

PAU Comunidad Valenciana



QUÍMICA
Julio 2024



Problema 1

Termoquímica-estequiometría

VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

En estos vídeos podrás repasar temas interesantes para preparar este examen.

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevo contenido.



PAU Julio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Septiembre 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2019
Comunidad Valenciana



Estequiometría.
Teoría y ejercicios

PROBLEMA 1

Una bombona de butano, $C_4H_{10}(g)$, contiene 13,6 kg. La combustión del butano genera $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$.

- a) Ajuste la ecuación química de combustión. Calcule el volumen teórico de aire (79 % dinitrógeno, 21 % dióxígeno, en volumen), medido a 1 atm y 25 °C, necesario para la combustión completa del butano contenido en una bombona.
- b) Si la combustión del gas contenido en la bombona completa transcurre con un rendimiento del 85 %, calcule la cantidad de energía generada.

Datos: masas atómicas relativas: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0. $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$

entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $C_4H_{10}(g) = -125,7$; $CO_2(g) = -393,5$; $H_2O(l) = -285,8$.

Solución: En primer lugar, se ajusta la reacción de combustión.

Ajusto la reacción por tanteo. Primero el carbono, después el hidrógeno y por último el oxígeno.



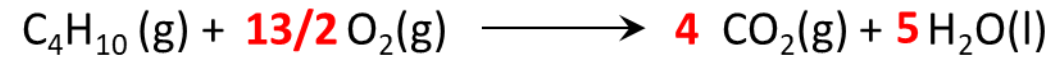
Se calcula la masa molar relativa del butano y los moles que se van a quemar.

$$M(C_4H_{10}) = 4 \cdot M(C) + 10 \cdot M(H) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = \textbf{58 g/mol}$$

$$n_{C_4H_{10}} = \frac{m_{C_4H_{10}}}{M(C_4H_{10})} = \frac{13600}{58} = 234,5 \text{ mol de } C_4H_{10}$$

PROBLEMA 1

a) Ajuste la ecuación química de combustión. Calcule el volumen teórico de aire (79 % dinitrógeno, 21 % dióxígeno, en volumen), medido a 1 atm y 25 °C, necesario para la combustión completa del butano contenido en una bombona.



Se calcula la cantidad de O_2 (en mol) necesarios para que reaccione todo el butano.

$$234,5 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{6,5 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}} \approx 1524,13 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ se necesitan}$$

Se calcula el volumen de O_2 (en litros) necesarios para que reaccione todo el butano.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1524,13 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{1} = 37243,6 \text{ L de } \text{O}_2$$

Se calcula la cantidad de aire (en litros) necesarios para que reaccione todo el butano.

$$37243,6 \text{ L de } \text{O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{21 \text{ L de } \text{O}_2} \approx 1,77 \cdot 10^5 \text{ L de aire se necesitan}$$

El volumen teórico de aire que se necesita es, aproximadamente, $1,77 \cdot 10^5 \text{ L}$

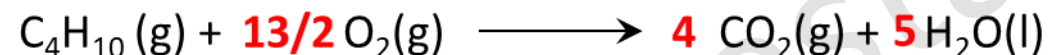
PROBLEMA 1

Una bombona de butano, $C_4H_{10}(g)$, contiene 13,6 kg. La combustión del butano genera $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$.

b) Si la combustión del gas contenido en la bombona completa transcurre con un rendimiento del 85 %, calcule la cantidad de energía generada.

Datos: masas atómicas relativas: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0. $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$

entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $C_4H_{10}(g) = -125,7$; $CO_2(g) = -393,5$; $H_2O(l) = -285,8$.



En primer lugar, se calcula la entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación.

$$\Delta H_{Reacción}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(Productos) - \sum \Delta H_f^\circ(Reactivos)$$

$$\Delta H_{Reacción}^\circ = 4 \cdot \Delta H_f^\circ(CO_2) + 5 \cdot \Delta H_f^\circ(H_2O) - \Delta H_f^\circ(C_4H_{10}) - \frac{13}{2} \cdot \Delta H_f^\circ(O_2)$$

$$\Delta H_{Reacción}^\circ = 4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,8) - (-125,7) - \frac{13}{2} \cdot 0 = -2877,3 \text{ kJ}$$

PROBLEMA 1

Una bombona de butano, $C_4H_{10}(g)$, contiene 13,6 kg. La combustión del butano genera $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$.

b) Si la combustión del gas contenido en la bombona completa transcurre con un rendimiento del 85 %, calcule la cantidad de energía generada.

Se calcula mediante factores de conversión la cantidad de energía liberada.

$$234,5 \text{ mol } C_4H_{10} \cdot \frac{2877,3 \text{ kJ teóricos}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \cdot \frac{0,85 \text{ kJ reales}}{1 \text{ kJ teóricos}} \approx 5,74 \cdot 10^5 \text{ kJ se liberan}$$

La cantidad de energía liberada es, aproximadamente, $5,74 \cdot 10^5 \text{ kJ}$

NOTA: Se puede trabajar con la variación de entalpía negativa y obtener un resultado negativo del calor. Yo prefiero trabajar con cantidades positivas e indicar si la energía se absorbe o se desprende.