

Programa de cálculo para la caracterización termoquímica de los procesos de combustión de hidrocarburos C_aH_b considerando los gases en condiciones ideales

Richard Rodríguez A.* , Jesús Romero G.

Universidad de Carabobo, Facultad de Ingeniería, Departamento de Térmica y Energética. Valencia, Venezuela

Resumen.-

Se desarrolló una metodología de cálculo computarizada para determinar y analizar la estequiometría y las propiedades termodinámicas de las mezclas de gases, reactantes y productos, en procesos de combustión adiabáticos isométricos o isobáricos de hidrocarburos (C_aH_b). Se adoptó el intervalo entre 0,2 y 1,4 para los valores del factor combustible teórico y se consideró que los gases productos están constituidos por 10 componentes, a saber, CO_2 , H_2O , CO , H_2 , O_2 , N_2 , NO , OH , O y H . Los gases y sus mezclas son tratados como gases ideales. El algoritmo considera los requerimientos de la termodinámica y la química de la combustión. En particular, resuelve los sistemas de ecuaciones no lineales que son característicos cuando en estos procesos el número de constituyentes de los productos es mayor al número de elementos químicos presentes. Las ecuaciones no lineales tienen su origen en la consideración que la reacción, durante la combustión, se encuentra en equilibrio químico.

Palabras clave: Combustión, hidrocarburos, termoquímica

Calculation program for the thermo-chemical characterization of the processes of combustion C_aH_b hydrocarbon considering the gases in ideal conditions

Abstract.-

A computerized calculation methodology was developed to identify and analyze the stoichiometry and the thermodynamic properties of mixtures of gases, reactants and products, in combustion processes isometric or isobaric adiabatic of hydrocarbons (C_aH_b). interval values between 0,2 and 1,4 were used for the values of theoretical fuel factor and considered that gases are products composed of 10 components, namely, CO_2 , H_2O , CO , H_2 , O_2 , N_2 , NO , OH , O and H . The gases and their mixtures are treated as ideal gases. The algorithm considers the requirements of Thermodynamics and Combustion Chemistry. In particular, it solves systems of nonlinear equations that characterize these processes when the number of constituents of the products is greater than the number of chemical elements. The nonlinear equations arise from the assumption that the reaction during combustion is in chemical equilibrium. The importance of characterization of gases emissions from the combustion is based on the environmental impact in the use of hydrocarbon as fuels.

Keywords: Combustion, hydrocarbons, thermo-chemical

1. Introducción

Los procesos de combustión, como por ejemplo los realizados en los motores de combustión interna, actualmente tienen una vigencia destacada porque permiten optimizar el funcionamiento del equipo o máquina, así como, definen las emisiones de los elementos y compuestos químicos contaminantes [1].

La metodología de cálculo desarrollada podrá implementarse como una herramienta con el fin de hacer

predicciones en cuanto a las propiedades termodinámicas (energía interna, entalpía, entropía y volumen específico, entre otras) y a las composiciones molares de las mezclas de gases que intervienen en los procesos de combustión. Lo que refiere a las composiciones y propiedades termodinámicas es importante en el momento de desarrollar una herramienta de cálculo computacional destinada al análisis del funcionamiento de equipos térmicos, como ejemplos, hornos, calderas y motores de combustión interna. En el aspecto ambiental, es preocupante el impacto ambiental de los procesos de combustión y de ahí, la importancia de las predicciones que con el programa desarrollado se puede ha-

*Autor para correspondencia

Correos-e: rirodrig@uc.edu.ve (Richard Rodríguez A.),
jerom50@gmail.com (Jesús Romero G.)

cer respecto a la naturaleza de los gases efluentes de la combustión.

