

Universidad Nacional Autónoma de México
 Facultad de Química
 Departamento de Ingeniería Metalúrgica
 Introducción de la Ingeniería de Procesos Metalúrgicos y de Materiales
 Profesor: Luis Enrique Jardón Pérez

Ejemplo de Calculo de Propiedades de Mezclas

1.- ¿Cuál es la densidad de una barra de latón que tiene 60 % de Cu, 2 % Pb, 0.3 % Fe y el resto es Zn?

Primeramente, las densidades de los elementos metálicos son:

$$\rho_{Cu} = 8960 \frac{kg}{m^3}$$

$$\rho_{Pb} = 11340 \frac{kg}{m^3}$$

$$\rho_{Fe} = 7874 \frac{kg}{m^3}$$

$$\rho_{Zn} = 7138 \frac{kg}{m^3}$$

Para ESTIMAR la densidad del latón, vamos a usar un promedio ponderado en masa:

$$\rho_{latón} = (0.60) \left(8960 \frac{kg}{m^3} \right) + (0.02) \left(11340 \frac{kg}{m^3} \right) + (0.003) \left(7874 \frac{kg}{m^3} \right) + (0.377) \left(7138 \frac{kg}{m^3} \right)$$

$$\rho_{latón} = 8317.448 \frac{kg}{m^3}$$

2.- Se tiene un soporte de bronce el cual se ve sometido a un incremento de temperatura de 300 °C, si originalmente se encontraba a 150 °C. ¿Cuánto calor absorbió el material si el soporte pesa 15 kg? La composición química del bronce es 85 % Cu, 5 % Sn, 6 % Pb y el resto es Zn.

$$\Delta H_{Sensible} = n_{Bronce} \int_{150^{\circ}C}^{450^{\circ}C} C_{p_{Bronce}} dT$$

Nota:

$$Q = mC_p\Delta T$$

Esto solo es válido si el Cp es contante:

$$Q = m \int C_p dT$$

$$Q = mC_p \int dT$$

$$Q = mC_p(T_f - T_i)$$

$$Q = mC_p\Delta T$$

Volviendo al problema, vamos a calcular el número de moles de bronce que tenemos en el proceso:

$$n_{Cu} = 15 \text{ kg bronce} \left(\frac{85 \text{ kg Cu}}{100 \text{ kg bronce}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg} - \text{mol Cu}}{63.55 \text{ kg Cu}} \right) = 0.200 \text{ kg} - \text{mol Cu}$$

$$n_{Sn} = 15 \text{ kg bronce} \left(\frac{5 \text{ kg Sn}}{100 \text{ kg bronce}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg} - \text{mol Sn}}{118.71 \text{ kg Sn}} \right) = 0.00631 \text{ kg} - \text{mol Sn}$$

$$n_{Pb} = 15 \text{ kg bronce} \left(\frac{6 \text{ kg Pb}}{100 \text{ kg bronce}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg} - \text{mol Pb}}{207.2 \text{ kg Pb}} \right) = 0.00434 \text{ kg} - \text{mol Pb}$$

$$n_{Zn} = 15 \text{ kg bronce} \left(\frac{4 \text{ kg Zn}}{100 \text{ kg bronce}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg} - \text{mol Zn}}{65.38 \text{ kg Zn}} \right) = 0.00918 \text{ kg} - \text{mol Zn}$$

$$n_{Bronce} = 0.21983 \text{ kg} - \text{mol}$$

$$X_{Cu, Bronce} = 0.9098$$

$$X_{Sn, Bronce} = 0.0287$$

$$X_{Pb, Bronce} = 0.0197$$

$$X_{Zn, Bronce} = 0.0418$$

$$Cp_{Bronce} = \sum X_i Cp_i$$

$$Cp_{Bronce} = X_{Cu} Cp_{Cu} + X_{Sn} Cp_{Sn} + X_{Pb} Cp_{Pb} + X_{Zn} Cp_{Zn}$$

$$Cp_{Cu} = 5.41 + 0.00150 T \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

$$Cp_{Sn} = 5.16 + 0.00434 T \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

$$Cp_{Pb} = 5.63 + 0.00233 T \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

$$Cp_{Zn} = 5.35 + 0.00240 T \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

