A e queimou 1 g do composto em um analisador elementar. Os produtos da combustão foram 2,5 g de dióxido de carbono e 0,65 g de água.

Quando o ácido pseudolárico A é aquecido até 115 °C em 312 Torr, a densidade de seu vapor é 5 g L⁻¹

- Determine a fórmula empírica do ácido pseudolárico A.
- Determine a massa molar do ácido pseudolárico A.
- Determine a fórmula molecular do ácido pseudolárico A.

Gabarito

Etapa 1. (a) Converta a quantidade de CO₂ produzida em quantidade e massa de C na amostra.

$$n_C = n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{2,5 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,057 \text{ mol}$$

$$m_C = 0,057 \text{ mol} \times 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,68 \text{ g}$$

Etapa 2. Converta a quantidade de H₂O produzida em quantidade e massa de H na amostra.

$$n_H = 2 \times n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = 2 \times \frac{0,65 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,072 \text{ mol}$$

$$m_H = 0,072 \text{ mol} \times 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,072 \text{ g}$$

Etapa 3. Calcule a massa de oxigênio da amostra a partir da diferença entre a massa da amostra e a massa total de C e H.

$$m_O = m - m_C - m_H = 1 \text{ g} - 0,68 \text{ g} - 0,072 \text{ g} = 0,25 \text{ g}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{0,25 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,016 \text{ mol}$$

Etapa 4. Divida a quantidade de C, H e O pela menor quantidade (0,016 mol).

$$\begin{aligned} \text{C} : \frac{0,057 \text{ mol}}{0,016 \text{ mol}} &= 3,7 = \frac{11}{3} \\ \text{H} : \frac{0,072 \text{ mol}}{0,016 \text{ mol}} &= 4,6 = \frac{14}{3} \\ \text{O} : \frac{0,016 \text{ mol}}{0,016 \text{ mol}} &= 1,0 \end{aligned}$$

A fórmula empírica é: $\boxed{\text{C}_{11}\text{H}_{14}\text{O}_3}$

Etapa 5. (b) Calcule a massa molar usando a densidade do gás.

De $d = PM/RT$,

$$M = \frac{dRT}{P} = \frac{(5 \frac{\text{g}}{\text{L}}) \times (62,4 \frac{\text{Torr L}}{\text{mol K}}) \times (388 \text{ K})}{312 \text{ Torr}} = \boxed{388 \text{ g mol}^{-1}}$$

Etapa 6. Divida a massa molar do composto pela massa da fórmula unitária empírica.

$$x = \frac{M}{M_{\text{C}_{11}\text{H}_{14}\text{O}_3}} = \frac{388 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{194 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2$$



Etapla 7. Multiplique os coeficientes na fórmula empírica pelo fator 2 para obter a fórmula molecular.

$$2 \times (\text{C}_{11}\text{H}_{14}\text{O}_3) = \boxed{\text{C}_{22}\text{H}_{28}\text{O}_6}$$

Questão 14

Quando um hidrocarboneto desconhecido reage com cloro, ocorre a reação de substituição de um dos átomo de hidrogênio da molécula por um átomo de cloro. Nessa reação, foram formados apenas dois produtos clorados, possuindo 29,5% de cloro em massa.

- Determine** a massa molar do hidrocarboneto.
- Determine** a fórmula molecular do hidrocarboneto.
- Apresente** a estrutura de todos os isômeros desse hidrocarboneto.
- Determine** a estrutura do hidrocarboneto e dos produtos clorados.

Gabarito

Etapla 1. (a) Calcule a massa molar dos produtos clorados, PC.

Cada molécula de produto clorado possui apenas um átomo de cloro.

De $f_{\text{Cl}} = M_{\text{Cl}}/M_{\text{PC}}$

$$M_{\text{PC}} = \frac{M_{\text{Cl}}}{f_{\text{Cl}}} = \frac{35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,295} = 120,5 \text{ g mol}^{-1}$$

Etapla 2. Calcule a massa molar do hidrocarboneto, HC.

