

GABARITO QUÍMICA

Questão 31

Muitos fogos de artifício utilizam a combustão do magnésio, que libera quantidade significativa de energia. O calor liberado faz o óxido incandescer, emitindo luz branca. É possível alterar a cor dessa luz incluindo nitratos e cloretos de elementos que emitem na região visível de seus espectros. Um desses compostos é o nitrato de bário, que produz uma luz amarelo-esverdeada. Os íons bário quando excitados geram luz com comprimento de onda igual a 487 nm, 524 nm, 543 nm e 578 nm.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação molar de energia quando os íons bário excitados geram luz com a maior frequência possível.

A () 207 kJ mol^{-1}

B () 216 kJ mol^{-1}

C () 220 kJ mol^{-1}

D () 228 kJ mol^{-1}

E () 246 kJ mol^{-1}

Gabarito: E

Etapa 1. Identifique o comprimento de onda da luz correspondente à maior frequência.

Como a frequência é inversamente proporcional ao comprimento de onda, a radiação com a maior frequência possível é a com o menor comprimento de onda, $\lambda = 487 \text{ nm}$.

Etapa 2. Calcule a energia de um fóton.

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6,6 \cdot 10^{-34} \text{ Js}) \times (3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}})}{487 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,1 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Etapa 3. Calcule a variação de energia molar.

$$E_m = N_A E = (6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \times (4,1 \cdot 10^{-19} \text{ J}) = \boxed{246 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

Questão 32

Considere os processos.

1. Sublimação do gelo seco.
2. Fusão do gelo quando sal é espalhado nas calçadas no inverno.
3. Formação do ácido sulfuroso na atmosfera, $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$
4. Preparação industrial da amônia: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$

Assinale a alternativa que relaciona os processos com variação de entropia padrão *positiva*.

A () 1

B () 2

C () 1 e 2

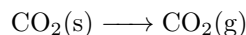
D () 1, 2 e 3

E () 1, 2 e 4

**Gabarito: C**

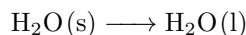
Etapla 1. Verifique se há aumento na quantidade de espécies com alta entropia padrão molar.

1. O processo que ocorre é:



A entropia do gás é maior que a entropia do sólido. A reação ocorre com aumento de entropia do sistema.

2. O processo que ocorre é:



A entropia do líquido é maior que a entropia do sólido. A reação ocorre com aumento de entropia do sistema.

3. A reação ocorre com diminuição do número de espécies gasosas, acarretamento na diminuição da entropia do sistema.
4. A reação ocorre com diminuição do número de espécies gasosas, acarretamento na diminuição da entropia do sistema.

Questão 33

Um cilindro de 100 cm^3 contém gás nitrogênio sob 200 Torr e 27°C .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do número de átomos de nitrogênio no cilindro.

- A** () $1,2 \cdot 10^{21}$ **B** () $6,0 \cdot 10^{21}$ **C** () $1,2 \cdot 10^{22}$ **D** () $6,0 \cdot 10^{22}$ **E** () $6,0 \cdot 10^{23}$

Gabarito: A

Etapla 1. Calcule a quantidade de N_2 no cilindro.

Da lei dos gases ideais, $PV = nRT$,

$$n_{\text{N}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{(200 \text{ Torr}) \times (0,1 \text{ L})}{(62,4 \frac{\text{Torr L}}{\text{mol K}}) \times (300 \text{ K})} = 0,001 \text{ mol}$$

Etapla 2. Calcule o número de moléculas de N_2 no cilindro.

$$N_{\text{N}_2} = N_A n = (6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \times (0,001 \text{ mol}) = 6 \cdot 10^{21}$$

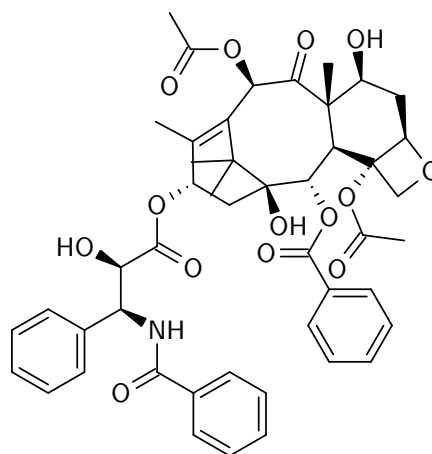
Etapla 3. Calcule o número de átomos de nitrogênio no cilindro.

