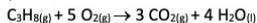


1.

3.2.1. A reacción de combustión do propano é:



A entalpía desta reacción pola lei de Hess é: $\Delta H^\circ_c(\text{C}_3\text{H}_8) = \sum n_{[\text{productos}]} \cdot \Delta H^\circ_{f[\text{productos}]} - \sum n_{[\text{reactivos}]} \cdot \Delta H^\circ_{f[\text{reactivos}]}$

$$\Delta H^\circ_c(\text{C}_3\text{H}_8) = [3 \cdot \Delta H^\circ_f \text{CO}_{2(g)} + 4 \cdot \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}_{(l)}] - [\Delta H^\circ_f \text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5 \Delta H^\circ_f \text{O}_{2(g)}]$$

Tendo en conta que a entalpía de formación dun elemento puro, en estado estándar é cero, neste caso a do $\text{O}_{2(g)}$:

$$\Delta H^\circ_c(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot (-393,5) + 4 \cdot (-285,8) - [(-104,7) + 0] = -2.219 \text{ kJ}$$

3.2.2. Supoñendo comportamento ideal para o O_2 , a partir da ecuación dos gases ideais $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$ e despendendo, podemos determinar os moles de $\text{O}_{2(g)}$ que se forman:

$$n_T = \frac{P_T \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 150 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 6,1 \text{ moles } \text{O}_{2(g)}$$

Da estequiometría da reacción podemos determinar os moles necesarios de propano para reaccionar con eses moles de osíxeno:

$$6,1 \text{ mol } \text{O}_{2(g)} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_{8(g)}}{5 \text{ mol } \text{O}_{2(g)}} = 1,2 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_{8(g)}$$

O calor que se desprende cando se queiman ese moles de propano serán:

$$1,2 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_{8(g)} \cdot \frac{-2.219 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_{8(g)}} = -2.663 \text{ kJ se desprenden.}$$

3.2.3. O criterio de espontaneidade dunha reacción ven dado pola variación da Enerxía libre de Gibbs:

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$, resultando ser espontánea se $\Delta G < 0$.

Non sempre unha reacción exotérmica, con $\Delta H < 0$, é espontánea: se a reacción transcurre con aumento da orde, onde $\Delta S < 0$, e ten lugar a temperaturas elevadas, o valor da Enerxía libre de Gibbs podería ser positivo e polo tanto non espontánea.

Apartado 3.2.1. 1 punto, apartado 3.2.2. 1 punto, apartado 3.2.3. 0,5 puntos.

2.

1.1. Deseño do dispositivo para medir o calor desprendido pola neutralización:

Debe evitarse o intercambio de calor co medio, para iso pódese empregar o vaso de precipitados forrado por fóra coa tela illante (material pouco condutor) pegada coa cinta adhesiva, e tapalo co tapón de cortiza, no que se practicarán dous orificios co punzón para introducir o termómetro co que medir os cambios de temperatura no medio, e a vara axitadora. Se o alumno/a especifica o deseño do dispositivo cun debuxo identificando correctamente as partes, darase por válido.

(Descárgase o emprego da bureta e do matraz aforado, polo seu uso habitual. Ademais, para o matraz aforado o único tapón dispoñible é de vidro, mellor condutor da calor cá cortiza, e que empeoraría o intercambio de calor)

Procedemento: temos que comprobar inicialmente que ambas disolucións están a temperatura de traballo, podemos comprobalo se é necesario co termómetro. Collemos cunha probeta un volume da disolución de NaOH de concentración 1,0 M e vértese no calorímetro fabricado, medindo a continuación a temperatura desta disolución co termómetro, que chamamos T_1 . Lavamos a probeta e collemos agora un volume da disolución de HCl de concentración 2,0 M, verténdoa no calorímetro. A continuación, pechamos o calorímetro e movemos lixeiramente a vara axitadora, anotando a temperatura máxima que se alcanza no termómetro, e que chamamos T_2 . Baleirase o calorímetro e lávase.

1.2. A calor cedido pola neutralización é absorbida pola disolución, que aumenta de temperatura, e polo calorímetro. Pero como nos indican nos datos, debemos considerar o equivalente calorimétrico $m_0=0$.

$$Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{disolución}} = Q_{\text{reacción}}$$

$$0 + (m_{\text{ácido}} + m_{\text{base}}) \cdot c_e \cdot \Delta t = Q_{\text{reacción}}$$

O máximo incremento de temperatura é de $\Delta T = 9,19^\circ\text{C}$, tal e como se pode comprobar na táboa.

