

## 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

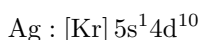
**Etapa 1. (a)** Calcule o número atômico do elemento

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:

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

**Etapa 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.

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

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

### Questão 12

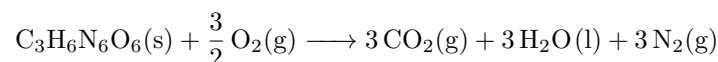
O ácido benzoico,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , é muito usado para calibrar calorímetros. O calor liberado na combustão em volume constante dessa substância é  $3,2 \text{ MJ mol}^{-1}$ . Quando uma pastilha de 2,44 g de ácido benzoico é queimada em um calorímetro fechado com 100 mL de volume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

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  $25^\circ\text{C}$  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  $\text{CO}_2$ , o hidrogênio é convertido em  $\text{H}_2\text{O}$  e o nitrogênio é convertido em  $\text{N}_2$ .



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

De  $n = m/M$ ,

$$n_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} = \frac{2,44 \text{ g}}{122 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,02 \text{ mol}$$

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

Em volume constante  $Q_V = \Delta U$ .

De  $\Delta U = n\Delta U_r$

$$Q_V = (0,02 \text{ mol}) \times (-3,2 \frac{\text{MJ}}{\text{mol}}) = -64 \text{ kJ}$$

**Etapa 4.** Calibração. Calcule a capacidade calorífica do calorímetro.

De  $Q_V = -Q_{\text{cal}} = -C_{\text{cal}}\Delta T$ , no primeiro experimento:

$$C_{\text{cal}} = \frac{64 \text{ kJ}}{4 \text{ K}} = 16 \text{ kJ K}^{-1}$$

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

De  $n = m/M$ ,

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

**Etapa 6.** Calcule o calor liberado na combustão do RDX.

De  $Q_{\text{cal}} = C_{\text{cal}}\Delta T$ , no segundo experimento:

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

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.

De  $\Delta U_c = \Delta U/n$ ,

$$\Delta U_c = \frac{(-70,4 \text{ kJ})}{0,033 \text{ mol}} = -2112 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

De  $\Delta H = \Delta U + \Delta n_{\text{gás}}RT$ ,

$$\Delta H_c = (-2112 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + \left(3 + 3 - \frac{3}{2}\right) \times (8,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K mol}}) \times (298 \text{ K}) = \boxed{-2100 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

### 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<sup>-1</sup>

- 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 CO<sub>2</sub> produzida em quantidade e massa de C na amostra.

De  $n = m/M$

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

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

**Etapa 2.** Converta a quantidade de H<sub>2</sub>O produzida em quantidade e massa de H na amostra.

De  $n = m/M$

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

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

**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.

De  $n = m/M$

$$m_{\text{O}} = 1 \text{ g} - 0,68 \text{ g} - 0,072 \text{ g} = 0,25 \text{ g}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{0,25 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,016 \text{ mol}$$

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

$$\text{C} : \frac{0,057 \text{ mol}}{0,016 \text{ mol}} = 3,7 = \frac{11}{3}$$

$$\text{H} : \frac{0,072 \text{ mol}}{0,016 \text{ mol}} = 4,6 = \frac{14}{3}$$

$$\text{O} : \frac{0,016 \text{ mol}}{0,016 \text{ mol}} = 1,0$$

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  $d = PM/RT$

$$M = \frac{dRT}{P}$$

logo,

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

**Etapa 6. (c)** Calcule a massa molar de uma fórmula unitária.

$$M_{C_{11}H_{14}O_3} = 194 \text{ g mol}^{-1}$$

**Etapa 7.** Divida a massa molar do composto pela massa da fórmula unitária empírica.

$$x = \frac{388 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{194 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2$$

**Etapa 8.** Multiplique os coeficientes na fórmula empírica pelo fator 2 para obter a fórmula molecular.

$$2 \times (C_{11}H_{14}O_3) = \boxed{C_{22}H_{28}O_6}$$

### Questão 14

Quando um hidrocarboneto desconhecido reage com cloro, ocorre a reação de substituição de um dos átomos 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

**Etapa 1. (a)** Calcule a massa molar dos produtos clorados.

Cada molécula de produto clorado, PC, possui um átomo de cloro.