Como cada molécula de N_2 contém dois átomos de N

$$N_{\text{N}} = 2 \times (6 \cdot 10^{21}) = \boxed{1,2 \cdot 10^{22}}$$

**Questão 34**

O paclitaxel é um medicamento usado no tratamento do câncer.



Paclitaxel

Assinale a alternativa com as funções orgânicas presentes nesse composto.

A () Álcool, amida, éster, éter e cetona.

B () Álcool, amida, éster e éter.

C () Álcool, amida, éster e cetona.

D () Álcool, amina, éster, éter e cetona.

E () Álcool, amina, éster e éter.

Gabarito: A

A molécula possui as funções álcool, amida, éster, éter e cetona.

Questão 35

Assinale a alternativa com a configuração eletrônica do átomo de ósmio no estado fundamental.

A () $[\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^5$

B () $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{13} 5d^7$

C () $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^5$

D () $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^6$

E () $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^7$

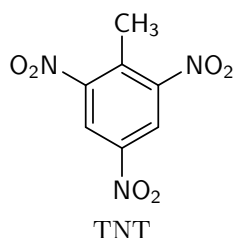
Gabarito: D

Etapa 1. Adicione 76 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.

Os : $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^6$

Questão 36

O trinitrotolueno, TNT, é um explosivo. Em princípio ele poderia ser usado como combustível de foguetes, com os gases formados na decomposição saindo para dar o impulso necessário. Na prática, é claro, ele seria *extremamente* perigoso como combustível, porque é sensível ao choque.



A densidade do TNT é $1,65 \text{ g cm}^{-3}$.

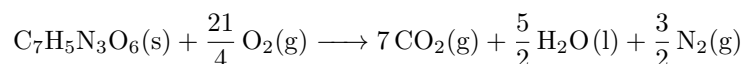
Dados em 25°C	$\text{H}_2\text{O(l)}$	$\text{CO}_2(\text{g})$	TNT(s)
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	-286	-394	-67

Assinale a alternativa que mais se aproxima da densidade de entalpia (entalpia liberada por litro de combustível na reação de combustão) do TNT.

- A** () 12 MJ L^{-1}
 B () 24 MJ L^{-1}
 C () 36 MJ L^{-1}
 D () 48 MJ L^{-1}
 E () 60 MJ L^{-1}

Gabarito: B

Etapa 1. 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. Calcule a entalpia molar de combustão do TNT.

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

$$\Delta H_c^\circ = 7 \Delta H_{f, \text{CO}_2(\text{g})}^\circ + \frac{5}{2} \Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}(\text{l})}^\circ - \Delta H_{f, \text{TNT}(\text{s})}^\circ$$

logo,

$$\Delta H_c^\circ = \left\{ 7(-394) + \frac{5}{2}(-286) - (-67) \right\} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -3400 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Etapa 3. Calcule o volume molar de TNT usando a massa molar e a densidade.

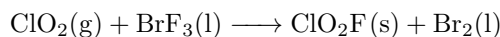
$$V_{\text{TNT}} = \frac{227 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1650 \frac{\text{g}}{\text{L}}} = 0,14 \text{ L mol}^{-1}$$

Etapa 4. Calcule a densidade de entalpia do TNT.

$$h_{\text{TNT}} = \frac{3,4 \frac{\text{MJ}}{\text{mol}}}{0,14 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = \boxed{24 \text{ MJ L}^{-1}}$$

**Questão 37**

Considere a reação entre dióxido de cloro, ClO_2 , e trifluoreto de bromo, BrF_3 .



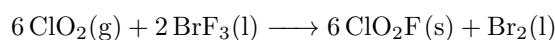
Em um experimento, 675 g de ClO_2 reagiram com 685 g de BrF_3 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa do reagente em excesso que permanece ao final da reação.

- A () 200 g B () 230 g C () 260 g D () 290 g E () 320 g

Gabarito: B

Etapa 1. Balanceie a equação química.