$$X_{Cu} Cp_{Cu} = 0.9098 \frac{\text{mol Cu}}{\text{mol Bronce}} \left(5.41 + 0.00150 T \frac{\text{cal}}{\text{mol Cu K}} \right) \rightarrow \frac{\text{cal}}{\text{mol Bronce K}}$$

$$Cp_{Bronce} = (0.9098)(5.41) + (0.0287)(5.16) + (0.0197)(5.63) + (0.0418)(5.35) \\ + [(0.9098)(0.00150) + (0.0287)(0.00434) + (0.0197)(0.00233) \\ + (0.0418)(0.00240)] T \frac{\text{cal}}{\text{mol Bronce K}}$$

$$Cp_{Bronce} = 5.4047 + 0.001635 T \frac{\text{cal}}{\text{mol Bronce K}}$$

Nota:

A pesar de que las unidades son cal/mol K, se pueden obtener equivalencias rápidas al multiplicar por el mismo factor de conversión las unidades del numerador y del denominador, por ejemplo:

$$Cp_{Bronce} = 5.4047 + 0.001635 T \frac{\text{cal}}{\text{mol Bronce K}} \\ = 5.4047 + 0.001635 T \frac{\text{kcal}}{\text{kg} - \text{mol Bronce K}}$$

Con lo cual ya puedo calcular el calor sensible:

$$\Delta H_{Sensible} = n_{Bronce} \int_{150+273.15 K}^{450+273.15 K} C p_{Bronce} dT$$

$$\Delta H_{Sensible} = n_{Bronce} \int_{423.15 K}^{723.15 K} \left(5.4047 + 0.001635 T \frac{kcal}{kg - mol\ Bronze\ K} \right) dT$$

$$\Delta H_{Sensible} = n_{Bronce} \left[5.4047 T + \frac{0.001635}{2} T^2 \right] \frac{723.15}{423.15} \frac{kcal}{kg - mol\ Bronze}$$

$$\Delta H_{Sensible} = n_{Bronce} \left[5.4047 (723.15 - 423.15) + \frac{0.001635}{2} (723.15^2 - 423.15^2) \right] \frac{kcal}{kg - mol\ Bronze}$$

$$\Delta H_{Sensible} = n_{Bronce} [1621.41 + 281.13] \frac{kcal}{kg - mol\ Bronze}$$

$$\Delta H_{Sensible} = n_{Bronce} [1902.54] \frac{kcal}{kg - mol\ Bronze}$$

$$\Delta H_{Sensible} = (0.21983\ kg - mol\ Bronze) \left[1902.54 \frac{kcal}{kg - mol\ Bronze} \right]$$

$$\Delta H_{Sensible} = 418.2354\ kcal$$

3.- Un proceso de soldadura usa como gas de cobertura una mezcla con 10 % CO₂, 15 % N₂ y el resto Ar. Si el gas se precalienta de 25°C a 400°C antes de usarse en el proceso. ¿Cuánto calor absorbe la mezcla gaseosa si se inyectan 30 lpm de la misma a 1 atm de presión?

$$\Delta H_{Sensible} = \dot{n}_{Gas} \int_{25^{\circ}C}^{400^{\circ}C} C p_{Gas} dT$$

Primero calculamos el flujo molar de la mezcla gaseosa:

$$P \dot{V}_{Gas} = \dot{n}_{Gas} RT$$

$$\dot{n}_{Gas} = \frac{P \dot{V}_{Gas}}{RT}$$

$$\dot{n}_{Gas} = \frac{(1\ atm) \left(30 \frac{L}{min} \right)}{\left(0.082 \frac{L\ atm}{mol\ K} \right) (298.15\ K)}$$

$$\dot{n}_{Gas} = 1.2271 \frac{mol}{min}$$

Calculamos también el Cp de la mezcla:

$$C p_{Gas} = X_{CO_2} C p_{CO_2} + X_{N_2} C p_{N_2} + X_{Ar} C p_{Ar}$$

$$Cp_{CO_2} = 10.55 + 0.00216 T - 204000 T^{-2} \frac{cal}{mol K}$$

$$Cp_{N_2} = 6.66 + 0.00102 T \frac{cal}{mol K}$$

$$Cp_{Ar} = 0.52 \frac{kJ}{kgK} \left(\frac{1 kcal}{4.185 kJ} \right) \left(\frac{1000 cal}{1 kcal} \right) \left(\frac{1 kg}{1000 g} \right) \left(\frac{39.95 g}{1 mol} \right)$$