Na reação de cloração, o hidrocarboneto perde um átomo de hidrogênio e ganha um átomo de cloro:

$$M_{\text{HC}} = M_{\text{PC}} - M_{\text{Cl}} + M_{\text{H}} = \left\{ (120,5) - (35,5) + (1) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \boxed{86 \text{ g mol}^{-1}}$$

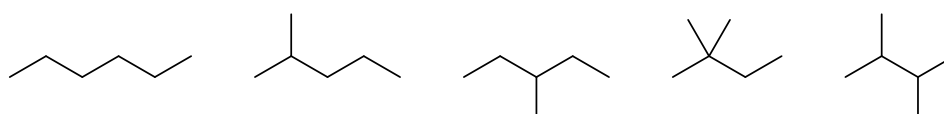
Etapla 3. (b) Para determinar a fórmula molecular de um hidrocarboneto a partir de sua massa molar verifique o número máximo de carbonos possível. A massa molar restante é referente aos hidrogênios. Se a fórmula molecular obtida não for plausível, diminua o número de carbonos.

O número máximo de carbonos é 7. Nesse caso a fórmula molecular seria C_7H_{14} , que não corresponde a nenhuma estrutura plausível. Se o número de carbonos for 6 a fórmula molecular seria C_6H_{14} , compatível com a fórmula molecular de um alceno.

Assim, a fórmula molecular do hidrocarboneto é $\boxed{\text{C}_6\text{H}_{14}}$

Etapla 4. (c) Apresente a estrutura de todos os isômeros com fórmula molecular C_6H_{14} . Comece com as cadeias mais longas e diminua o tamanho da cadeia principal adicionando as ramificações.

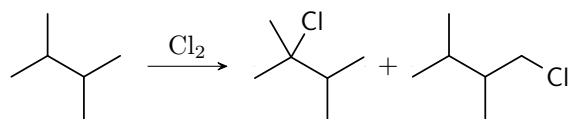
Existem 5 isômeros constitucionais com fórmula molecular C_6H_{14} :



Nenhum dos compostos possui estereoisômeros.

Etapa 5. (d) Determine a estrutura do hidrocarboneto identificando o único isômero constitucional que leva a formação de apenas dois produtos clorados.

O hidrocarboneto é o 2,3-dimetilbutano:



Questão 15

Núvens de gás hidrogênio interestelar quente e luminoso podem ser vistas em algumas partes da galáxia. Em alguns átomos de hidrogênio, os elétrons são excitados a níveis quânticos com $n = 100$ ou mais.

- Determine** o comprimento de onda observado na Terra se os elétrons caem do nível com $n = 100$ para um com $n = 2$.
- Compare** o comprimento de onda observado na Terra se os elétrons caem do nível com $n = 100$ para um estado intermediário, com $n = 90$.
- Determine** o comprimento de onda observado por uma nuvem de cátions hélio em que elétrons caem do nível com $n = 100$ para um com $n = 2$.

Gabarito

Etapa 1. (a) Use a equação de Rydberg.

$$\frac{1}{\lambda} = \mathcal{R} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = (1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{100^2} \right)$$

logo,

$$\lambda = \boxed{365 \text{ nm}}$$

Etapa 2. (b) Compare a energia das emissões intermediárias.

A transição do nível com $n = 100$ para um estado intermediário, com $n = 90$ libera menos energia do que a transição do nível com $n = 100$ para um com $n = 2$.

Como o fóton liberado possui menos energia, ele deverá possuir **maior comprimento de onda**.