Etapa 2. Converta as massas em quantidade usando a massa molar.

$$n_{\text{ClO}_2} = \frac{m_{\text{ClO}_2}}{M_{\text{ClO}_2}} = \frac{675 \text{ g}}{67,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 10 \text{ mol}$$
$$n_{\text{BrF}_3} = \frac{m_{\text{BrF}_3}}{M_{\text{BrF}_3}} = \frac{685 \text{ g}}{137 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5 \text{ mol}$$

Etapa 3. Para cada reagente, calcule quantos mols de produto (Br_2) ele forma.

Para o ClO_2 :

$$n_{\text{Br}_2} = \frac{1}{6} n_{\text{ClO}_2} = \frac{1}{6} \times (10 \text{ mol}) = 1,67 \text{ mol}$$

Para a BrF_3 :

$$n_{\text{Br}_2} = \frac{1}{2} n_{\text{BrF}_3} = \frac{1}{2} \times (5 \text{ mol}) = 2,5 \text{ mol}$$

O ClO_2 só pode produzir 1,67 mol de Br_2 . Portanto, ele é o reagente limitante.

Etapa 4. Calcule a quantidade de BrF_3 consumida na reação.

$$n_{\text{BrF}_3, \text{consumido}} = \frac{2}{6} n_{\text{ClO}_2} = \frac{2}{6} \times (10 \text{ mol}) = 3,33 \text{ mol}$$

Etapa 5. Calcule a quantidade de BrF_3 remanescente ao final da reação.

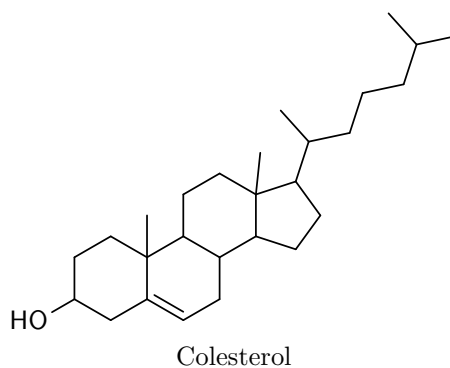
$$n_{\text{BrF}_3, \text{xs}} = n_{\text{BrF}_3} - n_{\text{BrF}_3, \text{consumido}} = 5 \text{ mol} - 3,33 \text{ mol} = 1,67 \text{ mol}$$

Etapa 6. Converta a quantidade de BrF_3 remanescente em massa usando a massa molar.

$$m_{\text{BrF}_3, \text{xs}} = n_{\text{BrF}_3, \text{xs}} M_{\text{BrF}_3} = (1,67 \text{ mol}) \times (137 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = \boxed{228 \text{ g}}$$

Questão 38

Colesterol é um lipídio encontrado nas membranas celulares e transportado no plasma sanguíneo de todos os animais. É um componente essencial das membranas celulares dos mamíferos.



Assinale a alternativa com o número de estereoisômeros do colesterol.

A () 32

B () 64

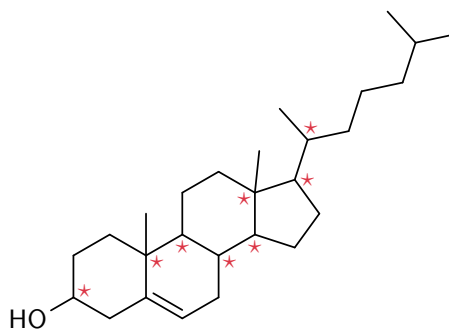
C () 128

D () 256

E () 512

Gabarito: D

Etapla 1. Identifique os centros quirais na estrutura do colesterol.



Etapla 2. Quando não há simetria na molécula, o número de estereoisômeros é 2^n , onde n é o número de centros quirais.

$$\text{Número de estereoisômeros} = 2^8 = \boxed{256}$$

Questão 39

Considere as proposições a respeito da reação de combustão do etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, líquido.

1. A reação de combustão completa libera mais energia do que a reação de combustão incompleta, formando monóxido de carbono.
2. A reação libera mais energia quando há formação de água líquida do que quando há formação de água gasosa.
3. A reação libera mais energia quando ocorre sob volume constante em 25°C do que quando ocorre sob pressão constante na mesma temperatura.
4. A reação libera mais energia quando ocorre sob pressão constante em 10°C do que quando ocorre sob pressão constante em 60°C .