La metodología de cálculo computarizada que se presenta se orienta a determinar y analizar la estequiometría y las propiedades termodinámicas de las mezclas de gases reactantes y productos de los procesos de combustión de hidrocarburos de tipo CaHb con aire atmosférico, en procesos adiabáticos, a presión y/o a volumen constante. Se considera un intervalo para el factor combustible-aire relativo que va desde 0,2 a 1,2, y se toma en cuenta que los gases quemados lo constituyen 10 elementos y compuestos químicos, a saber, Dióxido de Carbono CO₂, Agua H₂O, Monóxido de Carbono CO, Hidrógeno H₂, Oxígeno O₂, Nitrógeno N₂, Monóxido de Nitrógeno NO, Hidróxilo OH, Oxígeno monoatómico O e Hidrógeno monoatómico H. Por último, se tratan a los gases y sus mezclas como gases ideales.

Para los efectos se elaborará una metodología de cálculo que toma en cuenta los requerimientos de la primera y de la segunda ley de la Termodinámica y de la Química de la combustión, en particular, que permita la resolución de los sistemas de ecuaciones no lineales que son característicos en el caso en el que el número de constituyentes de los gases productos es mayor al número de los componentes químicos presentes en la reacción (C, H, N, O). Las ecuaciones no lineales tienen su origen en la consideración que la reacción, durante la combustión, se encuentra en equilibrio químico.

2. Termodinámica de los gases ideales y sus mezclas

La entalpía sensible molar de un gas ideal se determina, de acuerdo a un nivel de referencia arbitrario ($P_0 = 1 \text{ Atm}$, $T_0 = 298 \text{ K}$ y $h_0 = 0$), integrando la Ec. (1) [2,3]

$$\bar{h}_S = \int_{T_0}^T \bar{C}_{P(T)} dT \quad (1)$$

y para la determinación de la entalpía estándar molar de un gas, se utiliza la Ec (2)

$$\bar{h}_S = \Delta \bar{h}_f^0 + \bar{h}_S \quad (2)$$

La entalpía de formación $\Delta \bar{h}_f$ se define [2,3] como la variación de entalpía que tiene lugar cuando se forma un compuesto a partir de sus elementos estables a una temperatura dada y a una presión estándar de referencia especificada. Esta variación de entalpía es igual a la

energía liberada o absorbida durante el proceso de formación. En el caso de la evaluación de la energía interna sensible u_s y la energía interna estándar u , se utilizan las Ec. (3) y (4) [2,3]

$$\bar{u}_S = \bar{h}_S - \bar{R}(T - T_0) \quad (3)$$

$$\bar{u} = \bar{h} - \bar{R}T \quad (4)$$

La entropía de un gas ideal puede evaluarse a través de alguna de las Ec. (5) ó (6) [2,3]:

$$s = S_{V,S(T)} + R \ln \left(\frac{v}{v_0} \right) \quad (5)$$

$$s = S_{P,S(T)} + R \ln \left(\frac{P}{P_0} \right) \quad (6)$$

donde los factores entrópicos evaluados a volumen constante $S_{V,S}$ y a presión constante $S_{P,S}$ se definen en las Ec. (7) y (8).

$$S_{V,S(T)} = \int_{T_0}^T C_{V(T)} \frac{dT}{T} \quad (7)$$

$$S_{P,S(T)} = \int_{T_0}^T C_{P(T)} \frac{dT}{T} \quad (8)$$

Para una mezcla de gases ideales, como la que se tiene antes (mezcla reactante) y después de la combustión (mezcla producto), se puede determinar la energía interna, la entalpía y la entropía de la mezcla utilizando las Ec. (9) a (11) [4,5]:

$$\bar{u}_{(T)} = \sum_{i=1}^n \eta_i \bar{u}_{i(T)} \quad (9)$$

$$\bar{h}_{(T)} = \sum_{i=1}^n \eta_i \bar{h}_{i(T)} \quad (10)$$

$$\bar{s}_{(T)} = \left\{ \sum_{i=1}^n \eta_i [\bar{s}_{i(T)} - \bar{R}_u \ln(y_i)] - \bar{R}_u \ln(p) \sum_{i=1}^n \eta_i \right\} \quad (11)$$

