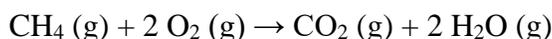


Universidad Nacional Autónoma de México  
 Facultad de Química  
 Departamento de Ingeniería Metalúrgica  
 Introducción a la Ingeniería de Procesos Metalúrgicos y de Materiales  
 Profesor: Luis Enrique Jardón Pérez

Ejemplo de Balance Macroscópico de Energía Térmica  
 (Flama)

Como una primera aproximación a los balances macroscópicos de energía térmica es conveniente realizar el balance para calcular la temperatura de flama de un quemador. Consideré un quemador que utiliza como combustible gas natural a 25°C (92% CH<sub>4</sub>, 5% C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> y 3% CO<sub>2</sub>) y como comburente se alimenta aire también a 25°C (21% O<sub>2</sub> y 79% N<sub>2</sub>). 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:

- a) Calcule la composición de los gases que abandonan el quemador.
- b) Calcule la temperatura de flama adiabática alcanzada bajo estas condiciones.
- c) Calcule la temperatura de flama si un 30% del calor de reacción se pierde calentando los alrededores del quemador, es decir, si existen 30% de pérdidas de calor.
- d) ¿Cuál sería la temperatura de flama adiabática, si en lugar de aire, el quemador se alimenta con oxígeno puro como comburente?

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

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

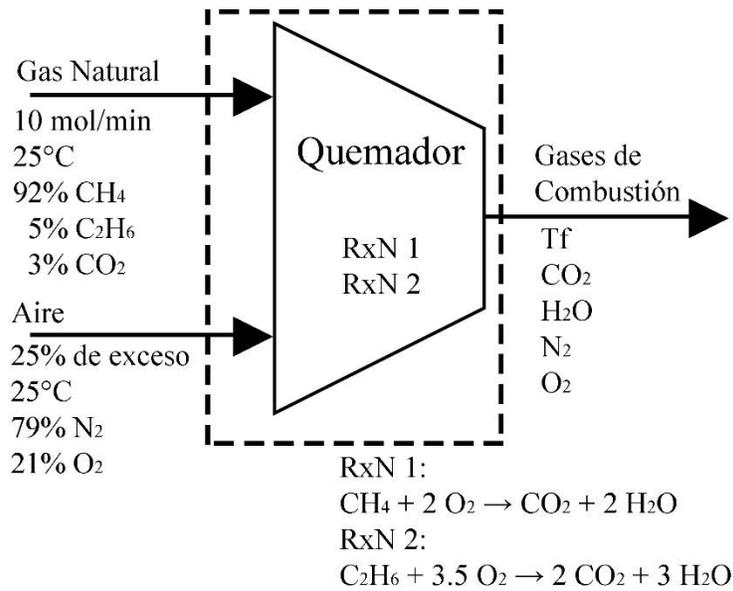


Figura 1.- Esquema del proceso de combustión en un quemador alimentado con gas natural.

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:

$$G_{\text{CH}_4, \text{RxN 1}} = -9.20 \frac{\text{mol CH}_4}{\text{min}}$$

$$G_{\text{C}_2\text{H}_6, \text{RxN 2}} = -0.50 \frac{\text{mol C}_2\text{H}_6}{\text{min}}$$

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

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

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

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

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

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

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  $O_2$  nos aseguramos que tanto el  $CH_4$  y  $C_2H_6$  se consumen por completo.

$CO_2$ :

$$E - S + G = 0$$

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

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

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

$$\dot{n}_{CO_2,GC} = 0.03 \left( 10.00 \frac{\text{mol } GN}{\text{min}} \right) + 9.20 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{min}} + 1.00 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{min}}$$

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

H<sub>2</sub>O:

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

N<sub>2</sub>:

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

O<sub>2</sub>:

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

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 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 máscicos 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.

