

2º BACH - 10 febrero 2004 Problema nº 3

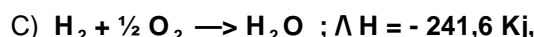
La entalpía de formación del butano es $\Delta H = -124,6 \text{ KJ/mol}$ mientras que la entalpía de combustión del carbono es $\Delta H = -393,0 \text{ KJ/mol}$ y la de formación del agua en estado de vapor es $\Delta H = -241,6 \text{ KJ/mol}$. Con estos datos, calcule la entalpía de combustión del butano. ¿Qué calor suministraría una bombona de gas butano de 14 Kg? ¿Qué cantidad de oxígeno se consumiría al quemar todo el butano de esa bombona? ¿Qué volumen ocuparía este oxígeno en C.N.?

RESOLUCIÓN

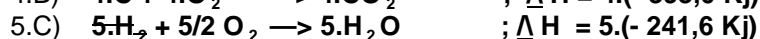
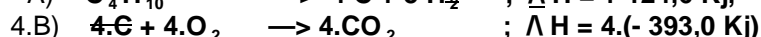
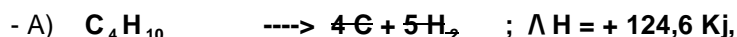
La reacción cuya entalpía hemos de obtener: la de combustión del butano (C_4H_{10}), es:



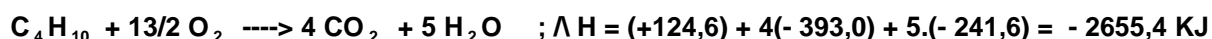
Y disponemos de datos para las reacciones:



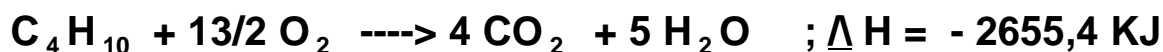
Para ello, tomamos la reacción inversa a la A), con lo cual conseguimos que aparezca en los productos de reacción 1 mol de C_4H_{10} , y después, tomamos 4 veces la reacción B) para que aparezca como producto 4 moles de CO_2 Y 5 veces la reacción C) para que nos aparezcan como producto 5 moles de H_2O . Así, nos quedará:



De donde al simplificar el C y el H_2 y sumar nos queda ya la reacción pedida:



que es la reacción de combustión del butano pedida es :



Para los cálculos estequiométricos posteriores, es ésta la reacción a tener en cuenta, y así:

| | | | | | |
|-----------------------------|-------------------|---------------|-------------------|------------------------|---------------------------------|
| $\text{C}_4\text{H}_{10} +$ | $13/2 \text{O}_2$ | \rightarrow | $4 \text{CO}_2 +$ | $5 \text{H}_2\text{O}$ | $\Delta H = -2655,4 \text{ KJ}$ |
| 1 mol=58 g | 13/2mol=208 g | | | | $\Delta H = -2655,4 \text{ KJ}$ |
| 14000 g | X | | | | Y |

de donde la cantidad de calor que puede obtenerse de una bombona es:

$$\left. \begin{array}{l} 58 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10} \text{ --- } \Delta H = -2655,4 \text{ KJ} \\ 14000 \text{ g ----- X} \end{array} \right\} X = \frac{14000 \cdot (-2655,4)}{58} = -640958,6 \text{ KJ}$$

y la cantidad de Oxígeno que se necesita para quemar todo el butano de la bombona es:

$$\left. \begin{array}{l} 58 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10} \text{ --- } 208 \text{ g de } \text{O}_2 \\ 14000 \text{ g ----- Y} \end{array} \right\} Y = \frac{14000 \cdot (208)}{58} = 50206 \text{ g de } \text{O}_2$$

en C.N. ocupará: $P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = \frac{50206}{32} \cdot 0,082 \cdot 273$; $V = 35122,2 \text{ Litros}$