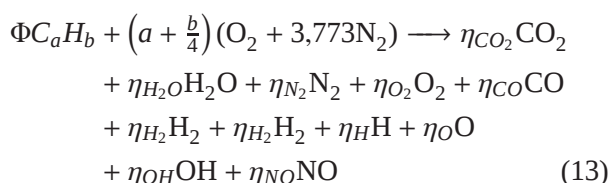
donde η_i representa el coeficiente estequiométrico del elemento o compuesto químico constituyente de la mezcla, $\bar{s}_{i(T)}$ se refiere a la entropía estándar del elemento o compuesto químico evaluada a una presión equivalente a 1 Atm, p es la presión de la mezcla de gases en unidades de Atm y y_i representa la fracción molar del elemento o compuesto químico constituyente de la mezcla.

3. Estequiometría de las reacciones de combustión

Una reacción de combustión es aquella en donde interviene un combustible y un oxidante; para liberar energía. En el presente trabajo se analizarán los combustibles gaseosos que contienen sólo carbono e hidrógeno. Los principales productos de dicha reacción son dióxido de carbono CO_2 y agua H_2O . La denominada combustión completa exige que haya suficiente oxígeno para que todo el carbono e hidrógeno del combustible se transformen en CO_2 y H_2O , en cambio, durante la combustión incompleta aparecen otros productos, tales como: monóxido de carbono CO e hidrógeno H_2 , entre otros. La relación entre las cantidades de combustible y aire suministradas durante un proceso de combustión viene dada por la relación relativa combustible-aire. Por definición según la Ec. (12) [2,3]:

$$\Phi \equiv \frac{CA_{\text{real}}}{CA_{\text{esteq}}} \quad (12)$$

donde en el numerador CA representa la relación combustible-aire empleada en condiciones de combustión real y en el denominador CA es el valor estequiométrico. Cuando se utiliza exceso de oxidante, el valor de $\Phi < 1$ y también se le conoce como mezcla pobre en combustible. Por otro lado, cuando la mezcla es rica en combustible la relación combustible-aire Φ es mayor que la unidad, y el combustible está en exceso con respecto al requerimiento teórico. En general, para cualquier relación combustible-aire relativa se tiene (Ec. (13)) [6]



4. Equilibrio y potencial químico

Un criterio de equilibrio químico establece que la función de Gibbs ($G = U + PV - TS$) decrece siempre en un sistema que experimenta un proceso irreversible a temperatura y presión constantes. Cuando el proceso se aproxima al estado de equilibrio, la función de Gibbs alcanza un valor mínimo y en el caso límite de equilibrio $dG_{T,P} = 0$. La aplicación de la función de Gibbs como criterio de equilibrio es equivalente a aplicar el balance de entropía en estas condiciones. No obstante, el uso de

la función de Gibbs tiene como ventaja que en su aplicación a sistemas reactivos, intervienen propiedades fácilmente controlables como la temperatura y la presión. Para una reacción química generalizada, como por ejemplo $\nu_A A + \nu_B B \rightarrow \nu_E E + \nu_F F$, se obtiene la ecuación de equilibrio (Ec. (14)) [2,3]

$$\exp\left(-\frac{\Delta G_T^0}{R_u T}\right) = \frac{(p_E)^{\nu_E} (p_F)^{\nu_F}}{(p_A)^{\nu_A} (p_B)^{\nu_B}} \quad (14)$$

donde ΔG_T^0 se refiere a la variación de la función de Gibbs de la reacción en el estado estándar y es función únicamente de la temperatura, el lado izquierdo de la igualdad anterior es sólo función de la temperatura. Así, su valor se determina para cualquier reacción una vez que se establece el valor de la temperatura. Este término se define como la constante de equilibrio estándar K_0 . El lado derecho de la Ec. (14) se define como constante de equilibrio en función de las presiones parciales K_P , para reacciones de gases ideales