Etapa 3. (c) Use a equação de Rydberg para o átomo com mais de um próton.

$$\frac{1}{\lambda_{\text{He}^+}} = Z^2 \mathcal{R} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 2^2 \times (1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{100^2} \right)$$

logo,

$$\lambda_{\text{He}^+} = \boxed{91 \text{ nm}}$$

Questão 16

De acordo com as teorias atuais da evolução biológica, os amino-ácidos e os ácidos nucleicos foram produzidos a partir de reações de ocorrência aleatória, que envolviam compostos que, imagina-se, estavam presentes na atmosfera primitiva da Terra. Essas moléculas simples agruparam-se, posteriormente, em moléculas cada vez mais complexas, como DNA e RNA.

Explique a consistência desse processo com a segunda lei da termodinâmica.

Gabarito

Conforme a segunda lei da termodinâmica, a formação de moléculas complexas a partir de precursores mais simples não seria espontânea, porque este processo cria ordem a partir da desordem. Se houver uma contribuição externa de energia, contudo, um sistema mais ordenado pode ser criado.

Questão 17

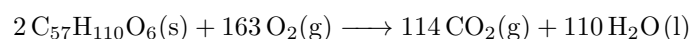
Os camelos armazenam a gordura triestearina, $C_{57}H_{110}O_6$, em suas corcovas. Além de ser uma fonte de energia, a gordura é também uma fonte de água, pois, quando ela é usada, ocorre a reação de oxidação formando água e dióxido de carbono.

Os camelos respiram, em média, 10 vezes por minuto, consumindo 120 mg de oxigênio a cada respiração, sendo um terço desse consumo destinado à oxidação de gorduras.

- Apresente** a reação balanceada de combustão da triestearina.
- Determine** a massa de gordura consumida diariamente por um camelo.
- Determine** a massa de água formada diariamente por um camelo pela oxidação da triestearina.

Gabarito

Etapa 1. (a) Na reação de combustão, o carbono é convertido em CO_2 e o hidrogênio é convertido em H_2O .



Etapa 2. (b) Calcule a massa de oxigênio que um camelo utiliza diariamente na oxidação de gorduras.

O número de minutos em um dia é

$$(24 \frac{h}{d}) \times (60 \frac{min}{h}) = 1440 \frac{min}{d}$$

Assim, os camelos respiram, em média, $1440 \text{ min} \times 10 \frac{\text{resp}}{\text{min}} = 14\,400 \frac{\text{resp}}{d}$. A massa de oxigênio diária usada na oxidação de gorduras é:

$$m_{O_2} = \frac{1}{3} \times (14\,400 \frac{\text{resp}}{d}) \times (0,12 \frac{g}{\text{resp}}) = 576 \text{ g}$$

Etapa 3. Converta a massa de O_2 em quantidade usando a massa molar.

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{576 \text{ g}}{32 \frac{g}{\text{mol}}} = 18 \text{ mol}$$

Etapa 4. Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de O_2 na quantidade de $C_{57}H_{110}O_6$.

$$n_{\text{gordura}} = \frac{2}{165} n_{O_2} = \frac{2}{165} \times (18 \text{ mol}) = 0,22 \text{ mol}$$

Etapa 5. Converta a quantidade de $C_{57}H_{110}O_6$ em massa usando a massa molar.

$$m_{\text{gordura}} = n_{\text{gordura}} M_{\text{gordura}} = (0,22 \text{ mol}) \times (890 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = \boxed{195 \text{ g}}$$

Etapa 6. (c) Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de O_2 na quantidade de H_2O .

