



UADY

“Luz, Ciencia y Verdad”

Facultad de Ingeniería

Licenciatura en Ingeniería Física

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

ADA 2: Ejercicios

Fisicoquímica

Maestro: Avel Adolfo González Sánchez

Problema 7-11

Un mol de gas ideal a 27°C y 10 atm, se expande adiabáticamente hasta una presión constante opositora de 1 atm. calcular la temperatura final, Q, W, ΔE y ΔH para los dos casos, $\bar{c}_v = \frac{3R}{2}$, $\bar{c}_v = \frac{5R}{2}$.

Primero el caso de $\bar{c}_v = \frac{3R}{2}$:

Estado 1	Estado 2
$T_1 = 27^\circ\text{C} \text{ (300.15K)}$	$T_2 = ?$
$P_1 = 10\text{atm}$	$P_2 = 1\text{atm}$
$V_1 = ?$	$V_2 = ?$
$n = 1\text{mol}$	$n = 1\text{mol}$

$$R = 0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Calculando el volumen en el estado 1

$$PV = nRT \rightarrow P_1 V_1 = nRT_1 \rightarrow V_1 = \frac{nRT_1}{P_1}$$

$$V_1 = \frac{(1\text{mol})(R = 0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}})(300,15\text{K})}{10\text{atm}}$$

$$\therefore V_1 = 2,463 \text{ L}$$

Para el caso no reversible procedemos de la siguiente forma, tenemos dos incógnitas: T_2 y V_2 . Se necesitan dos ecuaciones, la primera ecuación es:

$$P_2 V_2 = nRT_2 \rightarrow V_2 = \frac{nRT_2}{P_2}$$

La siguiente ecuación es:

$$P\Delta V = -W \rightarrow P\Delta V = -n\bar{c}_v\Delta T$$

Que sería igual a:

$$P_2(V_2 - V_1) = -n\bar{c}_v(T_2 - T_1)$$

Desarrollando y substituyendo V_2 para despejar T_2

$$n\bar{c}_v T_1 + P_2 V_1 = T_2 [n\bar{c}_v + nR]$$

Agregando el valor de \bar{c}_v y terminando el despeje

$$T_2 = \frac{2}{5Rn} \left[\frac{3RnT_1}{2} + P_2 V_1 \right]$$

$$\Rightarrow T = \frac{2}{5} \left[\frac{3T}{2} + \frac{P_2 V_1}{Rn} \right]$$

Sustituyendo valores y resolviendo

$$T_2 = \frac{2}{5} \left[\frac{3(300,15K)}{2} + \frac{(1atm)(2,463L)}{(0,08206 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K})(1mol)} \right]$$

$$\therefore T_2 = 192,1K$$

Al ser un proceso adiabático

$$Q = 0$$

Calculando ΔE

$$\Delta E = \bar{c}_v(T_2 - T_1) \rightarrow \Delta E = \frac{3R}{2} (T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta E = \frac{3}{2} \left(0,08206 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \right) (192,1 - 300,15) K$$

$$\therefore \Delta E = -1,35 \frac{kJ}{mol}$$

Calculando W

$$-W = \Delta E \Rightarrow W = 1,35 \frac{kJ}{mol}$$

Calculando ΔH

$$\Delta H = (\bar{c}_v + R)(T_2 - T_1) \Rightarrow \Delta H = \frac{5R}{2} (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = \frac{5}{2} \left(0,08206 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \right) (192,1 - 300,15) K$$

$$\therefore \Delta H = -2,24 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Caso 2 con $\bar{c}_v = \frac{5R}{2}$ y no reversible.

El volumen V_1 se mantiene igual, por lo que

$$V_1 2,463\text{L}$$

Calculando T_2 usando la fórmula que ya se había deducido y sustituyendo el nuevo valor de \bar{c}_v se tiene:

$$T_2 = \frac{2}{7} \left[\frac{5T_1}{2} + \frac{P_2 V_1}{Rn} \right]$$

$$T_2 = \frac{2}{7} \left[\frac{5(300,15\text{K})}{2} + \frac{(1\text{atm})(2,463\text{L})}{(0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}})(1\text{mol})} \right]$$

$$\therefore T_2 = 223\text{K}$$

Al ser un proceso adiabático

$$Q = 0$$

De igual forma, los cálculos de W , ΔE y ΔH son idénticos, solo cambiando el valor de \bar{c}_v , por lo que obviaremos el desarrollo para pasar directamente al valor obtenido.