5. Identificación de los modelos matemáticos

De la Ec. (13) se puede deducir que los coeficientes estequiométricos para los reactantes, por mol de O_2 , para el combustible, oxígeno y nitrógeno son, respectivamente:

$$x_f = \frac{\phi}{a + \frac{b}{4}} \frac{\text{mol}}{\text{mol O}_2}, x_{\text{O}_2} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{mol O}_2}, x_{\text{N}_2} = 3,773 \frac{\text{mol}}{\text{mol O}_2}$$

La entalpía estándar de los gases reactantes $\bar{H}_{U,T}$, se obtiene utilizando la Ec. (15)

$$\bar{H}_{U,T} = \sum_{i=1}^3 x_i \left[\Delta \bar{h}_{f,298,i}^0 + (\bar{h}_T - \bar{h}_{298K})_i \right] \quad (15)$$

donde la entalpía sensible $h_{T,i}$ para cada elemento y compuesto. La constante particular de la mezcla de gases no quemados $R_{M,U}$ se puede determinar a través de la Ec. (16)

$$\bar{R}_{M,U} = 8,314 \sum_{i=1}^3 x_i \quad (16)$$

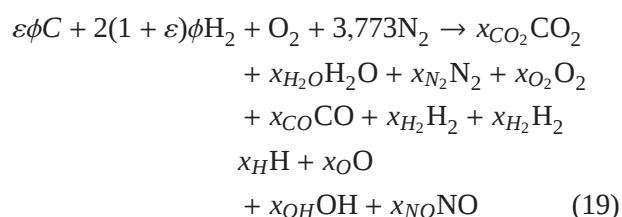
La energía interna estándar de la mezcla de gases no quemados $U_{U,T}$, Ec. (17)

$$\bar{U}_{U,T} = \sum_{i=1}^3 x_i \left[\Delta \bar{h}_f^0 + (\bar{h}_T - \bar{h}_{298K}) - 8,314 T \right]_i \quad (17)$$

La entropía estándar (Ec. (18))

$$\bar{S}_{U,T} = \left\{ \sum_{i=1}^3 x_i [\bar{S}_{T,i} - 8,134 \ln(y_i)] \right\} - 8,314 \ln(P_{\text{productos}}) \sum_{i=1}^3 x_i \quad (18)$$

La Ec. (19) es una forma equivalente para la reacción de combustión presentada en la Ec. (13):



donde $y = \frac{b}{a}$ y $\varepsilon = \frac{4}{4+y}$

Para determinar las fracciones molares o los coeficientes estequiométricos para los productos, se considerará que las especies atómicas se conservan y por tanto, se puede aplicar el principio de conservación de la masa a las cuatro especies químicas presentes, Ec. (20–23).

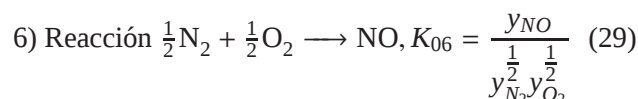
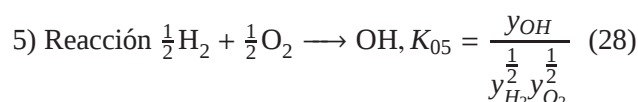
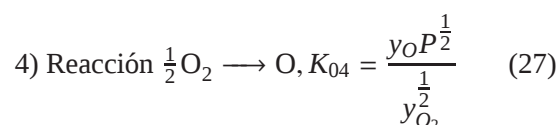
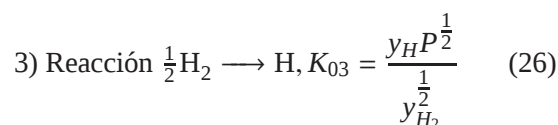
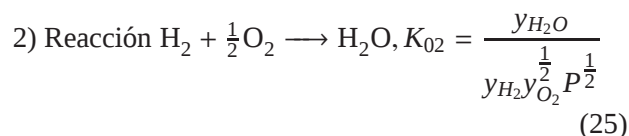
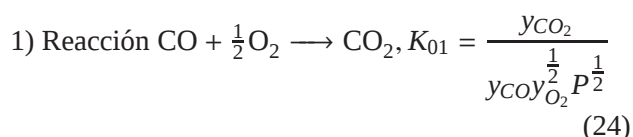
$$\text{Balance en C: } \varepsilon \phi = (y_{CO_2} + y_{CO}) N_T \quad (20)$$