As masas dos reactivos, supoñendo volumes aditivos e que a densidade da disolución resultante de mesturar as dúas iniciais é de 1 g/cm^3 , sería en total 300 g .

$$Q_{\text{reacción}} = [(m_{\text{ácido}} + m_{\text{base}}) \cdot c_e \cdot \Delta t] = \left[(300\text{ g}) \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \cdot 9,19^\circ\text{C} \right] = 11524,3\text{ J}$$

Necesitamos os moles que reaccionaron do ácido e da base, e realizando o cálculo vemos que son os mesmos:

$$n_{\text{ácido}} = [M] \cdot V = 2,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,100\text{ L} = 0,2\text{ mol} \quad n_{\text{base}} = [M] \cdot V = 1,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,200\text{ L} = 0,2\text{ mol}$$

A entalpía de neutralización molar valerá:

$$\Delta H_R = \frac{-Q_{\text{reacción}}}{n} = \frac{-11524,3\text{ J}}{0,2\text{ mol}} = -5,76 \cdot 10^4 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = -57,62 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

1.3. Dado que a reacción de neutralización só eleva a temperatura en aproximadamente 9°C , e a máxima temperatura alcanzada será duns 34°C , en principio parece un incremento perfectamente asumible.

A temperatura alcanzada na neutralización non depende do volume de reactivos, si non da súa concentración e capacidade calorífica do sistema. No caso dun vertido grande, as cantidades de ácido e base empregadas serían moito maiores que no experimento levado a cabo no laboratorio, pero aínda que a reacción libere máis calor, este dispérsase nunha cantidade maior de masa, evitando o incremento elevado de temperatura.

(Esto último pode especificarse cun exemplo, aínda que non é necesario sempre que o razoamento sexa correcto):

Por exemplo, supoñamos que se dobra a cantidade de ambas disolucións, e temos $0,4$ moles de ácido ou de base, entón o incremento de temperatura sería:

$$57,62 \frac{\text{kJ}}{\text{mol HCl}} \cdot 0,4\text{ mol HCl} = 23,01\text{ kJ}; \quad \Delta T = \frac{Q_{\text{reacción}}}{m \cdot c_e} = \frac{23010\text{ J}}{600\text{ g} \cdot 4,18\text{ J/g}^\circ\text{C}} = 9,2^\circ\text{C}$$

O aumento de temperatura é o mesmo aínda que se traballe con cantidades maiores no caso dun vertido,

NOTA: De maneira xeral, as respostas a esta pregunta que inclúan unha explicación ben fundamentada en relación co contexto serán avaliadas favorablemente.

Apartado 1.1. 1 punto, apartado 1.2. 1 punto, apartado 1.3. 0,5 puntos.

7.1. O calor cedido na reacción de neutralización é absorbido pola disolución, que aumenta de temperatura, e polo calorímetro, pero como nos indican nos datos, debemos considerar o equivalente calorimétrico $m_0=0$.

$$Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{disolución}} = -Q_{\text{reacción}}$$

$$0 + (m_{\text{ácido}} + m_{\text{base}}) \cdot c_e \cdot \Delta t = -Q_{\text{reacción}}$$

O incremento de temperatura que se levou a cabo foi de: $\Delta t = t_2 - t_1 = 12^\circ\text{C}$

A masa das disolucións será: $m_{\text{ácido}} = m_{\text{base}} = d \cdot V = 1\text{ g/mL} \cdot 100\text{ mL} = 100\text{ g}$

4

Tendo en conta, como se indica no enunciado, o valor do equivalente en auga do calorímetro é desprezable: $m_0 = 0\text{ g}$.

$$Q_{\text{reacción}} = Q_{\text{neutralización}} = -4,18\text{ J/g}^\circ\text{C} \cdot (100\text{ g} + 100\text{ g} + 0\text{ g}) \cdot 12^\circ\text{C} = -10.032\text{ J}$$

Os moles que reaccionan de ácido e de base son os mesmos:

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}} = [M] \cdot V = 2,0\text{ M} \cdot 0,100\text{ L} = 0,2\text{ moles}$$

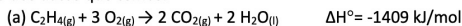
Polo tanto, a entalpía de neutralización será:

$$\Delta H_{\text{neutralización}} = \frac{Q_{\text{neutralización}}}{n} = \frac{-10.032\text{ J}}{0,2\text{ moles}} = -5,02 \cdot 10^4\text{ J/mol} = -50,2\text{ kJ/mol}$$

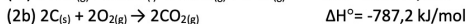
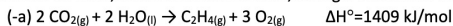
5.

6.1. A reacción de formación do eteno será; $2 \text{C}_{(s)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{4(g)}$ $\Delta H^\circ_f (\text{C}_2\text{H}_4) = ?$

Partindo dos datos que temos:



Aplicando a lei de Hess, a combinación 2b+2c-a, dá lugar á reacción de formación de eteno:



$$\Delta H^\circ_f (\text{C}_2\text{H}_4) = 1409 - 787,2 - 572 = 49,8 \text{ kJ/mol}$$

6.2. Unha reacción química é espontánea se cumpre que a enerxía libre de Gibbs $\Delta G < 0$, onde $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Para a reacción química de formación do eteno $2 \text{C}_{(s)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{4(g)}$ $\Delta H^\circ_f (\text{C}_2\text{H}_4) = 49,8 \text{ kJ/mol}$, sabemos que:

$\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$, xa que diminúe a desorde o haber dous moles de especies gasosas nos reactivos e soamente un mol nos produtos.

