

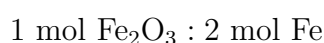


Então, deve-se determinar qual dos dois reagentes é o limitante e qual está em excesso. Para tal, basta calcular o número de mols ( $n$ ) de cada reagente e verificar qual deles resultará no menor número de mols do produto, respeitando a estequiometria. Então, tem-se que

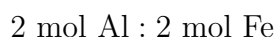
$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{(23,0)}{(156,69)} = 0,15 \text{ mol, e}$$

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{(31,0)}{(26,98)} = 1,15 \text{ mol.}$$

Considerando as relações estequiométricas de cada reagente com o produto de interesse (Fe), tem-se que



$$0,15 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 : x \text{ mol Fe} \therefore x = 0,3$$



$$1,15 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 : y \text{ mol Fe} \therefore y = 1,15$$

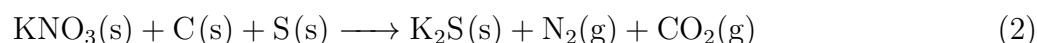
Então, como o número de mols de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  usado gera uma menor quantidade de mols do produto de Fe, trata-se do reagente limitante. Sendo assim, a reação gera 0,3 mol de Fe. Considerando a massa molar do Fe, tem-se que

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe}) = (0,3) \times (55,85) = 16,76 \text{ g.}$$

Na letra b), o rendimento percentual ( $\eta\%$ ) pode ser calculado utilizando a massa obtida no item anterior, que corresponde ao rendimento teórico ( $\eta_{\text{teórico}}$ ), e a massa obtida experimentalmente, 11,45 g, que corresponde ao rendimento experimental ( $\eta_{\text{experimental}}$ ). Dessa forma, tem-se que

$$\eta\% = \frac{\eta_{\text{experimental}}}{\eta_{\text{teórico}}} \times 100 \% = \frac{(11,45)}{(16,76)} \times 100 \% = 68,3 \%$$

2. (3 pontos) A pólvora foi inicialmente concebida como uma mistura de nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ), carvão (C) e enxofre (S). A queima da pólvora em um ambiente confinado gera uma mistura de sulfeto de potássio ( $\text{K}_2\text{S}$ ), gás nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ), conforme apresentado na **Equação 2**.



- (a) Considere que os valores das entalpias-padrão de formação ( $\Delta_f H^\circ$ ) dos compostos relevantes

para essa reação estão apresentados na **Tabela 1**.

**Tabela 1:** Valores de entalpia padrão de formação ( $\Delta_f H^\circ$ , kJ mol<sup>-1</sup>) para o KNO<sub>3</sub>(s), CO<sub>2</sub>(g) e K<sub>2</sub>S(s).

Composto	$\Delta_f H^\circ$ , kJ mol <sup>-1</sup>
KNO <sub>3</sub> (s)	- 494,6
CO <sub>2</sub> (g)	- 393,5
K <sub>2</sub> S(s)	- 376,6

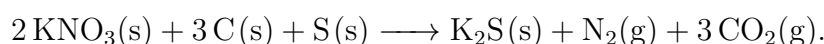
Com base nesses valores, qual a entalpia padrão da reação ( $\Delta_r H^\circ$ ), em kJ, de queima da pólvora?

- (b) Qual a quantidade de energia liberada em forma de calor pela queima de 3,5 g de pólvora? Assuma que 1 mol de pólvora corresponde a 2 mols de KNO<sub>3</sub>, 3 mols de C e 1 mol de S.

**Resposta:**

Na letra a), o  $\Delta_r H^\circ$  pode ser calculado de duas maneiras. Pode-se usar as reações de formação de cada espécie química e somá-las, ou recorrer à Lei de Hess. Como utilizar a Lei de Hess é mais simples e direto, ela será a resposta escolhida para essa questão. Porém, vale lembrar que ambas as maneiras seriam corretas.

Primeiramente, deve-se balancear a equação química, gerando a equação



Dessa forma, também é importante reconhecer que a Lei de Hess utiliza as entalpias-padrão de formação dos compostos, conforme apresentado na **Tabela 1**. Então, deve-se reconhecer que  $\Delta_f H^\circ(\text{C}) = 0$ ,  $\Delta_f H^\circ(\text{S}) = 0$  e  $\Delta_f H^\circ(\text{N}_2) = 0$ , por se tratarem de elementos químicos em seus estados-padrão.