$$\begin{aligned} \text{Balance en H: } 4(1 - \varepsilon) \phi = & (2y_{CO_2} + 2y_{H_2} \\ & + y_H + y_{OH}) N_T \end{aligned} \quad (21)$$

$$\begin{aligned} \text{Balance en O: } 2 = & (2y_{CO_2} + 2y_{H_2O} \\ & + 2y_{O_2} + y_{CO} \\ & + y_O + y_{OH} + y_{NO}) N_T \end{aligned} \quad (22)$$

$$\text{Balance en N: } 7,546 = (2y_{N_2} + y_{NO}) N_T \quad (23)$$

donde el número total de moles de la mezcla de gases productos se determina como $N_T = \sum_{i=1}^{10} x_i$, y las fracciones molares verifican que $1 = \sum_{i=1}^{10} y_i$. Se tiene un sistema de ecuaciones compuesto por cuatro ecuaciones y diez incógnitas. Las seis ecuaciones faltantes las provee el análisis de equilibrio químico aplicado a la reacción de combustión. Las reacciones y ecuaciones para las constantes de equilibrio químico a considerar se muestran en las Ec. (24) a (29):



Sustituyendo las ecuaciones que provee el equilibrio químico en los balances atómicos y desarrollando, se obtiene un sistema de cuatro ecuaciones con cuatro incógnitas ($y_{CO}, y_{H_2}, y_{O_2}, y_{N_2}$) no lineales, Ec. (30–33):

$$\begin{aligned} c_1 y_{CO} y_{O_2}^{\frac{1}{2}} + c_2 y_{H_2} y_{O_2}^{\frac{1}{2}} + y_{CO} + y_{H_2} \\ + y_{O_2} + y_{N_2} + c_6 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} y_{N_2}^{\frac{1}{2}} \\ + c_5 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} y_{H_2}^{\frac{1}{2}} + c_4 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} \\ + c_3 y_{H_2}^{\frac{1}{2}} - 1 = 0 \end{aligned} \quad (30)$$

$$\begin{aligned} 2c_2 y_{H_2} y_{O_2}^{\frac{1}{2}} + 2y_{H_2} + c_5 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} y_{H_2}^{\frac{1}{2}} \\ + c_3 y_{H_2}^{\frac{1}{2}} \left(-\frac{4(1-\varepsilon)}{\varepsilon} \right) (c_1 y_{CO} y_{O_2}^{\frac{1}{2}}) \left(-\frac{4(1-\varepsilon)}{\varepsilon} \right) y_{CO} = 0 \end{aligned} \quad (31)$$

$$\begin{aligned} 2 \left(1 - \frac{1}{\varepsilon \phi} \right) c_1 y_{CO} y_{O_2}^{\frac{1}{2}} + c_2 y_{H_2} y_{O_2}^{\frac{1}{2}} \\ + \left(1 - \frac{2}{\varepsilon \phi} \right) y_{CO} + 2y_{O_2} + c_6 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} y_{N_2}^{\frac{1}{2}} \\ + c_5 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} y_{H_2}^{\frac{1}{2}} + c_4 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} = 0 \end{aligned} \quad (32)$$

