

Taller 2: Primera ley de la Termodinámica

Nombre: Nicolás Gustavo Gaitán Gómez **Código:** 201727889

Instrucciones:

- Todas las respuestas se deben dar en el sistema internacional de unidades (SI) a menos que se indique lo contrario.
- Toda respuesta debe estar debidamente justificada con el procedimiento.
- Respuesta incorrecta con procedimiento correcto valdrá la mitad del punto

1. Cuando 2,0 moles de CO_2 se calientan a una presión constante de 1,25 atm, su temperatura incrementa desde 250K hasta 277K. Dado que la capacidad calorífica molar del CO_2 a presión constante es de $37,11 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, calcule q , ΔH y ΔU .

- Para obtener el calor de la reacción se utiliza la ecuación:

$$q = C \cdot \Delta T$$

Cuyo resultado es:

$$q = 1.0 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ moles} = 2.0 \text{ kJ}$$

Ya que se calcula para la cantidad molar determinada.

Se obtiene que el cambio en entalpía es igual al calor, debido a que la presión es constante.

$$\Delta H = q$$

A partir de la ecuación del comportamiento de gases ideales, se obtiene la siguiente expresión en orden de obtener el diferencial de volumen:

$$\Delta V = \frac{nR}{P} (\Delta T)$$

Cuyo resultado es $dV = 3,5 \text{ L}$

Este resultado se utiliza en la ecuación siguiente para obtener el cambio de energía interna en el sistema:

Fisicoquímica

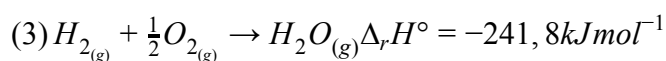
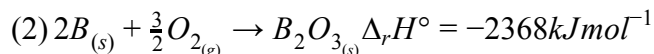
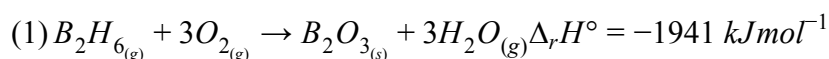
$$\Delta U = \Delta H - w$$

$$\Delta U = \Delta H - P \Delta V \cdot 101.325 \frac{J}{atm \cdot L}$$

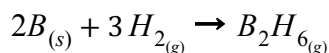
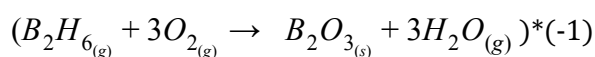
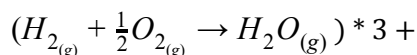
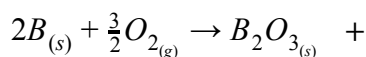
$$\Delta U = 1.6 \cdot 10^3 J$$

El signo del trabajo se relaciona con el hecho que el sistema está realizando trabajo sobre el ambiente, puesto que se expande.

2. A partir de los siguientes datos, determine el $\Delta_f H^\circ$ para el Diborano, $B_2H_{6(g)}$ a 298 K:



El proceso para equiparar las ecuaciones y obtener el producto determinado es el siguiente:



Así, se computan también los valores de las entalpías formales siguiendo la ley de Hess:

$$(-1) \cdot (-1941) + 3 \cdot (-241.8) + (-2368) = -1152.4 \frac{kJ}{mol}$$

Fisicoquímica

3. Una muestra que contiene 1,5 moles de moléculas de un gas ideal con un $C_{p,m} = 20,8 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ se halla inicialmente a 230 kPa y 315K. Sufre una expansión adiabática reversible hasta que su presión alcanza 170 kPa. Calcule el volumen final, la temperatura y el trabajo realizado.

Este proceso se puede dividir en dos partes: Un proceso isotérmico y uno isovolumétrico.