Então, aplicando-se a Lei de Hess, tem-se que

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ &= \left( \sum n \times \Delta_f H^\circ(\text{P}) \right) - \left( \sum n \times \Delta_f H^\circ(\text{R}) \right) \\ \Delta_r H^\circ &= (1 \times \Delta_f H^\circ(\text{K}_2\text{S}(\text{s})) + 3 \times \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g}))) - (2 \times \Delta_f H^\circ(\text{KNO}_3(\text{s}))) \\ \Delta_r H^\circ &= ([-376,6] + 3 \times [-376,6]) - (2 \times [-494,6]) \\ \Delta_r H^\circ &= -1506,4 + 989,2 = -517,2 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

Na letra b), assume-se que 1 mol de pólvora é equivalente a 2 mol de KNO<sub>3</sub>, 3 mol de C e 1 mol de S. Essa é a estequiometria obtida pelo balanceamento da equação. Dessa forma, para determinar a quantidade de energia liberada em forma de calor pela queima de 3,5 g de

pólvora, ou seja, o  $\Delta_r H^\circ$  para essa massa, deve-se obter a massa de 1 mol de pólvora. Para tal, basta somar as massas de 2 mol de  $\text{KNO}_3$ , 3 mol de C e 1 mol de S.

$$m \text{ pólvora} = m (2 \text{ mol de } \text{KNO}_3) + m (3 \text{ mol de C}) + m (1 \text{ mol de S})$$

$$m \text{ pólvora} = (2 \times 101,10) + (3 \times 12,01) + (1 \times 32,06) = 270,29 \text{ g.}$$

Então, como o valor de  $\Delta_r H^\circ$  determinado na letra a) está relacionado a esse número de mols e, por consequência, a essa massa, pode-se aplicar uma regra de três para calcular a energia envolvida na queima de 3,5 g de pólvora.

$$270,29 \text{ g de pólvora} : -517,12 \text{ kJ}$$

$$3,5 \text{ g de pólvora} : x \text{ kJ} \therefore x = -6,70.$$

Então, a queima de 3,5 g de pólvora libera 6,70 kJ de energia em forma de calor.

3. (4 pontos) O iodeto de hidrogênio ( $\text{HI}(\text{g})$ ) pode ser formado pela reação entre o hidrogênio ( $\text{H}_2(\text{g})$ ) e o iodo ( $\text{I}_2(\text{g})$ ) moleculares (**Equação 3**). Ao analisar a cinética dessa reação a 500 K, utilizando o método das velocidades iniciais, um aluno de iniciação científica obteve os resultados apresentados na **Tabela 2**.



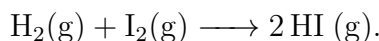
**Tabela 2:** Valores de concentração de  $\text{H}_2(\text{g})$  ( $[\text{H}_2(\text{g})]$ , mol  $\text{L}^{-1}$ ), de  $\text{I}_2(\text{g})$  ( $[\text{I}_2(\text{g})]$ , mol  $\text{L}^{-1}$ ) e as velocidades iniciais ( $v_i$ , mol  $\text{L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ ) obtidas para cada experimento.

Experimento	$[\text{H}_2(\text{g})]$ , mol $\text{L}^{-1}$	$[\text{I}_2(\text{g})]$ , mol $\text{L}^{-1}$	$v_i$ , mol $\text{L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
1	0,20	0,15	$1,29 \times 10^{-8}$
2	0,40	0,15	$2,58 \times 10^{-8}$
3	0,20	0,45	$3,87 \times 10^{-8}$

- (a) Com base nos dados apresentados, forneça (i) a lei de velocidade da reação, (ii) a ordem geral da reação e (iii) a constante de velocidade da reação,  $k$ .
- (b) Considerando que a constante de velocidade para essa reação a 600 K é igual a  $4,4 \times 10^{-4} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ , qual a energia de ativação ( $E_a$ ), em  $\text{kJ mol}^{-1}$ , dessa reação?

**Resposta:**

Primeiramente, é essencial balancear a equação química, obtendo



Então, para obter o que se pede na letra a), é necessário utilizar o método das velocidades iniciais com base nos resultados apresentados na **Tabela 2**. Para tal, basta equacionar cada experimento da tabela em uma lei de velocidade de reação.

$$\begin{aligned}v_i &= k [\text{H}_2(\text{g})]^\alpha \times [\text{I}_2(\text{g})]^\beta \\1,29 \times 10^{-8} &= k(0,2)^\alpha \times (0,15)^\beta \\2,58 \times 10^{-8} &= k(0,4)^\alpha \times (0,15)^\beta \\3,87 \times 10^{-8} &= k(0,2)^\alpha \times (0,45)^\beta\end{aligned}$$

Então, é necessário estabelecer relações entre experimentos em que apenas uma das concentrações mude, como os pares (1 e 2) e (1 e 3). Matematicamente, esses experimentos são comparados pela divisão das respectivas leis de velocidade.