Dados em 25 °C	O ₂ (g)	H ₂ O(l)	CO ₂ (g)	C ₂ H ₆ O(l)
Capacidade calorífica em pressão constante, $C_{P,m}/\frac{\text{J}}{\text{K mol}}$	29	89	37	110

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*

A () 1 e 2

B () 1 e 4

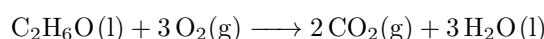
C () 2 e 4

D () 1, 2 e 4

E () 1, 2, 3 e 4

Gabarito: D

Etapa 1. Na reação de combustão completa, o carbono é convertido em CO₂ e o hidrogênio é convertido em H₂O.



Etapa 2. (1) Compare o calor liberado na combustão completa com o calor liberado na combustão incompleta.

A combustão do CO formando CO₂ ocorre com liberação de energia. Logo, a reação libera menos energia quando há formação de CO.

Etapa 3. (2) Compare o calor liberado quando há formação de água líquida com o calor liberado quando há formação de água gasosa.

A formação de água gasosa a partir da água líquida requer absorção de energia. Logo, a reação libera menos energia quando há formação de água gasosa.

Etapa 4. (3) Compare o calor liberado em volume contante com o calor liberado em pressão constante.

O calor liberado em volume constante é $Q_V = \Delta U$ e o calor liberado em pressão contante é $Q_P = \Delta H$. A relação entre ΔU e ΔH é:

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

Quando há formação de água líquida, $\Delta n_{\text{gás}} = 2 - 3 = -1$. Como $\Delta n_{\text{gás}}$ é negativo, ΔH é menor (mais negativo) que ΔU . Assim, a reação libera mais energia em pressão constante.

Etapa 5. (4) Compare o calor liberado em duas temperaturas diferentes.

A relação entre a variação de entalpia padrão de reação e a temperatura é:

$$\Delta H_{T_2}^\circ = \Delta H_{T_1}^\circ + (T_2 - T_1) \times \Delta C_P$$

em que ΔC_P é a diferença entre as capacidades caloríficas em pressão constante dos produtos e reagentes.

De $\Delta C_P = \sum_{\text{produtos}} nC_P - \sum_{\text{reagentes}} nC_P$,

$$\Delta C_P = 2C_{P,\text{CO}_2(\text{g})} + 3C_{P,\text{H}_2\text{O}(\text{l})} - C_{P,\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})} - 3C_{P,\text{O}_2(\text{g})}$$

logo,

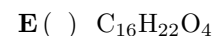
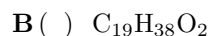
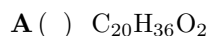
$$\Delta C_P = \left\{ 2(37) + 3(89) - (110) - 3(29) \right\} \frac{\text{J}}{\text{K mol}} = 144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Como ΔC_P é positivo, a entalpia padrão de reação aumenta (se torna menos negativa) com o aumento da temperatura. Assim, a reação libera menos energia em 60 °C do que em 10 °C.

Questão 40

Uma amostra de 59,6 g de biodiesel, contendo somente carbono, hidrogênio e oxigênio, foi analisado por combustão. As massas de água e dióxido de carbono produzidas foram 68,4 g e 167,2 g, respectivamente.

Assinale a alternativa com a fórmula empírica do composto.



Gabarito: B

Etapa 1. Converta a quantidade de CO_2 produzida em quantidade e massa de C na amostra.

$$n_C = n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{167,2 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,8 \text{ mol}$$

$$m_C = (3,8 \text{ mol}) \times (12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 45,6 \text{ g}$$

Etapa 2. Converta a quantidade de H_2O produzida em quantidade e massa de H na amostra.

$$n_H = 2n_{H_2O} = 2 \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = 2 \times \frac{68,4 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,6 \text{ mol}$$

$$m_H = (7,6 \text{ mol}) \times (1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 7,6 \text{ g}$$

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.

$$m_O = m - m_C - m_H = 59,6 \text{ g} - 45,6 \text{ g} - 7,6 \text{ g} = 6,4 \text{ g}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{6,4 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,4 \text{ mol}$$

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

$$n_C : \frac{3,8 \text{ mol}}{0,4 \text{ mol}} = \frac{19}{2}$$

$$n_H : \frac{7,6 \text{ mol}}{0,4 \text{ mol}} = \frac{38}{2}$$

$$n_O : \frac{0,4 \text{ mol}}{0,4 \text{ mol}} = 1$$

Por fim, a fórmula empírica é: $C_{19}H_{38}O_2$