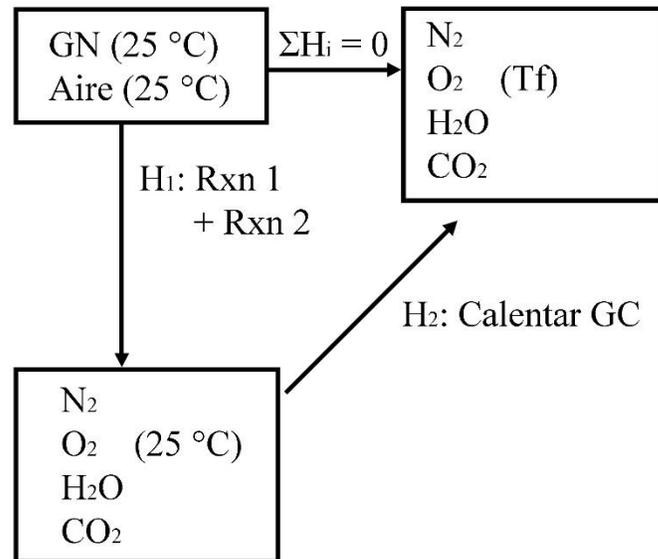


Figura 2.- Balance de energía térmica asociado al proceso de combustión en condiciones adiabáticas.

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.

H<sub>1</sub>: 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 CH<sub>4</sub>:

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

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

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

H<sub>2</sub>: 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:

$$\Delta H = \dot{n}_M \int_{T_i}^{T_f} C p_M dT$$

Donde:

$$C p_M = \sum X_{i,M} C p_i$$

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:

$$\Delta H = \int_{T_i}^{T_f} C p_T dT$$

Donde:

$$C p_T = \sum \dot{n}_{i,M} C p_i$$

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.

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

$$\begin{aligned} C_{p_T} = & 10.50 \frac{\text{mol CO}_2}{\text{min}} \left( 10.55 + 0.00216T - 204000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol CO}_2 K} \right) \\ & + 19.90 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{min}} \left( 7.17 + 0.00256T + 8000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol H}_2\text{O K}} \right) \\ & + 5.04 \frac{\text{mol O}_2}{\text{min}} \left( 7.16 + 0.001T - 40000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol O}_2 K} \right) \\ & + 94.75 \frac{\text{mol N}_2}{\text{min}} \left( 6.66 + 0.00102T \frac{\text{cal}}{\text{mol N}_2 K} \right) \\ C_{p_T} = & 920.5813 + 0.1753 T - 2184300 T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{min K}} \end{aligned}$$

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:

$$H_1 + H_2 = 0$$

$$1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}} - 0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 370467.10 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} = 0$$

$$-0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 2305294.10 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} = 0$$

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 H<sub>2</sub> y revisar que se cumpla el balance del proceso.

$$H_2 = -0.0877(2087.94)^2 - 920.5813(2087.94) + 370467.10$$

$$- 2184300(2087.94)^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

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

$$H_1 + H_2 = 0$$

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

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

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

c) Calcule la temperatura de flama si un 30% del calor de reacción se pierde calentando los alrededores del quemador, es decir, si existen 30% de pérdidas de calor.

Dado que en este caso se consideran pérdidas de calor, el balance de energía térmica se ve modificado, tal como se presenta en la Figura 3.

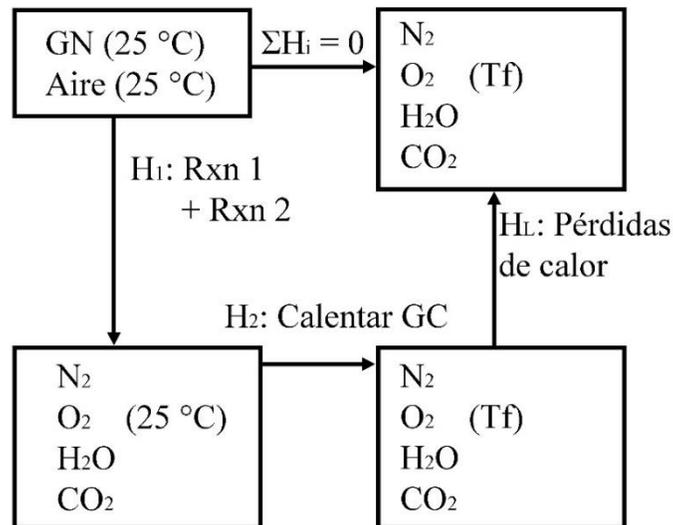


Figura 3.- Balance de energía térmica asociado al proceso de combustión considerando pérdidas energéticas.