$$Cp_{Ar} = 4.9639 \frac{cal}{mol K}$$

$$Cp_{Gas} = X_{CO_2} Cp_{CO_2} + X_{N_2} Cp_{N_2} + X_{Ar} Cp_{Ar}$$

$$Cp_{Gas} = (0.10) \left(10.55 + 0.00216 T - 204000 T^{-2} \frac{cal}{mol K} \right)$$

$$+ (0.15) \left(6.66 + 0.00102 T \frac{cal}{mol K} \right) + (0.75) \left(4.9639 \frac{cal}{mol K} \right)$$

$$Cp_{Gas} = 5.77693 + 0.000369 T - 20400 T^{-2} \frac{cal}{mol K}$$

Sustituimos los datos en la expresión del calor sensible:

$$\Delta H_{Sensible} = \dot{n}_{Gas} \int_{298.15}^{673.15} Cp_{Gas} dT$$

$$\Delta H_{Sensible} = \left(1.2271 \frac{mol}{min} \right) \int_{298.15}^{673.15} \left(5.77693 + 0.000369 T - 20400 T^{-2} \frac{cal}{mol K} \right) dT$$

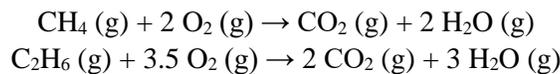
$$\Delta H_{Sensible} = (1.2271) \left[5.77693 T + \frac{0.000369}{2} T^2 + 20400 \frac{1}{T} \right]_{298.15}^{673.15} \frac{cal}{min}$$

$$\Delta H_{Sensible} = (1.2271) \left[5.77693 (673.15 - 298.15) + \frac{0.000369}{2} (673.15^2 - 298.15^2) \right. \\ \left. + 20400 \left(\frac{1}{673.15} - \frac{1}{298.15} \right) \right] \frac{cal}{min}$$

$$\Delta H_{Sensible} = (1.2271) [2166.35 + 67.20 - 38.12] \frac{cal}{min}$$

$$\Delta H_{Sensible} = 2694.01 \frac{cal}{min}$$

4.- Consideré un quemador que utiliza como combustible gas natural a 25°C (92% CH₄, 5% C₂H₆ y 3% CO₂) y como comburente se alimenta aire también a 25°C (21% O₂ y 79% N₂). A dicho quemador se alimentan 10 moles por minuto de gas natural con un exceso de aire del 25%. Las reacciones de combustión son las siguientes:



Realice los siguientes cálculos empleando los datos proporcionados en la Tabla 1:

- Calcule la composición de los gases que abandonan el quemador.
- Calcule la temperatura de flama adiabática alcanzada bajo estas condiciones.

Tabla 1.- Datos termodinámicos de los gases que intervienen en el proceso de combustión.

| Material | ΔH^0 a 25°C (Kcal/mol) | M (g/mol) | C_p (T(K)) (cal/mol) | Limites (K) |
|-----------------------------------|--------------------------------|-----------|-----------------------------------|-------------|
| O ₂ (g) | 0.00 | 31.998 | $7.16 + 0.001T - 40000T^{-2}$ | 298 – 3000 |
| N ₂ (g) | 0.00 | 28.014 | $6.66 + 0.00102T$ | 298 – 2500 |
| CO ₂ (g) | -94.05 | 44.009 | $10.55 + 0.00216T - 204000T^{-2}$ | 298 – 2500 |
| H ₂ O (g) | -57.80 | 18.015 | $7.17 + 0.00256T + 8000T^{-2}$ | 298 – 2500 |
| CH ₄ (g) | -17.89 | 16.043 | $3.3772 + 0.018T - 0.000004T^2$ | 298 – 1500 |
| C ₂ H ₆ (g) | -20.23 | 30.070 | $2.2487 + 0.0382T - 0.00001T^2$ | 298 – 1500 |

a) Calcule la composición de los gases que abandonan el quemador.

Primeramente, se debe realizar el balance de materia del sistema, en este caso el quemador, para lo que realizaremos un esquema con todos los datos conocidos del sistema, tanto para el transporte de materia, como para el transporte de energía (ver Figura 1).