$$\begin{aligned} 2y_{N_2} + c_6 y_{O_2}^{\frac{1}{2}} y_{N_2}^{\frac{1}{2}} \\ - \left(\frac{7,546}{\varepsilon \phi} \right) c_1 y_{CO} y_{O_2}^{\frac{1}{2}} \\ - \left(\frac{7,546}{\varepsilon \phi} \right) y_{CO} = 0 \end{aligned} \quad (33)$$

```

Inicio
t0=298 'valor de la temperatura en el estado estándar
Leer datos relca,plscia,tReactantes,combustible
Si (combustible=1) entonces
    a=8 : b=18 'isooctano
Caso contrario
    Si (combustible=2) entonces
        a=3 : b=5 'propano
    Caso contrario
        Si (combustible=3) entonces
            a=1 : b=4 'metano
        Caso contrario
            a=6 : b=14 'hexano
        Fin Si
    Fin Si
Fin Si
y=b/a: ee=4/(4+y)
Determinación de la entalpía sensible de los elementos y compuestos químicos a t0, h0i
Determinación de la entalpía sensible del combustible a t0, h0comb
Determinación de la estándar de la mezcla de gases reactivos utilizando la ecuación 15.a
tReactantes, hReactantes
La expresión siguiente tProductos=(relca) se refiere a un modelo propio para la estimación
inicial de la temperatura adiabática de los productos
tProductos=-1085.069*relca^7+6727.430*relca^6+3066.667*relca^5-
15407.966*relca^4+834.722*relca^3+16362.847*relca^2-8548.611*relca+3300+(tReactantes-298)
Error=1
Repita
    Evaluación de las constantes de equilibrio a tProductos, h0i
    Resolución del sistema de ecuaciones no lineales para la obtención de las fracciones
    molares de los productos, yi [6,7]
    Determinación de la entalpía estándar de la mezcla de gases productos a tProductos,
    hProductos
    Si (hReactantes<hProductos) entonces
        Recalcular tProductos a través del método de Newton-Raphson [6,7]
    Caso contrario
        Error=0
    Fin Si
Hasta (Error=0)
Determinación de las propiedades termodinámicas de la mezcla de gases productos de la
combustión
Imprimir propiedades termodinámicas y fracciones molares de la mezcla de gases productos de
la combustión
Fin

```

Figura 1: Algoritmo de cálculo de la estructura principal de la herramienta desarrollada.

donde,

$$\begin{aligned}
 c_1 &= K_{01}P^{\frac{1}{2}}, c_2 = K_{02}P^{\frac{1}{2}}, \\
 c_3 &= K_{03}P^{\frac{1}{2}}, c_4 = K_{04}P^{\frac{1}{2}}, \\
 c_5 &= K_{05}, c_6 = K_{06}
 \end{aligned}$$

y P representa la presión de la mezcla de gases producidos en Atm.

6. Programa utilizado

En este proyecto se utilizó como lenguaje de programación a VISUAL BASIC 6, 0 y la estructura principal del algoritmo de solución (Figura 1) para la obtención de las fracciones molares de los gases efluentes de un proceso de combustión adiabático-isobárico.

7. Resultados obtenidos

En las Figuras 2 a 4 se representan las fracciones molares de los productos de la combustión del iso-octano con distintas relaciones combustible-aire relativa (en el intervalo que va desde 0,2 a 1,4) a una presión de 3,04 MPa (30 Atm). La primera para una temperatura de 1750 K, la segunda a 2250 K y la última a 2750 K.

Un examen de los gráficos presentados con anterioridad pone en relieve como el incremento de la temperatura de combustión conlleva al incremento de las fracciones molares de compuestos muy activos químicamente como lo son CO, NO y OH. También pone de manifiesto como estas fracciones molares son diferentes y varían dependiendo de que la relación

combustible-aire relativa tenga valores menores iguales o mayores al valor estequiométrico. Estos resultados juegan un papel destacado en la problemática actual relativa a la conservación del ambiente y ubica dentro de este contexto el objetivo principal de este trabajo. Las propiedades entalpía H_S y energía interna U_S y los factores entrópicos $S_{P,S}$ y $S_{V,S}$ en función de la temperatura para las mezclas reactivas para distintas relaciones combustible-aire relativa relca (Figura 5). Debido a la definición de los valores sensibles todas las curvas tienen un origen común en la temperatura de 298 K.