En este nuevo caso, tanto  $H_1$  como  $H_2$  se conservan, dado que no hubo cambios en el balance de materia ni en las temperaturas de las corrientes que intervienen en el proceso de combustión, únicamente teniendo que considerarse las pérdidas de calor en el balance, y teniendo en cuenta que  $H_2$  es la expresión antes de sustituir la temperatura de flama adiabática, ya que ese valor cambiará al realizar este segundo balance.

$H_1$ : Calor de las reacciones de combustión

$$H_1 = 1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

$H_2$ : Calor sensible de los gases producto de la combustión

$$H_2 = -0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 370467.10 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

$H_L$ : Pérdidas de calor

$$H_L = -0.30 * H_1$$

$$H_L = -0.30 \left( 1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}} \right)$$

$$H_L = -580448.10 \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

Establecemos nuevamente el balance de calor:

$$H_1 + H_2 + H_L = 0$$

$$1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}} - 0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 370467.10 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} - 580448.10 \frac{\text{cal}}{\text{min}} = 0$$

$$-0.0877Tf^2 - 920.5813Tf + 1724846 - 2184300Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} = 0$$

Resolvemos nuevamente para obtener la temperatura de flama, que bajo estas condiciones es de 1621.76 K o bien 1348.61 °C.

La cual sustituyendo en la ecuación de  $H_2$ , nos da un calor sensible de:

$$H_2 = -0.0877(1621.76)^2 - 920.5813(1621.76) + 370467.10$$

$$- 2184300(1621.76)^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

$$H_2 = -1354378.90 \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

Lo cual nos permite corroborar el balance macroscópico de calor, que en este caso se cumple:

$$H_1 + H_2 + H_L = 0$$

$$1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}} - 1354378.90 \frac{\text{cal}}{\text{min}} - 580448.10 \frac{\text{cal}}{\text{min}} = 0$$

$$0 = 0$$

d) ¿Cuál sería la temperatura de flama adiabática, si en lugar de aire, el quemador se alimenta con oxígeno puro como comburente?

Comencemos por realizar nuevamente el balance de materia.

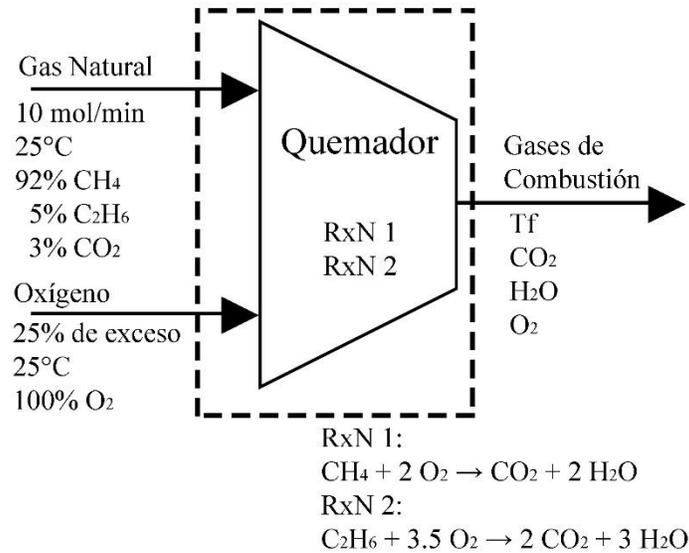


Figura 4.- Sistema con oxígeno puro como comburente.