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

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

**Etapa 2.** Calcule a massa molar do hidrocarboneto.

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

$$M_{HC} = M_{PC} - M_{Cl} + M_H$$

logo:

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

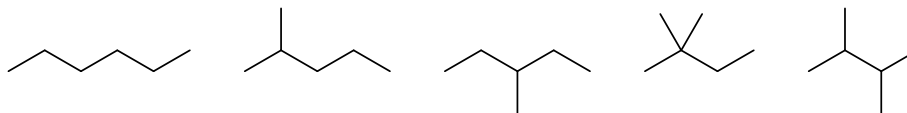
**Etapa 3. (b)** Para determinar a fórmula molecular de um hidrocarboneto a partir de sua massa molar verifique o número máximo de carbonos possível. A massa molar restante é referente aos hidrogênios. Se a fórmula molecular obtida não for plausível, diminua o número de carbonos.

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 alcano.

Assim, a fórmula molecular do hidrocarboneto é  $C_6H_{14}$

**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.

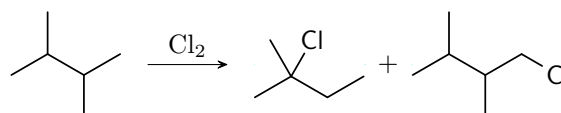
Existem 5 isômeros constitucionais com fórmula molecular  $C_6H_{14}$ :



Nenhum dos compostos possui estereoisômeros.

**Etapla 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

Nuvens 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

**Etapla 1. (a)** Use a equação de Rydberg.

$$\text{De } \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right),$$

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

logo,

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

**Etapla 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**.

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

$$\text{De } \frac{1}{\lambda} = Z^2 \mathcal{R} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right),$$

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

logo,

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

### Questão 16

De acordo com as teorias atuais da evolução biológica, os amino-ácidos e os ácido 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 por ser criado.

### Questão 17

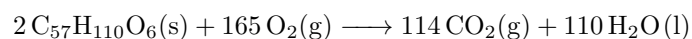
Os camelos armazenam a gordura triestearina,  $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$ , em suas corcovas. Além de ser uma fonte de energia, a gordura é também uma fonte de água, pois, quando ela é usada, ocorre a reação de oxidação formando água e dióxido de carbono.

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

**Etapla 1. (a)** Na reação de combustão, o carbono é convertido em  $\text{CO}_2$  e o hidrogênio é convertido em  $\text{H}_2\text{O}$ .



**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

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

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

$$m_{\text{O}_2} = \frac{1}{3} \times (14\,400 \frac{\text{resp}}{\text{d}}) \times (0,12 \frac{\text{g}}{\text{resp}}) = 576 \text{ g}$$

**Etapa 3.** Converta a massa de  $\text{O}_2$  em quantidade usando a massa molar.

De  $n = m/M$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{576 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 18 \text{ mol}$$

**Etapa 4.** Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de  $\text{O}_2$  na quantidade de  $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$ .

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

**Etapa 5.** Converta a quantidade de  $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$  em massa usando a massa molar.

De  $m = nM$

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

**Etapa 6. (c)** Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de  $\text{O}_2$  na quantidade de  $\text{H}_2\text{O}$ .

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = (18 \text{ mol}) \times \frac{110}{165} = 12 \text{ mol}$$

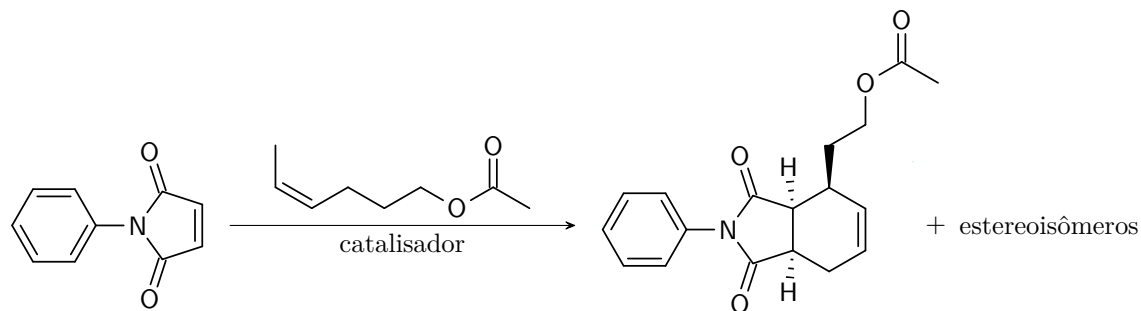
**Etapa 7.** Converta a quantidade de  $\text{H}_2\text{O}$  em massa usando a massa molar.