El comportamiento de las propiedades termodinámicas ilustradas en la Figura 3 entalpía y energía interna permiten determinar el calor que se intercambia y/o el trabajo que se puede realizar en distintos procesos típicos de combustión y los factores entrópicos permiten caracterizar los estados finales de un proceso isoentrópico. En la Figura 6 se representa el comportamiento de los valores de la entalpía estándar H y la energía interna estándar U de la mezclas, por un lado, y la entropía estándar S por otro lado, en función de la temperatura para distintas relaciones combustible-aire relativa, estando los productos de la combustión a una presión equivalente a 101,325 kPa (1 Atm).

En la Figura 7 se muestra los resultados obtenidos para la temperatura de llama o temperatura de combustión adiabática-isobárica del iso-octano con distintas relaciones combustible-aire relativa; estando los reactivos en el estado estándar, es decir, a una temperatura de 298 °K y a una presión de 101,325 kPa (1 Atm).

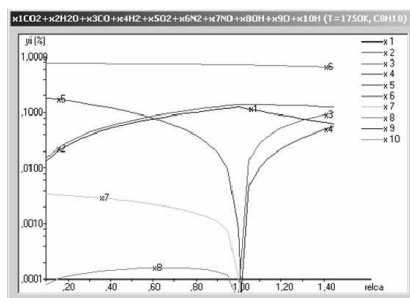


Figura 2: Productos de la combustión a 3,04 MPa (30 Atm) y 1750 K del iso-octano en función de la relación combustible-aire relativa

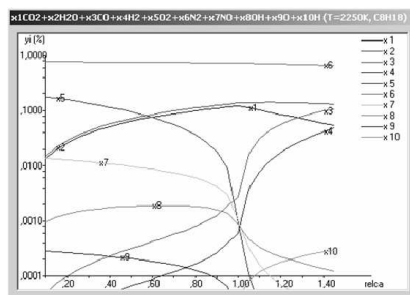


Figura 3: Productos de la combustión a 3,04 MPa (30 Atm) y 2250 K del iso-octano en función de la relación combustible-aire relativa

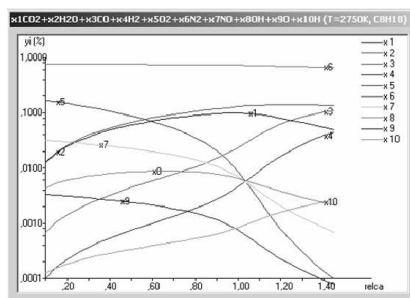
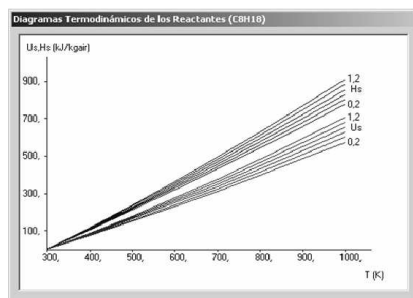


Figura 4: Productos de la combustión a 3,04 MPa (30 Atm) y 2750 K del iso-octano en función de la relación combustible-aire relativa

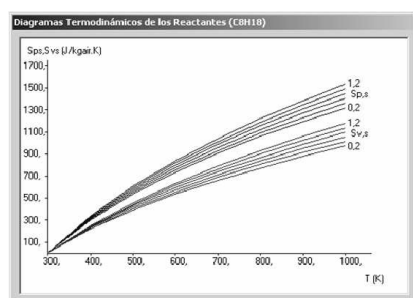
8. Conclusiones

El modelo matemático obtenido permite realizar predicciones en cuanto a las propiedades termodinámicas y la composición molar de las mezclas de gases reactantes y productos de procesos de combustión de hidrocarburos del tipo C_aH_b con aire atmosférico. Los diagramas termodinámicos reportados por la herramienta computacional permitirán efectuar análisis termodinámicos a equipos de combustión que trabajen con gases a baja presión como quemadores de hornos y calderas, entre otros. Los valores de las propiedades termodinámicas energía interna, entalpía y entropía obtenidos fueron objeto de comparación con resultados publicados en literatura, en la cual se considera como máximo seis elementos o compuestos químicos, concluyendo que no hay una desviación significativa; sin embargo, la herramienta permite la estimación de las