$$\begin{aligned}\frac{v_2}{v_1} &= \frac{2,58 \times 10^{-8}}{1,29 \times 10^{-8}} = 2 = \frac{k(0,4)^\alpha \times (0,15)^\beta}{k(0,2)^\alpha \times (0,15)^\beta} = \frac{(0,4)^\alpha}{(0,2)^\alpha} = \left(\frac{0,4}{0,2}\right)^\alpha = 2^\alpha \\2 &= 2^\alpha \therefore \alpha = 1 \\ \frac{v_3}{v_1} &= \frac{3,87 \times 10^{-8}}{1,29 \times 10^{-8}} = 3 = \frac{k(0,2)^\alpha \times (0,45)^\beta}{k(0,2)^\alpha \times (0,15)^\beta} = \frac{(0,45)^\beta}{(0,15)^\beta} = \left(\frac{0,45}{0,15}\right)^\beta = 3^\beta \\3 &= 3^\beta \therefore \beta = 1\end{aligned}$$

Então, a lei de velocidade de reação é  $v = k [\text{H}_2(\text{g})]^1 \times [\text{I}_2(\text{g})]^1 = k [\text{H}_2(\text{g})] \times [\text{I}_2(\text{g})]$ . Como  $\alpha = \beta = 1$ , a reação é de primeira ordem em relação a cada reagente e de ordem global 2. Para calcular o  $k$ , basta usar um dos experimentos – o primeiro, por exemplo – e as ordens de reação obtidas.

$$\begin{aligned}v_1 &= k [\text{H}_2(\text{g})] \times [\text{I}_2(\text{g})] \\1,29 \times 10^{-8} &= k(0,2) \times (0,15) \\k &= \frac{1,29 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}\text{s}^{-1}}{(0,2 \text{ mol L}^{-1})(0,15 \text{ mol L}^{-1})} = 4,3 \times 10^{-7} \text{ L mol}^{-1}\text{s}^{-1}.\end{aligned}$$

Na letra b), considerando que o valor de  $k$  obtido na letra foi relativo a 500 K, conforme diz o enunciado, deve-se usar os dois pares de  $k$  e  $T$  ( $k_1 = 4,3 \times 10^{-7} \text{ L mol}^{-1}\text{s}^{-1}$  e  $T_1 = 500 \text{ K}$ ,  $k_2 = 4,4 \times 10^{-4} \text{ L mol}^{-1}\text{s}^{-1}$  e  $T_2 = 600 \text{ K}$ ) e aplicá-los na equação de Arrhenius para

determinar a energia de ativação,  $E_a$ .

$$\ln\left(\frac{k_2}{k_1}\right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$
$$\ln\left(\frac{(4,4 \times 10^{-4})}{(4,3 \times 10^{-7})}\right) = \frac{E_a}{(8,314)} \left(\frac{1}{500} - \frac{1}{600}\right)$$
$$6,93 = \frac{E_a}{(8,314)} (3,33 \times 10^{-4})$$

$$E_a = 173,04 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1} = 173,04 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

