



UADY

“Luz, Ciencia y Verdad”

Facultad de Ingeniería

Licenciatura en Ingeniería Física

Alan Mosqueda Camacho
Carmen Andrea Rivera Martínez
Gonzalo Herrera Ramirez
Jesús Alejandro Salazar González
José Israel Cetina Palomo
Pedro Felipe Baeza Ortiz

ADA 3: Ejercicios

Fisicoquímica

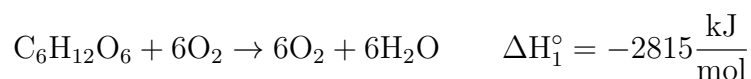
Maestro: Avel Adolfo González Sánchez

Ejercicio 1

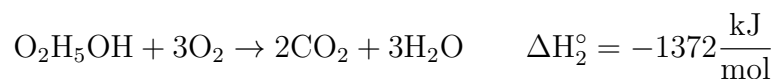
Ejercicio 2

Las entalpías de combustión de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) y etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) son $-2815 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ y $1372 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, respectivamente. Con estos datos determina la energía intercambiada en la fermentación de un mol de glucosa, reacción en la que se produce etanol y CO_2 ¿es exotérmica la reacción?

Reacción de combustión de la glucosa



Reacción de combustión del etanol



Reacción de fermentación



Por lo tanto para ΔH_3° se tiene

$$\Delta H_3^\circ = \Delta H_1^\circ - 2\Delta H_2^\circ$$

donde el 2 que acompaña a ΔH_2° se debe a que en la reacción de fermentación hay dos moles de etanol, lo que nos da como resultado:

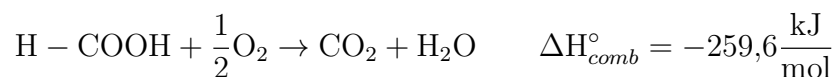
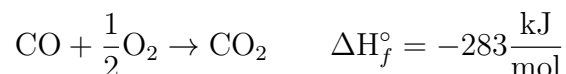
$$\Delta H_3^\circ = -71 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Como el signo es negativo, hay pérdida de energía, es decir, es una reacción exotérmica

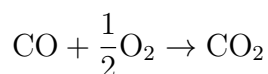
Ejercicio 3

Calcular el calor de formación del ácido metanoico ($\text{H} - \text{COOH}$), a partir de los siguientes calores de reacción.

Datos:



Se necesita determinar el calor de formación del CO_2 , por lo tanto se parte desde la ecuación siguiente:



Por lo tanto

$$\Delta H_{comb}^\circ = \sum n_p \Delta H_f^\circ - \sum n_r \Delta H_f^\circ$$

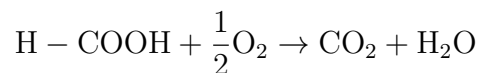
$$\Rightarrow \Delta H_{comb}^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{CO})$$

$$\Rightarrow -\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -\Delta H_f^\circ(\text{CO}) - \Delta H_{comb}^\circ$$

$$\Rightarrow -\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = [-(-110,4) - (-283)] \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\therefore \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ahora se calcula el calor de formación del ácido metanoico partiendo de la siguiente fórmula:



De manera similar a lo anteriormente mostrado obtenemos la siguiente fórmula:

$$\Delta H_f^\circ(\text{H} - \text{COOH}) = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{\text{comp}}^\circ$$

Sustituyendo y resolviendo obtenemos:

$$\therefore \Delta H_f^\circ(\text{H} - \text{COOH}) = -419,13 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 4

Ejercicio 5

Si cuando se forma 1 gramo de metanol (CH_3OH) se desprenden 7,46 kilojulios, calcula:

- ¿Cuál será el valor de su entalía de formación?
- ¿Cuál será la entalpía estandar de combustión del metanol utilizando la ley de Hess?

Datos: Masa atómica

- $\text{C} = 12u$
- $\text{O} = 16u$
- $\text{H} = 1u$

Entalpías estandar de formación del $\text{CO}_2(g)$ y del $\text{H}_2\text{O}(l)$, respectivamente: $-393 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ y $-285,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Solución a):

Debido a que por cada gramo de metanol se liberan 7.46kJ, entonces la entalpía de formación será:

$$\Delta H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = -7,46 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$$

Para convertir la expresión en $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ se necesita encontrar la masa molar del metanol, esta se define como la suma de las masas atómicas de los elementos que la componen, por lo tanto:

$$M_{\text{CH}_3\text{OH}} = M_{\text{C}} + 3M_{\text{H}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}} = 12u + 4(1u) + 16u$$

$$M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 32u = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Por cada 32 gramos de metanol existe 1 mol de metanol, por lo tanto la entalpía de formación será:

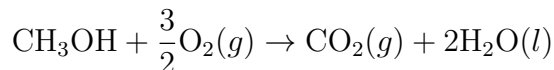
$$\Delta H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = -7,46 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \left(32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = -238,72 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Solución b)

La ley de Hess establece:

$$\Delta H_{\text{comp}}^\circ = \sum n_p \Delta H_i^\circ - \sum n_r \Delta H_i^\circ$$

Por tanto



Sustituyendo:

$$\Delta H_{\text{comb}}^\circ = \Delta H^\circ(\text{CO}_2) + 2\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ(\text{CH}_3\text{OH})$$

$$\Delta H_{\text{comb}}^\circ = [-393,8 + 2(285,8) - (-238,72)] \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\therefore \Delta H_{\text{comb}}^\circ = -726,68 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$