$$\Delta E = -1,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta W = 1,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H = -2,24 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Problema 7-12

Repetir el problema 7-11 suponiendo que la expansión es reversible
Primero el caso de $\bar{c}_v = \frac{3R}{2}$:

Estado 1	Estado 2
$T_1 = 27^\circ\text{C} \text{ (300.15K)}$	$T_2 = ?$
$P_1 = 10\text{atm}$	$P_2 = 1\text{atm}$
$V_1 = ?$	$V_2 = ?$
$n = 1\text{mol}$	$n = 1\text{mol}$

$$R = 0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Calculando el volumen 1

$$P_1 V_1 = nRT_1 \Rightarrow V_1 = \frac{nRT_1}{P_1}$$

Sustituyendo

$$V_1 = \frac{(1\text{mol}) \left(0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right) (300,15\text{K})}{10\text{atm}}$$

$$\therefore V_1 = 2,463\text{L}$$

despejando V_2 de la siguiente ecuación

$$P_2 V_2 = nRT_2 \Rightarrow V_2 = \frac{nRT_2}{P_2}$$

Ahora para calcular T_2 usamos la siguiente ecuación:

$$V_1(T_1)^{\frac{\bar{c}_v}{R}} = V_2(T_2)^{\frac{\bar{c}_v}{R}}$$

Sustituyendo V_2 en la ecuación anterior

$$V_1(T_1)^{\frac{\bar{c}_v}{R}} = \frac{nRT_2}{P_2}(T_2)^{\frac{\bar{c}_v}{R}}$$

$$\frac{P_2 V_1(T_1)^{\frac{\bar{c}_v}{R}}}{nR} = (T_2)^{1+\frac{\bar{c}_v}{R}}$$

sustituyendo y despejando \bar{c}_v obtenemos

$$T_2 = \left[\frac{P_2 V_1 T_1^{\frac{3}{2}}}{nR} \right]^{\frac{2}{5}}$$

Sustituyendo los valores

$$T_2 = \left[\frac{(1\text{atm})(2,463\text{L})(300,15\text{K})^{\frac{3}{2}}}{(1\text{mol})(0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}})} \right]$$

$$\therefore T_2 = 119,49 \text{ K}$$

Calculando ΔE

$$\Delta E = \bar{c}_v(T_2 - T_1)$$

$$\Delta E = \frac{3}{2} \left(0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) (119,49 - 300,15) \text{ K}$$

$$\therefore \Delta E = -2,26 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Calculando W

$$W = -\Delta E$$

$$\therefore W = 2,26 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

calculando ΔH

$$\Delta H = (\bar{c}_v + R)(T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta H = \frac{5R}{2}(T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta H = \frac{5}{2} \left(0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) (119,49 - 300,15) \text{ K}$$

$$\therefore \Delta H = -3,76 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Caso 2 con $\bar{c}_v = \frac{5R}{2}$

Tomando como base las ecuaciones utilizadas anteriormente, el procedimiento es el mismo pero con el valor de \bar{c}_v distinto, por lo cual solo se mostraran las ecuaciones finales y el resultado, empezando por la temperatura

$$T_2 = \left[\frac{P_2 V_1 T_1^{\frac{5}{2}}}{nR} \right]^{\frac{2}{7}}$$

$$\therefore T_2 = 155,46 \text{ K}$$

Para ΔE

$$\Delta E = \frac{5R}{2}(T_2 - T_1)$$

$$\therefore \Delta E = -3,01 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Para W

$$W = -\Delta E$$

$$\therefore W = 3,01 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Para ΔH

$$\Delta H = \frac{7R}{2}(T_2 - T_1)$$

$$\therefore \Delta H = -4,22 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Problema

un mol de gas ideal se comprime adiabaticamente en una sola etapa con una presión constante de oposición a 10 atm. Inicialmente el gas está a 27°C y 1atm de presión; la presión final es de 10atm. Calcular la temperatura final del gas, Q, W, ΔE y ΔH . Resolver para dos casos:

- Caso 1: Gas monoatómico con $\bar{c}_v = \frac{3R}{2}$
- Caso 2: Gas diatómico con $\bar{c}_v = \frac{5R}{2}$

¿Cómo se afectarían los resultados si se utilizan n moles en vez de un mol?