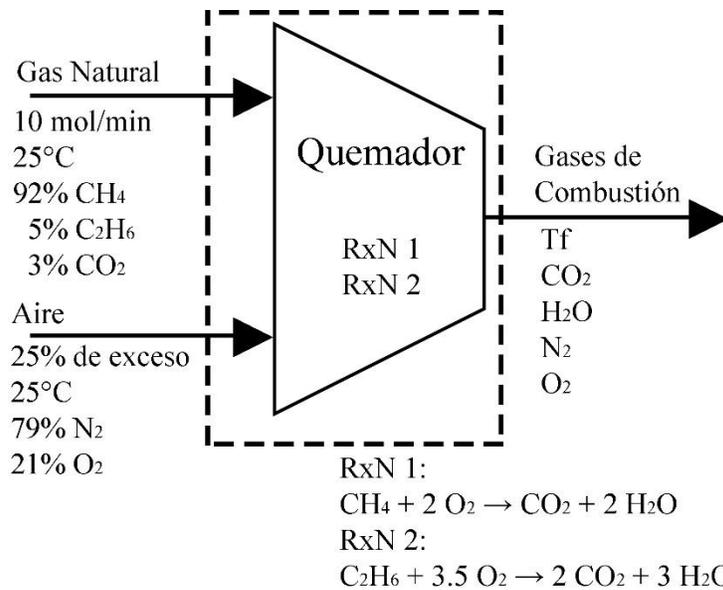


Figura 1.- Esquema del proceso de combustión en un quemador alimentado con gas natural.

Nótese en la Figura 1 que no solo se colocaron las composiciones químicas y los flujos conocidos, sino que también, se colocó la temperatura de cada corriente que interviene en el proceso, siendo Tf la temperatura de flama que alcanza la mezcla de gases tras el proceso de combustión, estos datos nos servirán para realizar el balance de energía.

Dado que el sistema está compuesto únicamente por especies gaseosas, y que existen reacciones químicas que las involucran, lo realizaremos en base molar.

Comencemos por realizar el balance de materia, para lo cual, un buen punto de partida es calcular los términos fuente del proceso:

$$G_{CH_4,RxN 1} = -9.20 \frac{\text{mol } CH_4}{\text{min}}$$

$$G_{C_2H_6,RxN 2} = -0.50 \frac{\text{mol } C_2H_6}{\text{min}}$$

$$G_{O_2,RxN 1} = -9.20 \frac{\text{mol } CH_4}{\text{min}} \left(\frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } CH_4} \right) = -18.40 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}}$$

$$G_{O_2,RxN 2} = -0.50 \frac{\text{mol } C_2H_6}{\text{min}} \left(\frac{3.5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_2H_6} \right) = -1.75 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}}$$

$$G_{CO_2,RxN 1} = 9.20 \frac{\text{mol } CH_4}{\text{min}} \left(\frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} \right) = 9.20 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{min}}$$

$$G_{CO_2,RxN 2} = 0.50 \frac{\text{mol } C_2H_6}{\text{min}} \left(\frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_6} \right) = 1.00 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{min}}$$

$$G_{H_2O,RxN 1} = 9.20 \frac{\text{mol } CH_4}{\text{min}} \left(\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_4} \right) = 18.40 \frac{\text{mol } H_2O}{\text{min}}$$

$$G_{H_2O,RxN 2} = 0.50 \frac{\text{mol } C_2H_6}{\text{min}} \left(\frac{3 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_6} \right) = 1.50 \frac{\text{mol } H_2O}{\text{min}}$$

Ahora como sabemos que se introducirá un 25% de exceso de oxígeno, calculamos la cantidad de aire que entrará al sistema:

$$G_{O_2,RxN 1} + G_{O_2,RxN 2} = -18.40 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}} - 1.75 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}} = -20.15 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}}$$

$$\dot{n}_{Aire} = 20.15 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}} \left(\frac{100 \text{ mol Aire req}}{21 \text{ mol } O_2} \right) \left(\frac{125 \text{ mol Aire}}{100 \text{ mol Aire req}} \right) = 119.94 \frac{\text{mol Aire}}{\text{min}}$$

Ahora podemos escribir y resolver las ecuaciones de balance para cada una de las especies que intervienen en el proceso. En este caso nos concentraremos en las especies a la salida del mismo, ya que al tener un exceso de O2 nos aseguramos que tanto el CH4 y C2H6 se consumen por completo.