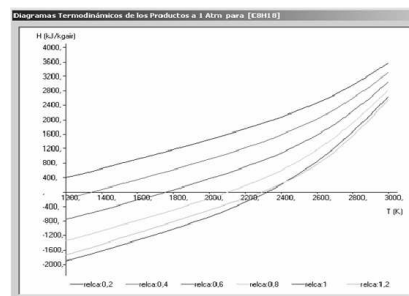
fracciones molares de compuestos químicos dañinos en los gases efluentes o productos de la combustión, entre ellos, dióxido de carbono CO_2 , monóxido de carbono CO y monóxido de nitrógeno NO.



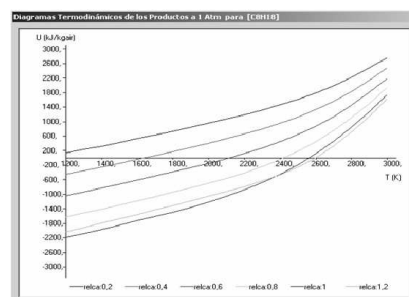
(a)



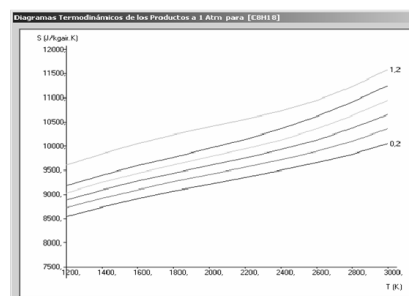
(b)



(a)



(b)



(c)

Figura 5: Comportamiento de las propiedades sensibles de la mezcla de gases reactantes del iso-octano, (a) entalpía sensible y energía interna sensible y (b) funciones entrópicas sensibles a presión constante y a volumen constante.

Referencias

- [1] MERKER, G.P. y otros.(2006). *Simulating Combustion and Pollutant Formation for Engine- Development*. Springer-Verlag.
- [2] VAN WYLEN, Gordon y otros.(2002) *Fundamentos de Termodinámica*. (2da ed.). Limusa.
- [3] WARK, Kenneth y RICHARDS, D.(2001). *Termodinámica*. (6ta. Ed.) . Madrid: Mc Graw Hill.
- [4] FERGUNSON, Colin y KIRKPATRICK, A. L. (2001). *Internal Combustion Engines Applied Thermodynamics*. (2da. Ed.). John Wiley and Sons.
- [5] HEYWOOD, John. (1995). *Internal Combustion Engine Fundamentals*. Mc Graw Hill
- [6] BURDEN, Richard y FAIRES, D.(2002). *Análisis Numérico*. (7ma. ed). International Thomson Editores, S. A.
- [7] CHAPRA, Steven y CANALE, Raymond.(2003). *Métodos Numéricos para Ingenieros*. (4ta. ed.). McGraw-Hill

Figura 6: Comportamiento de propiedades termodinámicas para los productos del iso-octano, (a) entalpía estándar, (b) energía interna estándar y (c) entropía estándar.

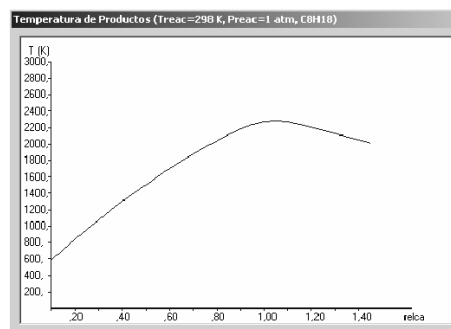


Figura 7: Comportamiento de la temperatura de combustión adiabática TCA en función de la relación combustible-aire relativa