Considerando el proceso isotérmico se obtiene:

$$dV = dQ_1 + dW$$

$$0 = dQ_1 + dW$$

$$dQ_1 = -dW$$

$$dQ_1 = P \cdot dV$$

En el caso del proceso isovolumétrico:

$$dV = dQ_2 + dW$$

$$dU = dQ_2$$

$$C_v \cdot dT = dQ_2$$

De acuerdo a ambas situaciones y teniendo en cuenta la naturaleza adiabática del proceso, se obtiene que:

$$dQ_1 + dQ_2 = 0$$

$$C_v \cdot dT + P \cdot dV = 0$$

$$C_v \cdot dT = \frac{-nRT}{V} dV$$

$$C_v \cdot \frac{dT}{T} = \frac{-nR}{V} dV$$

Fisicoquímica

A continuación, se integra para obtener la ecuación principal:

$$C_v \cdot \int \frac{dT}{T} = -nR \cdot \int \frac{dV}{V}$$

$$C_v \cdot \ln \frac{T_2}{T_1} = -nR \cdot \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$\text{Utilizando: } V_2 = \frac{nRT_2}{P_2}$$

$$C_v \cdot \ln \frac{T_2}{T_1} = -nR \cdot \ln \frac{nRT_2}{P_2} \cdot \frac{1}{V_1}$$

Se obtiene el volumen inicial:

$$V_1 = \frac{nRT_1}{P_1} = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{K}}{\text{mol} \cdot \text{L}} \cdot 315 \text{ K}}{2,27 \text{ atm}} = 17 \text{ L}$$

Y el C_v :

$$C_v = C_p - R = 20,8 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} - 8,3144 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 12,4856 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Estos valores, se reemplazan en la ecuación principal y utilizando la propiedad de logaritmo natural:

$$\ln\left(\frac{a}{b}\right) = \ln(a) - \ln(b)$$

Así, se obtiene que:

$$T_2 = 297 \text{ K}$$

El volumen final se obtiene así:

$$V_2 = \frac{nRT_2}{P_2} = 22 \text{ L}$$

Fisicoquímica

Finalmente, se obtiene el balance de trabajo del proceso:

$$dW = (-1) - C_v \cdot dT = -0.22 \text{ kJ}$$

4. El ser humano promedio produce aproximadamente 10 MJ de calor cada día a través de su actividad metabólica. Si un cuerpo humano fuera un sistema aislado de 65 kg de masa con el calor específico del agua, ¿qué elevación de temperatura debería experimentar el cuerpo?, los cuerpos humanos son sistemas abiertos, y el principal mecanismo de pérdida de calor se da a través de la evaporación de agua (sudor). ¿Qué masa de agua debería evaporarse cada día para mantener la temperatura constante $\Delta_{\text{vap-agua}} H^\circ = 40.65 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$?

De acuerdo con las premisas del problema se puede utilizar la siguiente ecuación para obtener el cambio de temperatura por peso total:

$$\Delta T = \frac{q}{C_{e \text{ agua}}} = \frac{10^7}{4.18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 65000 \text{ g}}$$

$$\Delta T = 37 \text{ K}$$

Conociendo la entalpía formal de la evaporación del agua, se puede derivar la siguiente ecuación para conocer la cantidad de agua necesaria para mantener la temperatura constante en el organismo:

$$m = \frac{10^4 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ mol}}{40.65 \text{ kJ}} = 246 \text{ moles}$$

$$246 \text{ moles} \cdot \frac{18.01 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 4.4 \cdot 10^3 \text{ g } H_2O$$

Fisicoquímica

5. Clasificar los siguientes procesos como endotérmico o exotérmico:
- Una combustión para el cual $\Delta_r H^\circ = -2020 \text{ kJ mol}^{-1}$
 - Exotérmico, se libera calor al ambiente.
 - Una solución para el cual $\Delta_{soln} H^\circ = +4,0 \text{ kJ mol}^{-1}$
 - Endotérmico, la entalpía posee signo positivo.
 - Vaporización
 - Endotérmico, ya que el sistema necesita energía para que suceda el cambio de fase.
 - Fusión
 - Endotérmico, ya que el sistema necesita energía para que suceda el cambio de fase.
 - Sublimación.
 - Endotérmico, ya que el sistema necesita energía para que suceda el cambio de fase.
 - Condensación
 - Endotérmico, ya que el sistema libera energía para que suceda el cambio de fase.