CO2:

$$E - S + G = 0$$

$$\dot{n}_{CO_2,GN} - \dot{n}_{CO_2,GC} + G_{CO_2,RxN 1} + G_{CO_2,RxN 2} = 0$$

$$\dot{n}_{CO_2,GC} = \dot{n}_{CO_2,GN} + G_{CO_2,RxN 1} + G_{CO_2,RxN 2}$$

$$\begin{aligned}\dot{n}_{CO_2,GC} &= X_{CO_2,GN}\dot{n}_{GN} + G_{CO_2,RxN 1} + G_{CO_2,RxN 2} \\ \dot{n}_{CO_2,GC} &= 0.03 \left(10.00 \frac{\text{mol GN}}{\text{min}} \right) + 9.20 \frac{\text{mol CO}_2}{\text{min}} + 1.00 \frac{\text{mol CO}_2}{\text{min}} \\ \dot{n}_{CO_2,GC} &= 10.50 \frac{\text{mol CO}_2}{\text{min}}\end{aligned}$$

H2O:

$$\begin{aligned}-S + G &= 0 \\ -\dot{n}_{H_2O,GC} + G_{H_2O,RxN 1} + G_{H_2O,RxN 2} &= 0 \\ \dot{n}_{H_2O,GC} &= G_{H_2O,RxN 1} + G_{H_2O,RxN 2} \\ \dot{n}_{H_2O,GC} &= 18.40 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{min}} + 1.50 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{min}} \\ \dot{n}_{H_2O,GC} &= 19.90 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{min}}\end{aligned}$$

N2:

$$\begin{aligned}E - S &= 0 \\ \dot{n}_{N_2,Aire} - \dot{n}_{N_2,GC} &= 0 \\ \dot{n}_{N_2,GC} &= \dot{n}_{N_2,Aire} \\ \dot{n}_{N_2,GC} &= X_{N_2,Aire}\dot{n}_{Air} \\ \dot{n}_{N_2,GC} &= 0.79 \left(119.94 \frac{\text{mol Air}}{\text{min}} \right) \\ \dot{n}_{N_2,GC} &= 94.75 \frac{\text{mol N}_2}{\text{min}}\end{aligned}$$

O2:

$$\begin{aligned}E - S + G &= 0 \\ \dot{n}_{O_2,Aire} - \dot{n}_{O_2,GC} + G_{O_2,RxN 1} + G_{O_2,RxN 2} &= 0 \\ \dot{n}_{O_2,GC} &= \dot{n}_{O_2,Aire} + G_{O_2,RxN 1} + G_{O_2,RxN 2} \\ \dot{n}_{O_2,GC} &= X_{O_2,Aire}\dot{n}_{Air} + G_{O_2,RxN 1} + G_{O_2,RxN 2} \\ \dot{n}_{O_2,GC} &= 0.21 \left(119.94 \frac{\text{mol Air}}{\text{min}} \right) - 18.40 \frac{\text{mol O}_2}{\text{min}} - 1.75 \frac{\text{mol O}_2}{\text{min}} \\ \dot{n}_{O_2,GC} &= 5.04 \frac{\text{mol O}_2}{\text{min}}\end{aligned}$$

Con lo que podemos obtener el flujo y la composición química final de los gases producto de la combustión finalizando con ello el balance de materia del quemador.

$$\dot{n}_{GC} = 130.19 \frac{\text{mol GC}}{\text{min}}$$

$$\%_{CO_2,GC} = 8.07 \%$$

$$\%_{H_2O,GC} = 15.29 \%$$

$$\%_{O_2,GC} = 3.87 \%$$

$$\%_{N_2,GC} = 72.78 \%$$

Nótese que, si bien no es necesario, se pueden desarrollar los términos de flujos molares de salida, llegando a:

$$X_{CO_2,GC} \dot{n}_{GC} = 10.50 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{min}}$$

$$X_{H_2O,GC} \dot{n}_{GC} = 19.90 \frac{\text{mol } H_2O}{\text{min}}$$

$$X_{N_2,GC} \dot{n}_{GC} = 94.75 \frac{\text{mol } N_2}{\text{min}}$$

$$X_{O_2,GC} \dot{n}_{GC} = 5.04 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}}$$