De  $m = nM$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = (12 \text{ mol}) \times (18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = \boxed{216 \text{ g}}$$

## 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 aqui são convertidos em quatro produtos estereoisoméricos — dois majoritários e dois minoritários. Um dos produtos é mostrado a seguir:

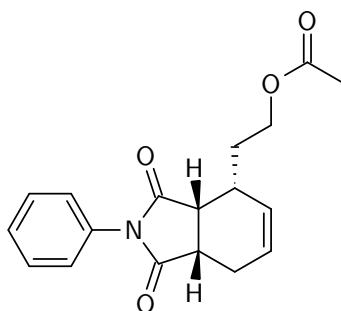


A reação também leva à formação de outro produto majoritário, enantiômero do produto apresentado. Além disso, são formados dois outros produtos minoritários, que mantêm a conectividade *cis* nos carbonos de ponte do biciclo e possuem configuração diferente no outro carbono quiral.

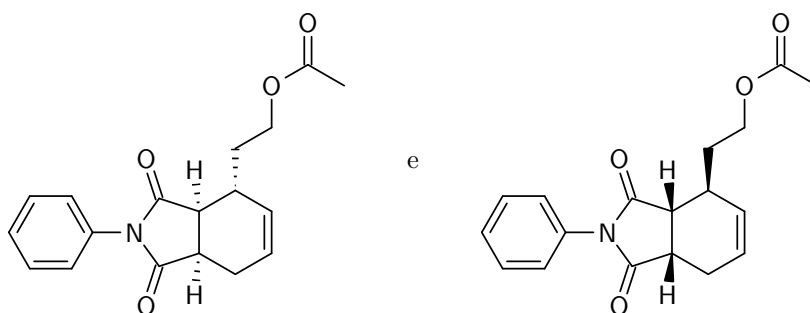
- Apresente** a estrutura do outro produto majoritário.
- Apresente** a estrutura dos dois outros produtos minoritários.
- Classifique** os dois produtos minoritários quanto à sua estereoquímica.
- Classifique** os dois produtos minoritários e majoritários quanto à sua estereoquímica.

### Gabarito

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



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



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

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

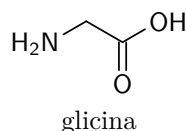
**Etapa 4. (d)** Compare a configuração dos carbonos quirais dos produtos minoritários e majoritários.



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,  $\text{H}_2\text{NCONH}_2$ , 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  $37^\circ\text{C}$ .

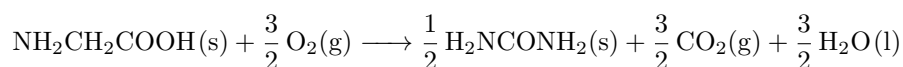
- Apresente** a reação de oxidação da glicina no organismo.
- Determine** a entalpia padrão da oxidação diária de glicina.
- Determine** a entropia padrão da oxidação diária de glicina.
- Determine** a entropia padrão da vizinhança da oxidação diária de glicina.

Considere os dados em  $37^\circ\text{C}$ :

	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	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.

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

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

De  $n = m/M$ ,

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

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

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

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

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.

$$\text{De } \Delta H^\circ = n\Delta H_r^\circ,$$

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

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

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

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

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.

$$\text{De } \Delta S^\circ = n\Delta S_r^\circ,$$

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

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

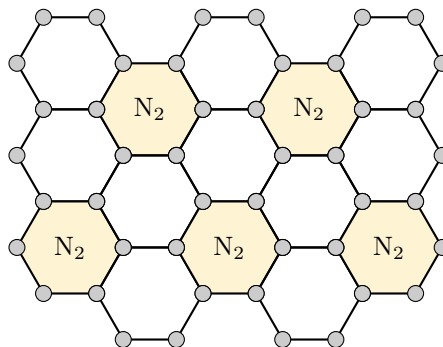
$$\text{De } \Delta S_{\text{viz}} = -\Delta H/T$$

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

## 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  $0^\circ\text{C}$  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:



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

**Gabarito**

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

De  $n = m/M$ ,

$$n = \frac{1 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,083 \text{ mol}$$

**Etapas 2.** Calcule o número de átomos de carbono em 0,083 mol de carbono.

De  $N = N_A n$ ,

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

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

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

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

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

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

**Etapas 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:

$$n_{N_2} = \frac{1}{6} n_C = \frac{1}{6} \times (0,083 \text{ mol}) = 0,014 \text{ mol}$$

**Etapas 6.** Calcule o volume de  $N_2$  adsorvido.

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

De  $V = nV_m$

$$V_{N_2} = (0,014 \text{ mol}) \times (22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}) = \boxed{0,3 \text{ L}}$$