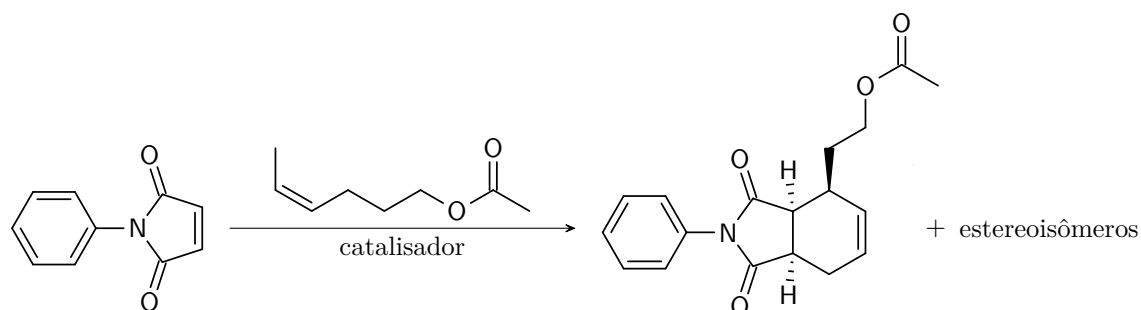
$$n_{H_2O} = \frac{110}{165} n_{O_2} = \frac{110}{165} \times (18 \text{ mol}) = 12 \text{ mol}$$

Etapa 7. Converta a quantidade de H_2O em massa usando a massa molar.

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \times M_{H_2O} = (12 \text{ mol}) \times (18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = \boxed{216 \text{ g}}$$

Questão 18

Pesquisadores da Universidade de Illinois conduziram a reação a seguir que envolve uma desidrogenação e uma reação de Diels-Alder. Usando um catalisador especial, os materiais de partida acirais são convertidos em quatro produtos estereoisoméricos — dois majoritários e dois minoritários. Um dos produtos é mostrado a seguir:

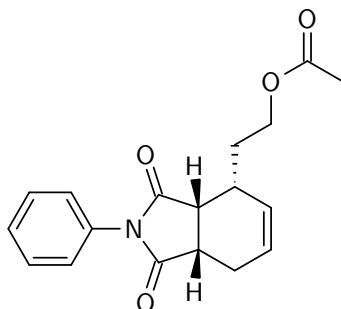


A reação também leva à formação de outro produto majoritário, enantiômero do produto apresentado. Além disso, são formados dois outros produtos minoritários, que mantêm a conectividade *cis* nos carbonos de ponte do biciclo e possuem configuração diferente no outro carbono quiral.

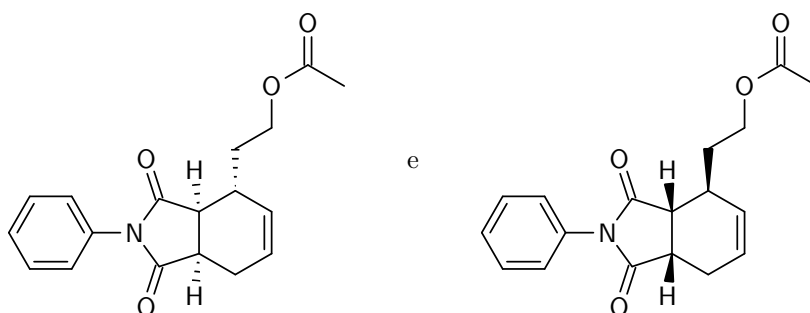
- Apresente** a estrutura do outro produto majoritário.
- Apresente** a estrutura dos dois outros produtos minoritários.
- Classifique** os dois produtos minoritários quanto à sua estereoquímica.
- Classifique** os dois produtos minoritários e majoritários quanto à sua estereoquímica.

Gabarito

Etapla 1. (a) O outro produto majoritário é o enantiômero do produto apresentado. Para determinar sua estrutura inverte a configuração de todos os centros quirais do produto apresentado.



Etapla 2. (b) Os produtos minoritários possuem a mesma configuração *cis* nos carbonos de ponte do bicilo. Para determinar o primeiro subproduto inverte a configuração do outro centro quiral. O outro subproduto é o enantiômero do primeiro.



Etapla 3. (c) Compare a configuração dos carbonos quirais nos dois produtos minoritários.

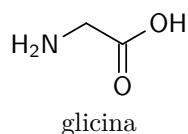
Os produtos minoritários constituem um par de **enantiômeros**.

Etapla 4. (d) Compare a configuração dos carbonos quirais dos produtos minoritários e majoritários.