Dado que la suma de las fracciones molares de una corriente es la unidad:

$$X_{CO_2,GC} + X_{H_2O,GC} + X_{N_2,GC} + X_{O_2,GC} = 1$$

Y esto implica que el flujo molar de la corriente es la suma de los flujos de cada componente o bien, la suma de multiplicar la fracción mol de cada componente por el flujo molar de la corriente:

$$\dot{n}_{GC} = \sum_{i=1}^n \dot{n}_{i,GC} = \sum_{i=1}^n X_{i,GC} \dot{n}_{GC}$$

Realizar el desarrollo en este sistema no es benéfico, ya que al final para obtener el flujo molar de la corriente tendríamos que sumar sus componentes independientemente de si se desarrollan o nos quedamos con los flujos máxicos de cada componente a la salida.

b) Calcule la temperatura de flama adiabática alcanzada bajo estas condiciones.

Primeramente, comencemos estableciendo el balance de energía térmica asociado al proceso de combustión, tal como el que se presenta en la Figura 2.

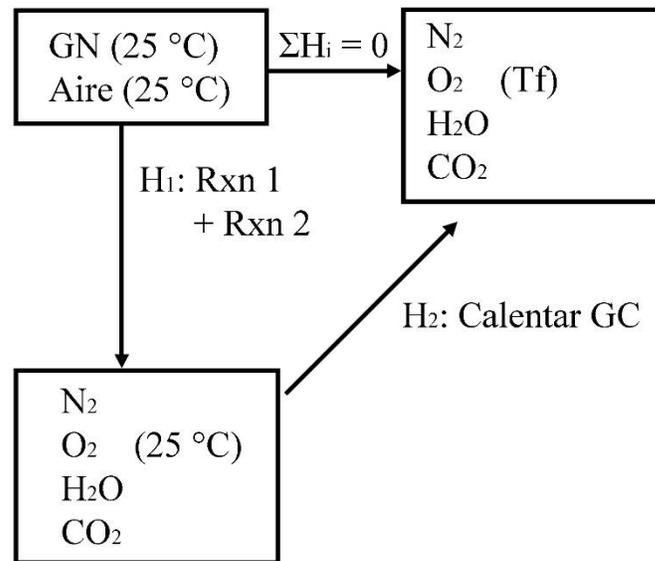


Figura 2.- Balance de energía térmica asociado al proceso de combustión en condiciones adiabáticas.

Un vez que se propone el balance correspondiente al proceso, se procede al cálculo de cada uno de los términos de energía térmica para realizar el mismo.

H1: Calor de las reacciones de combustión

Para calcular el calor de reacción hay que emplear la siguiente expresión:

$$\Delta H_{RXN}^0 = \sum p_i \Delta H_{F,i}^0 - \sum q_j \Delta H_{F,j}^0$$

Por lo que para la reacción de combustión del CH₄:

$$\begin{aligned} \Delta H_{RXN 1}^0 &= 2 \text{ mol } H_2O \left(-57.80 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } H_2O} \right) + 1 \text{ mol } CO_2 \left(-94.05 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } CO_2} \right) \\ &\quad - 1 \text{ mol } CH_4 \left(-17.89 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } CH_4} \right) - 2 \text{ mol } O_2 \left(0.00 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } O_2} \right) \\ \Delta H_{RXN 1}^0 &= -191.76 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } CH_4} \end{aligned}$$

$$\Delta H_{Rxn 2}^0 = 3 \text{ mol } H_2O \left(-57.80 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } H_2O} \right) + 2 \text{ mol } CO_2 \left(-94.05 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } CO_2} \right) \\ - 1 \text{ mol } C_2H_6 \left(-20.23 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } C_2H_6} \right) - 3.5 \text{ mol } O_2 \left(0.00 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } O_2} \right) \\ \Delta H_{Rxn 2}^0 = -341.27 \frac{\text{kcal}}{\text{mol } C_2H_6}$$

$$H_1 = - \left(9.20 \frac{\text{mol } CH_4}{\text{min}} \left(-191760 \frac{\text{cal}}{\text{mol } CH_4} \right) + 0.50 \frac{\text{mol } C_2H_6}{\text{min}} \left(-341270 \frac{\text{cal}}{\text{mol } C_2H_6} \right) \right) \\ H_1 = 1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