Dado que el flujo de combustibles se mantiene, y el exceso de oxígeno propuesto también, los términos fuente serán los mismos, al igual que el flujo de oxígeno a la entrada y de dióxido de carbono que acompaña al combustible, de tal manera que los resultados del balance para el CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O y O<sub>2</sub> se mantienen, independientemente de que no entre N<sub>2</sub> al sistema.

$$\dot{n}_{\text{CO}_2,GC} = 10.50 \frac{\text{mol CO}_2}{\text{min}}$$

$$\dot{n}_{\text{H}_2\text{O},GC} = 19.90 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{min}}$$

$$\dot{n}_{\text{O}_2,GC} = 5.04 \frac{\text{mol O}_2}{\text{min}}$$

Por lo que el flujo y composición de los gases de combustión es:

$$\dot{n}_{GC} = 35.44 \frac{\text{mol}}{\text{min}}$$

$$\%_{\text{CO}_2,GC} = 29.63 \%$$

$$\%_{\text{H}_2\text{O},GC} = 56.16 \%$$

$$\%_{\text{O}_2,GC} = 14.21 \%$$

Planteamos el balance de energía.

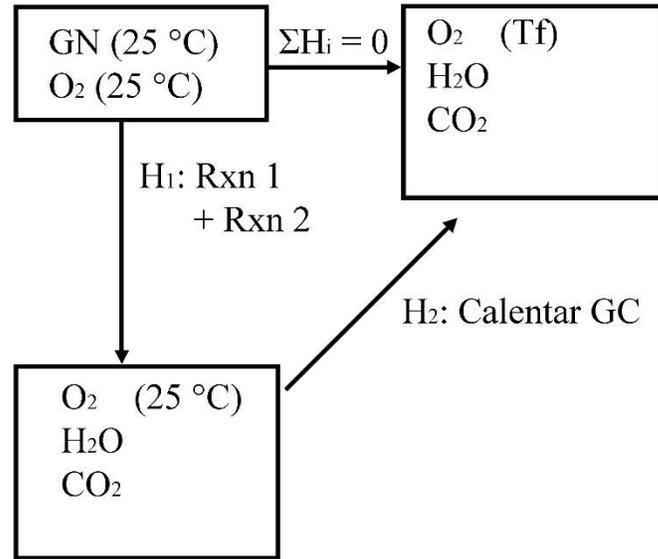


Figura 5.- Planteamiento del balance de energía basado en la ley de Hess.

Como no cambio el flujo de combustible, ni los términos fuente, el valor del calor de reacción permanece invariable, por lo que  $H_1$  es:

$$H_1 = 1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

Ahora bien,  $H_2$  si se ve modificada porque la composición y flujo de gases producto de la combustión cambian:

$$\begin{aligned} C_{p_T} &= 10.50 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{min}} \left( 10.55 + 0.00216T - 204000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol } CO_2 \text{ K}} \right) \\ &+ 19.90 \frac{\text{mol } H_2O}{\text{min}} \left( 7.17 + 0.00256T + 8000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol } H_2O \text{ K}} \right) \\ &+ 5.04 \frac{\text{mol } O_2}{\text{min}} \left( 7.16 + 0.001T - 40000T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{mol } O_2 \text{ K}} \right) \\ C_{p_T} &= 289.544 + 0.078664 T - 2184300 T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{min K}} \end{aligned}$$

Por lo que el calor sensible de la mezcla es:

$$H_2 = - \int_{298.15 \text{ K}}^{Tf} \left( 289.544 + 0.078664 T - 2184300 T^{-2} \frac{\text{cal}}{\text{min K}} \right) dT$$

$$H_2 = -0.039332 Tf^2 - 289.544 Tf + 97149.53 - 2184300 Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}}$$

Después de calcular ambas entalpías, procedemos a realizar el balance de energía:

$$H_1 + H_2 = 0$$

$$1934827 \frac{\text{cal}}{\text{min}} - 0.039332 Tf^2 - 289.544 Tf + 97149.53 - 2184300 Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} = 0$$

$$-0.039332 Tf^2 - 289.544 Tf + 2031976.53 - 2184300 Tf^{-1} \frac{\text{cal}}{\text{min}} = 0$$

La cual podemos resolver para obtener el valor de  $Tf$ , el cual es 4393 K que son 4120 °C, que es prácticamente el doble de la que se alcanza cuando se utiliza aire como fuente de oxígeno.