Os produtos minoritários e majoritários apresentam configuração diferente de alguns (porém não de todos) os seus centros quirais. Assim, estes são **diastereoisômeros**.

Questão 19

Os amino-ácidos são os tijolos de construção das moléculas de proteínas, que são moléculas com longas cadeias. Eles são oxidados, no organismo, a ureia, H_2NCONH_2 , dióxido de carbono e água líquida. O amino-ácido mais simples é a glicina:



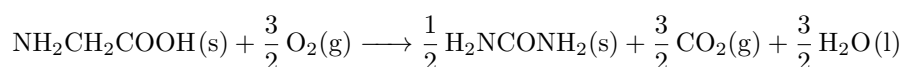
A taxa de oxidação de glicina no corpo humano é cerca de 100 mg por quilo de massa corporal por dia. Considere a oxidação diária de glicina em uma pessoa de 75 kg. A temperatura corporal é 37°C .

- a. **Apresente** a reação de oxidação da glicina no organismo.
 b. **Determine** a entalpia padrão da oxidação diária de glicina.
 c. **Determine** a entropia padrão da oxidação diária de glicina.
 d. **Determine** a entropia padrão da vizinhança da oxidação diária de glicina.

Dados em 37 °C	O ₂ (g)	H ₂ O(l)	CO ₂ (g)	ureia(s)	glicina(s)
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$		-286	-394	-334	-533
Entropia padrão molar, $S_m^\circ / \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$	205	70	214	105	105

Gabarito

Etapa 1. (a) Balanceie a reação de oxidação da glicina.



Etapa 2. (b) Calcule a massa de glicina oxidada em um dia.

$$m_{\text{glicina}} = (100 \frac{\text{mg}}{\text{kg}}) \times (75 \text{ kg}) = 7,5 \text{ g}$$

Etapa 3. (b) Converta a massa de glicina em quantidade usando a massa molar.

De $n = m/M$,

$$n_{\text{glicina}} = \frac{m_{\text{glicina}}}{M_{\text{glicina}}} = \frac{7,5 \text{ g}}{75 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1 \text{ mol}$$

Etapa 4. Calcule a entalpia molar de oxidação da glicina.

De $\Delta H_r^\circ = \sum_{\text{produtos}} n\Delta H_f^\circ - \sum_{\text{reagentes}} n\Delta H_f^\circ$,

$$\Delta H_r^\circ = \frac{1}{2} \Delta H_{f,\text{ureia(s)}}^\circ + \frac{3}{2} \Delta H_{f,\text{CO}_2(\text{g})}^\circ + \frac{3}{2} \Delta H_{f,\text{H}_2\text{O(l)}}^\circ - \Delta H_{f,\text{glicina(s)}}^\circ$$

logo,

$$\Delta H_r^\circ = \left\{ \frac{1}{2}(-334) + \frac{3}{2}(-394) + \frac{3}{2}(-286) - (-533) \right\} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -654 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Etapa 5. Calcule a entalpia de oxidação de 0,1 mol de glicina.

$$\Delta H = n\Delta H_r^\circ = (0,1 \text{ mol}) \times (-654 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) = \boxed{-65 \text{ kJ}}$$

Etapa 6. (c) Calcule a entropia molar de oxidação da glicina.

De $\Delta S_r^\circ = \sum_{\text{produtos}} nS_m^\circ - \sum_{\text{reagentes}} nS_m^\circ$,

$$\Delta S_r^\circ = \frac{1}{2} S_{m,\text{ureia(s)}}^\circ + \frac{3}{2} S_{m,\text{CO}_2(\text{g})}^\circ + \frac{3}{2} S_{m,\text{H}_2\text{O(l)}}^\circ - S_{m,\text{glicina(s)}}^\circ - \frac{3}{2} S_{m,\text{O}_2(\text{g})}^\circ$$

logo,

$$\Delta S_r^\circ = \left\{ \frac{1}{2}(105) + \frac{3}{2}(214) + \frac{3}{2}(70) - (105) - \frac{3}{2}(205) \right\} \frac{\text{J}}{\text{K mol}} = +66 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Etapa 7. Calcule a entropia de oxidação de 0,1 mol de glicina.