Tendo en conta isto resulta que: $\Delta G = \Delta H(+) - T\Delta S(-)$, os dous termos da suma son positivos, e en consecuencia a variación de enerxía libre será positiva a calquera temperatura, e a condición de espontaneidade non se cumpre a ningún valor de T.

6. Ec. ENERGÍA LIBRE GIBBS $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

PARA (1) $-52,7 = -87,8 - (298) \cdot \Delta S$

$$\Delta S^\circ = -0,118 \text{ kJ/mol K} = 118 \text{ J/mol K}$$

PARA (2) $-49,1 = -8 - 289 \cdot \Delta S$

$$\Delta S^\circ = 0,124 \text{ kJ/mol K}$$

(1) PARA CALCULAR INTERVALO $\Delta G^\circ = 0$

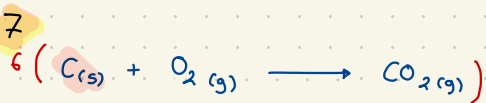
$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = 744 \text{ K}$$

ESPONTÁNEA T° MENOR 744 K

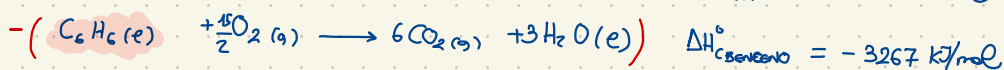
(2) $T = \frac{-8}{0,124} = -65 \text{ K} \Rightarrow \text{NO EXISTEN TEMP. ABSOLUTAS NEGATIVAS}$

ESPONTÁNEA SIEMPRE

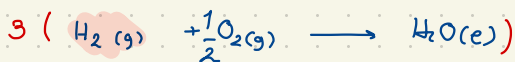
TB SE PODE JUSTIFICAR POR TEORÍA



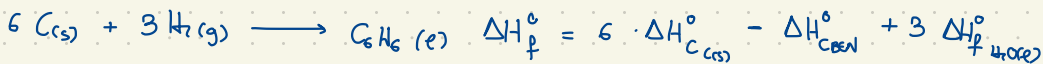
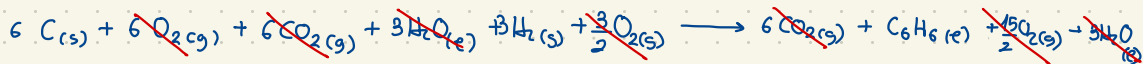
$$\Delta H_{C_{(s)}}^{\circ} = -393,7 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{C_{6H_6(l)}}^{\circ} = -3267 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{H_2O(l)}^{\circ} = -285,9 \text{ kJ/mol}$$



$$= 47,1 \text{ kJ/mol}$$

ENDOTÉRMICO

$$b) \quad 1000 \text{ g } C_6H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78 \text{ g}} \cdot \frac{47,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 603 \text{ kJ/mol}$$



$$b) \quad PV = nRT$$

$$1. \quad V = \frac{12500}{58} \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow V = 5,9 \cdot 10^3 \text{ L}$$

$$c) \quad \frac{12500 \text{ mol}}{58} \cdot \frac{-2877,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -6,2 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

↳ Liberada

$$d) \quad \Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

$$= -2877,5 - 298(0,910) = -3,0 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^{\circ} < 0 \quad \text{ESPONTÁNEA}$$

9.

a. METANO $12500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} \cdot \frac{-889,4}{1 \text{ mol}} = -694718,7 \text{ kJ} = -6,9 \cdot 10^5 \text{ kJ}$

PROPANO $12500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} \cdot \frac{-2219,2}{1 \text{ mol}} = -6,3 \cdot 10^5 \text{ kJ}$

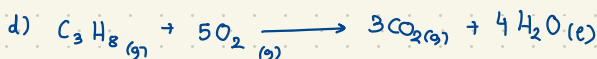
BUTANO $12500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}} \cdot \frac{-2878,6}{1 \text{ mol}} = -6,2 \cdot 10^5 \text{ kJ}$

METANO PRODUCE MÁS CALOR POR BOMBONA

b) BUTANO $\Rightarrow$ PUNTO EBULLICIÓN MÁS ALTO
EN FRÍO NO EVAPORA CON FACILIDAD

PROPANO / GAS NAT. $\Rightarrow$ FASE GAS A TEMP. MÁS BAJAS
FUNCIONA MEJOR EN CLIMA FRÍO

c) LA ENTALPÍA DE REACCIÓN DEPENDE ÚNICAMENTE DE LOS ESTADO INICIAL Y FINAL, Y NO DEL CAMINO SEGUIDO.



$$\Delta H_c^\circ = 3 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_3\text{H}_8$$

$$-2219,2 = 3(-393,5) + 4(-285,8) - \Delta H_f^\circ \text{C}_3\text{H}_8$$

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_3\text{H}_8 = 104,5 \text{ kJ/mol}$$