# Tabela Periódica dos Elementos

18 VIIIA

1	1 IA 1 1.0079 <b>H</b> Hidrogênio	2 IIA 4 9.0122 <b>Be</b> Berílio	3 IIIA 21 44.956 <b>Sc</b> Escândio	4 IVB 22 47.867 <b>Ti</b> Titânio	5 VB 23 50.942 <b>V</b> Vanádio	6 VIB 24 51.996 <b>Cr</b> Cromo	7 VIIB 25 54.938 <b>Mn</b> Manganes	8 VIIIB 26 55.845 <b>Fe</b> Ferro	9 VIIIB 27 58.933 <b>Co</b> Cobalto	10 VIIIB 28 58.693 <b>Ni</b> Níquel	11 IB 29 63.546 <b>Cu</b> Cobre	12 IIB 30 65.39 <b>Zn</b> Zinco	13 IIIA 5 10.811 <b>B</b> Boro	14 IVA 6 12.011 <b>C</b> Carbono	15 VA 7 14.007 <b>N</b> Nitrogênio	16 VIA 8 15.999 <b>O</b> Oxigênio	17 VIIA 9 18.998 <b>F</b> Flúor	18 VIIIA 2 4.0025 <b>He</b> Hélio			
2	3 6.941 <b>Li</b> Lítio	12 24.305 <b>Mg</b> Magnésio	20 40.078 <b>Ca</b> Cálcio	38 87.62 <b>Sr</b> Estrôncio	56 137.33 <b>Ba</b> Bário	88 226 <b>Ra</b> Rádio	104 261 <b>Rf</b> Rutherfordio	105 262 <b>Db</b> Dúbnio	106 266 <b>Sg</b> Seabúrgio	107 264 <b>Bh</b> Bóhrnio	108 277 <b>Hs</b> Hássio	109 268 <b>Mt</b> Meitnério	110 281 <b>Ds</b> Darmstádio	111 280 <b>Rg</b> Roentgênio	112 285 <b>Cn</b> Copernício	113 284 <b>Nh</b> Nhônio	114 289 <b>Fl</b> Flevório	115 288 <b>Mc</b> Moscóvio	116 293 <b>Lv</b> Livermório	117 292 <b>Ts</b> Tenessino	118 294 <b>Og</b> Oganessônio
3	11 22.990 <b>Na</b> Sódio	19 39.098 <b>K</b> Potássio	37 85.468 <b>Rb</b> Rubídio	55 132.91 <b>Cs</b> Césio	87 223 <b>Fr</b> Francio	89 227 <b>Ac</b> Actínio	90 232.04 <b>Th</b> Tório	91 231.04 <b>Pa</b> Protactínio	92 238.03 <b>U</b> Urânio	93 237 <b>Np</b> Netúmio	94 244 <b>Pu</b> Plutônio	95 243 <b>Am</b> Americio	96 247 <b>Cm</b> Cúrio	97 247 <b>Bk</b> Berquílio	98 251 <b>Cf</b> Califórnio	99 252 <b>Es</b> Einsteinio	100 257 <b>Fm</b> Férmio	101 258 <b>Md</b> Mendelévio	102 259 <b>No</b> Nobelio	103 262 <b>Lr</b> Laurêncio	
4	19 39.098 <b>K</b> Potássio	37 85.468 <b>Rb</b> Rubídio	55 132.91 <b>Cs</b> Césio	87 223 <b>Fr</b> Francio	89 227 <b>Ac</b> Actínio	90 232.04 <b>Th</b> Tório	91 231.04 <b>Pa</b> Protactínio	92 238.03 <b>U</b> Urânio	93 237 <b>Np</b> Netúmio	94 244 <b>Pu</b> Plutônio	95 243 <b>Am</b> Americio	96 247 <b>Cm</b> Cúrio	97 247 <b>Bk</b> Berquílio	98 251 <b>Cf</b> Califórnio	99 252 <b>Es</b> Einsteinio	100 257 <b>Fm</b> Férmio	101 258 <b>Md</b> Mendelévio	102 259 <b>No</b> Nobelio	103 262 <b>Lr</b> Laurêncio		
5	37 85.468 <b>Rb</b> Rubídio	55 132.91 <b>Cs</b> Césio	87 223 <b>Fr</b> Francio	89 227 <b>Ac</b> Actínio	90 232.04 <b>Th</b> Tório	91 231.04 <b>Pa</b> Protactínio	92 238.03 <b>U</b> Urânio	93 237 <b>Np</b> Netúmio	94 244 <b>Pu</b> Plutônio	95 243 <b>Am</b> Americio	96 247 <b>Cm</b> Cúrio	97 247 <b>Bk</b> Berquílio	98 251 <b>Cf</b> Califórnio	99 252 <b>Es</b> Einsteinio	100 257 <b>Fm</b> Férmio	101 258 <b>Md</b> Mendelévio	102 259 <b>No</b> Nobelio	103 262 <b>Lr</b> Laurêncio			
6	55 132.91 <b>Cs</b> Césio	87 223 <b>Fr</b> Francio	89 227 <b>Ac</b> Actínio	90 232.04 <b>Th</b> Tório	91 231.04 <b>Pa</b> Protactínio	92 238.03 <b>U</b> Urânio	93 237 <b>Np</b> Netúmio	94 244 <b>Pu</b> Plutônio	95 243 <b>Am</b> Americio	96 247 <b>Cm</b> Cúrio	97 247 <b>Bk</b> Berquílio	98 251 <b>Cf</b> Califórnio	99 252 <b>Es</b> Einsteinio	100 257 <b>Fm</b> Férmio	101 258 <b>Md</b> Mendelévio	102 259 <b>No</b> Nobelio	103 262 <b>Lr</b> Laurêncio				
7	87 223 <b>Fr</b> Francio	89 227 <b>Ac</b> Actínio	90 232.04 <b>Th</b> Tório	91 231.04 <b>Pa</b> Protactínio	92 238.03 <b>U</b> Urânio	93 237 <b>Np</b> Netúmio	94 244 <b>Pu</b> Plutônio	95 243 <b>Am</b> Americio	96 247 <b>Cm</b> Cúrio	97 247 <b>Bk</b> Berquílio	98 251 <b>Cf</b> Califórnio	99 252 <b>Es</b> Einsteinio	100 257 <b>Fm</b> Férmio	101 258 <b>Md</b> Mendelévio	102 259 <b>No</b> Nobelio	103 262 <b>Lr</b> Laurêncio					

Metais alcalinos

Metais alcalinos terrosos

Metais

Semi-metais

Ametais

Halogênios

Gases nobres

Lantanídeos/Actinídeos

Z A

Preto: natural

Cinza: feito em

laboratório

Nome

Símbolo