$$\Delta S^\circ = n\Delta S_f^\circ = (0,1 \text{ mol}) \times (+66 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}) = \boxed{+6,6 \text{ J K}^{-1}}$$

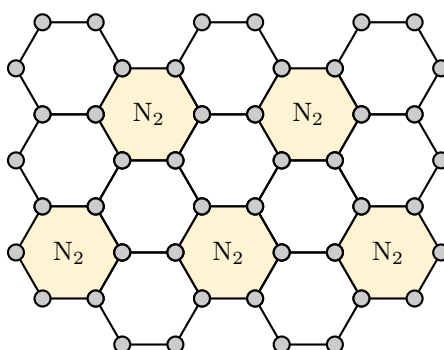
Etapa 8. (d) Calcule a variação de entropia da vizinhança.

$$\Delta S_{\text{viz}} = \frac{\Delta H}{T} = -\frac{(-65 \text{ kJ})}{310 \text{ K}} = \boxed{+210 \text{ J K}^{-1}}$$

Questão 20

O grafeno é constituído de uma folha bidimensional de átomos de carbono, com apenas um átomo de espessura. Nesse material, os átomos de carbono estão em um arranjo hexagonal, em que a área de cada hexágono é $5 \cdot 10^{-20} \text{ m}^2$.

Pesquisadores da Universidade de Manchester conduziram um experimento em que gás nitrogênio a 0°C e 1 atm foi adsorvido sobre uma folha de 1 g de grafeno colocada sobre um suporte sólido. O arranjo das moléculas de nitrogênio sobre o grafeno é mostrado a seguir:



- Determine** área da superfície de uma folha de 1 g de grafeno.
- Determine** o volume ocupado pelas moléculas de nitrogênio adsorvidas no experimento.

Gabarito

Etapa 1. (a) Converta a massa de grafeno em quantidade de carbono.

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{1 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,083 \text{ mol}$$

Etapa 2. Calcule o número de átomos de carbono.

$$N_C = N_A n_C = (6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \times (0,083 \text{ mol}) = 5 \cdot 10^{22}$$

Etapa 3. Calcule o número de hexágonos em $5 \cdot 10^{22}$ átomos de carbono.

Cada hexágono é formado por 6 átomos de carbono, e cada átomo de carbono está em 3 hexágonos.

$$N_{\text{hex}} = \frac{3}{6} \times (5 \cdot 10^{22}) = 2,5 \cdot 10^{22}$$

Etapla 4. Calcule a área total dos hexágonos 1 g de grafeno.

$$S = (2,5 \cdot 10^{22}) \times (5 \cdot 10^{-20} \text{ m}^2) = \boxed{1250 \text{ m}^2}$$

Etapla 5. (b) Determine a quantidade de N_2 que podem ser adsorvida por 1 g de grafeno.

Nesse caso, como a folha de grafeno está apoiada sobre um suporte sólido, a adsorção ocorre apenas em um dos lados. Assim, cada 6 átomos de carbono adsorvem uma molécula de nitrogênio, ou seja:

$$n_{\text{N}_2} = \frac{1}{6} n_{\text{C}} = \frac{1}{6} \times (0,083 \text{ mol}) = 0,014 \text{ mol}$$

Etapla 6. Calcule o volume de N_2 adsorvido.

O volume molar em CNTP (0°C e 1 atm) é $V_{\text{CNTP}} = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$.

$$V_{\text{N}_2} = n_{\text{N}_2} V_{\text{CNTP}} = (0,014 \text{ mol}) \times (22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}) = \boxed{0,3 \text{ L}}$$