

**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 ( )  $207 \text{ kJ mol}^{-1}$

B ( )  $216 \text{ kJ mol}^{-1}$

C ( )  $220 \text{ kJ mol}^{-1}$

D ( )  $228 \text{ kJ mol}^{-1}$

E ( )  $246 \text{ kJ mol}^{-1}$

**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

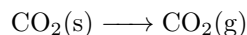
D ( ) 1, 2 e 3

E ( ) 1, 2 e 4

**Gabarito: C**

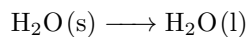
**Etapla 1.** Verifique se há aumento na quantidade de espécies com alta entropia padrão molar.

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  $100 \text{ cm}^3$  contém gás nitrogênio sob 200 Torr e  $27^\circ\text{C}$ .

**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  $\text{N}_2$  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  $\text{N}_2$  no cilindro.

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

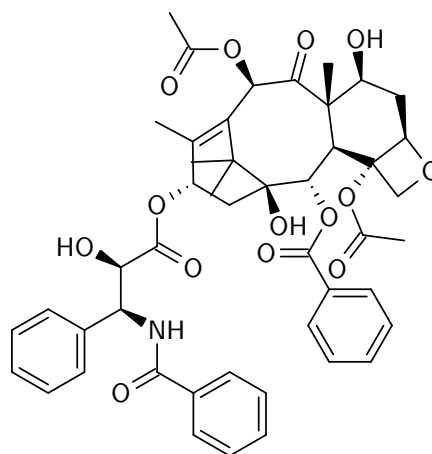
**Etapla 3.** Calcule o número de átomos de nitrogênio no cilindro.

Como cada molécula de  $\text{N}_2$  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 ( )  $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^7$

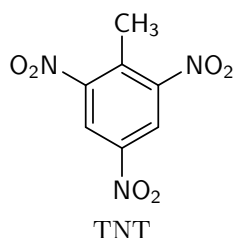
**Gabarito: D**

**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  $1,65 \text{ g cm}^{-3}$ .

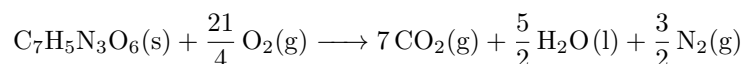
Dados em $25^\circ\text{C}$	$\text{H}_2\text{O(l)}$	$\text{CO}_2\text{(g)}$	TNT(s)
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	-286	-394	-67

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

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

#### Gabarito: B

**Etapa 1.** 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.** 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.

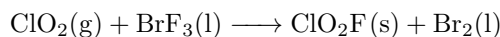
$$V_{\text{TNT}} = \frac{227 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1650 \frac{\text{g}}{\text{L}}} = 0,14 \text{ L mol}^{-1}$$

**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,  $\text{ClO}_2$ , e trifluoreto de bromo,  $\text{BrF}_3$ .



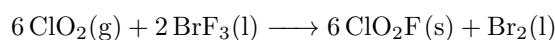
Em um experimento, 675 g de  $\text{ClO}_2$  reagiram com 685 g de  $\text{BrF}_3$ .

**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 ( $\text{Br}_2$ ) ele forma.

Para o  $\text{ClO}_2$ :

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

Para a  $\text{BrF}_3$ :

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

O  $\text{ClO}_2$  só pode produzir 1,67 mol de  $\text{Br}_2$ . Portanto, ele é o reagente limitante.

**Etapa 4.** Calcule a quantidade de  $\text{BrF}_3$  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  $\text{BrF}_3$  remanescente ao final da reação.

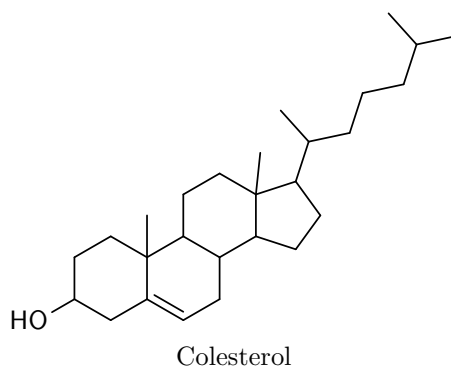
$$n_{\text{BrF}_3, \text{xs}} = n_{\text{BrF}_3} - n_{\text{BrF}_3, \text{consumido}} = 5 \text{ mol} - 3,33 \text{ mol} = 1,67 \text{ mol}$$

**Etapa 6.** Converta a quantidade de  $\text{BrF}_3$  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

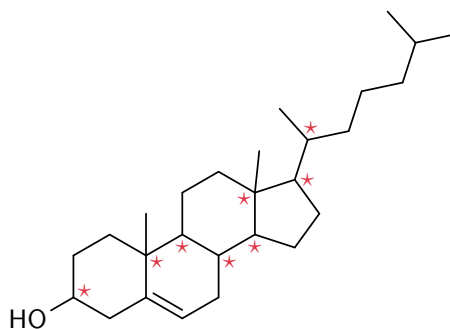
C ( ) 128

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  $25^\circ\text{C}$  do que quando ocorre sob pressão constante na mesma temperatura.
4. A reação libera mais energia quando ocorre sob pressão constante em  $10^\circ\text{C}$  do que quando ocorre sob pressão constante em  $60^\circ\text{C}$ .

Dados em 25 °C	O <sub>2</sub> (g)	H <sub>2</sub> O(l)	CO <sub>2</sub> (g)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> 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

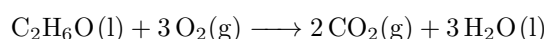
C ( ) 2 e 4

D ( ) 1, 2 e 4

E ( ) 1, 2, 3 e 4

### Gabarito: D

**Etapla 1.** Na reação de combustão completa, o carbono é convertido em CO<sub>2</sub> e o hidrogênio é convertido em H<sub>2</sub>O.



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

A combustão do CO formando CO<sub>2</sub> ocorre com liberação de energia. Logo, a reação libera menos energia quando há formação de CO.

**Etapla 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.

**Etapla 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  $\Delta U$  e  $\Delta H$  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,  $\Delta H$  é menor (mais negativo) que  $\Delta U$ . Assim, a reação libera mais energia em pressão constante.

**Etapla 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  $\Delta C_P$  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,

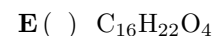
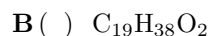
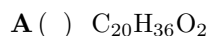
$$\Delta C_P = \left\{ 2(37) + 3(89) - (110) - 3(29) \right\} \frac{\text{J}}{\text{K mol}} = 128 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Como  $\Delta C_P$  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

**Etapla 1.** Converta a quantidade de  $CO_2$  produzida em quantidade e massa de C na amostra.

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

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

**Etapla 2.** Converta a quantidade de  $H_2O$  produzida em quantidade e massa de H na amostra.

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

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

**Etapla 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.

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

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

**Etapla 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:  $C_{19}H_{38}O_2$