H2: Calor sensible de los gases producto de la combustión

Como se trata del calor sensible de una mezcla, se puede utilizar la siguiente expresión para calcular su calor sensible:

$$\Delta H = \dot{n}_M \int_{T_i}^{T_f} C_{pM} dT$$

Donde:

$$C_{pM} = \sum X_{i,M} C_{p_i}$$

Dicha expresión corresponde a emplear un Cp de mezcla, el cual es útil en el caso de que la composición química de la mezcla no se vea afectada durante varias etapas del proceso, pero si se modifique el flujo o cantidad de sustancia que se presente en dichas etapas.

O bien se puede emplear la siguiente expresión:

$$\Delta H = \int_{T_i}^{T_f} C_{pT} dT$$

Donde:

$$C_{pT} = \sum \dot{n}_{i,M} C_{p_i}$$

Esta expresión corresponde al uso de un Cp total, el cual es útil cuando solo se trabajará con una composición y número de moles fijos, como es nuestro caso.

Alternativamente se puede calcular el calor sensible de cada uno de los componentes de la mezcla y realizar la suma al final para obtener el calor sensible:

$$\Delta H = \sum \dot{n}_i \int_{T_i}^{T_f} C_{p_i} dT$$

En este caso realizaremos el cálculo considerando la expresión para el Cp total.

$$H_2 = - \int_{298.15 K}^{T_f} C_{p_T} dT$$

$$\begin{aligned} C_{p_T} = & 10.50 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{min}} \left(10.55 + 0.00216T - 204000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol } CO_2 K} \right) \\ & + 19.90 \frac{\text{mol } H_2O}{\text{min}} \left(7.17 + 0.00256T + 8000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol } H_2O K} \right) \\ & + 5.04 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}} \left(7.16 + 0.001T - 40000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol } O_2 K} \right) \\ & + 94.75 \frac{\text{mol } N_2}{\text{min}} \left(6.66 + 0.00102T \frac{\text{cal}}{\text{mol } N_2 K} \right) \\ C_{p_T} = & 920.5813 + 0.1753 T - 2184300 T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{min } K} \end{aligned}$$

Por lo que el calor sensible de la mezcla es:

$$\begin{aligned} H_2 = & - \int_{298.15 K}^{T_f} \left(920.5813 + 0.1753T - 2184300T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{min } K} \right) dT \\ H_2 = & -0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 370467.10 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} \end{aligned}$$

Una vez calculadas todas las fuentes de calor planteadas realizamos el balance de energía térmica:

$$\begin{aligned} H_1 + H_2 = & 0 \\ 1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}} - 0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 370467.10 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} = & 0 \\ -0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 2305294.10 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} = & 0 \end{aligned}$$

Una vez establecido el balance de calor, se puede resolver la ecuación generada para calcular el valor de Tf, esto puede realizarse mediante métodos numéricos, como el método de Newton-Raphson, o bien en este caso en particular se pueden multiplicar ambos términos de la ecuación para transformarla en una ecuación cúbica que puede resolverse mediante una calculadora científica o la ecuación general para la misma.

Sea cual sea el método seleccionado, la solución a la ecuación que representa la temperatura de flama alcanzada es 2087.94 K o bien 1814.79 °C.

Para comprobar que la solución y por ende el balance de energía térmica sean correctos, se puede sustituir dicha temperatura en la expresión para H2 y revisar que se cumpla el balance del proceso.

$$H_2 = -0.0877(2087.94)^2 - 920.5813(2087.94) + 370467.10 - 2184300(2087.94)^{-1} \frac{cal}{min}$$

$$H_2 = -1934833.53 \frac{cal}{min}$$

$$H_1 + H_2 = 0$$

$$1934827 \frac{cal}{min} - 1934833.53 \frac{cal}{min} = 0$$

$$-6.53 \frac{cal}{min} \cong 0$$

Dado que el error es realmente pequeño, podemos considerar que el balance de energía térmica se cumple.