Caso 1 con $\bar{c}_v = \frac{3R}{2}$ y un mol

Estado 1	Estado 2
$T_1 = 27^\circ\text{C} \ (300.15\text{K})$	$T_2 = ?$
$P_1 = 1\text{atm}$	$P_2 = 10\text{atm}$
$V_1 = ?$	$V_2 = ?$
$n = 1\text{mol}$	$n = 1\text{mol}$

$$R = 0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Calculando V_1

$$P_1 V_1 = nRT_1 \Rightarrow V_1 = \frac{nRT_1}{P_1}$$

$$V_1 = \frac{(1\text{mol}) \left(0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right) (300,15\text{K})}{1\text{atm}}$$

$$\therefore V_1 = 24,63 \text{ L}$$

Ahora para calcular T_2 usamos la siguiente formula

$$P\Delta V = n\bar{c}_v\Delta T$$

Desarrollando y sustituyendo V_2 con base en la ecuación encontrada anteriormente

$$n\bar{c}_v T_1 + P_2 V_1 = T_2 [\bar{c}_v n + nR]$$

Sustituyendo el valor de \bar{c}_v y desarrollando

$$T_2 = \frac{2}{5} \left[\frac{3T_1}{2} + \frac{P_2 V_1}{nR} \right]$$

Sustituyendo valores

$$T_2 = \frac{2}{5} \left[\frac{3(300,15K)}{2} + \frac{(10atm)(24,63L)}{(0,08206 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K})(1mol)} \right]$$

$$\therefore T_2 = 1380,67 \text{ K}$$

Al ser un proceso adiabático se tiene

$$Q = 0$$

Calculando ΔE

$$\Delta E = \bar{c}_v (T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta E = \frac{3}{2} \left(0,08206 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \right) (1380,67 - 300,15) K$$

$$\therefore \Delta E = 13,5 \frac{kJ}{mol}$$

Calculando W

$$\Delta E = -W \Rightarrow W = -13,5 \frac{kJ}{mol}$$

Calculando ΔH

$$\Delta H = (\bar{c}_v + R)(T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta H = \frac{5R}{2} (T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta H = \frac{5}{2} \left(0,08206 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \right) (1380,67 - 300,15) K$$

$$\therefore \Delta H = 22,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Caso 2 $\bar{c}_v = \frac{5R}{2}$ y un mol:

Para este caso, las ecuaciones anteriores son iguales, solo se sustituirá el valor de \bar{c}_v , por lo que solo se presentarán las ecuaciones con la sustitución y desarrollo final, así como el resultado obtenido de sustituir los valores del estado.

El volumen es el mismo, por lo que es:

$$V_1 = 24,63\text{L}$$

Calculando T_2

$$T_2 = \frac{2}{7} \left[\frac{5T_1}{2} + \frac{P_2 V_1}{nR} \right]$$

$$\therefore T_2 = 1071,95 \text{ K}$$

Al ser proceso adiabático entonces

$$Q = 0$$

Calculando ΔE

$$\Delta E = \frac{5R}{2}(T_2 - T_1)$$

$$\therefore \Delta E = 16 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Calculando W

$$\Delta E = -W \Rightarrow W = -16 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Calculando ΔH

$$\Delta H = \frac{7R}{2}(T_2 - T_1)$$

$$\therefore \Delta H = 22,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Contestando para n moles

Debido a que el resto de datos son exactamente iguales podemos determinar que el valor que se obtuvo de volumen será proporcional al número de moles quedando de la siguiente forma para el primer caso:

$$V_1 = 24,63 n$$

Ahora para la temperatura, haciendo un análisis de la ecuación, podemos observar que los valores de moles se cancelan, por lo que podemos decir que la temperatura no depende de la cantidad de moles que se tengan, lo cual aplica para ambos casos.

Para Q , W , ΔE y ΔH pasa exactamente lo mismo que con el volumen, son proporcionales a la cantidad de moles que se tenga, por lo que en los casos que ya se presentaron anteriormente bastará con multiplicar la cantidad deseada por el número de moles que se quiera usar.