

Solución: En primer lugar, hay que analizar qué términos pueden simplificarse en la ecuación de balance de energía. El calor Q , trabajo W y los cambios de entalpía ΔH son despreciables o nulos. Se consideran solo los cambios en energía cinética y potencial para el matero, que ocurren cuando el mismo cae desde el punto 1 (la ventana del edificio) hasta el punto 2 (la cabeza del hombre). Por lo tanto, el balance energético resulta en:

$$\Delta E_p + \Delta E_k = (E_{p_2} - E_{p_1}) + (E_{k_2} - E_{k_1}) = 0. \quad (4.36)$$

Si la referencia para la altura h se toma a nivel de la acera, se tiene que:

$$h_1 = \underbrace{2,5 \text{ m} \times 5 \text{ pisos}}_{\text{PB} + 4 \text{ pisos}} + \underbrace{120 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}}_{\text{altura de la ventana}} = 13,7 \text{ m}$$

$$h_2 = 175 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1,75 \text{ m}.$$

La velocidad inicial del matero, v_1 , es cero. La velocidad final, v_2 , deberá ser calculada. La masa del matero, en kilogramos, es 0,900 kg.

Parte (a). La energía de impacto es la energía cinética en el punto 2. Sustituyendo los datos y variables en la ecuación (4.36) se tiene que:

$$mg(h_2 - h_1) - (E_{k_2} - E_{k_1}) = 0,900 \times 9,81 \times (1,75 - 13,7) + E_{k_2} - \frac{1}{2} \frac{0,900}{1} \times 0 = 0$$

$$E_{k_2} = 105,5 \text{ J}.$$

Parte (b). La velocidad v_2 con que impacta el matero la cabeza del hombre se puede determinar a partir de la energía cinética en el punto 2.

$$E_{k_2} = \frac{1}{2} \frac{m}{g_c} v_2^2 = 105,5 \text{ J} \rightarrow v_2 = \sqrt{\frac{2 \times 1 \times 105,5}{0,900} \left[\frac{\text{m}^2}{\text{s}^2} \right]} = 15,31 \text{ m/s}.$$

4.3 Termoquímica

En esta sección se consideran algunos aspectos básicos de la termoquímica, que ayudan a explicar los cambios energéticos (en forma de calor) en procesos en los que ocurre cambio químico. Hagamos la aplicación de estos conceptos a sistemas en que no se considera la contribución de la energía mecánica (variaciones de energía potencial y cinética despreciables) y que no intercambian trabajo con el medio.

Toda reacción química involucra desprendimiento o absorción de energía en forma de calor. Las reacciones químicas pueden llevarse a cabo a presión constante (en atmósfera abierta a presión atmosférica aproximadamente igual a 1 atm) o a volumen constante (el

volumen del recipiente donde ocurre la reacción). Por lo general, las reacciones químicas ocurren a presión constante, por lo cual los cambios de calor experimentados se asocian a la variación de entalpía, es decir: $Q = \Delta H$. Si la reacción ocurre a volumen constante, entonces $Q = \Delta U$ (aunque este caso es poco común).

4.3.1 Propiedades de la entalpía

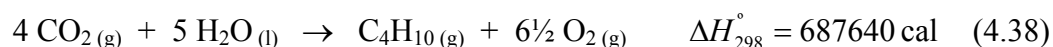
La entalpía, al igual que la energía interna, es una función de estado del sistema. Es decir, que ΔH y ΔU son las mismas para un cambio de estado dado de una determinada sustancia, sin importar la trayectoria que siga la sustancia desde su estado inicial hasta su estado final. Solo importa el estado inicial y el estado final de la misma. Afortunadamente esto es así, pues aunque no es posible medir valores absolutos de entalpía en estados específicos, sí es posible determinar de manera experimental ΔH y ΔU para cambios de estado específicos.

La entalpía ΔH es una magnitud extensiva: está asociada a la cantidad total de energía contenida en las sustancias que toman parte en el proceso. Suele utilizarse preferiblemente la entalpía específica, $\Delta \hat{H}$, en unidades de energía por unidad de masa, la cual cumple que: $\Delta H = m \Delta \hat{H}$. Además, la entalpía es aditiva, lo que permite establecer ecuaciones en el balance de energía que pueden ser manipuladas algebraicamente para llegar a una solución.

Cuando en un proceso el valor de ΔH es negativo, se dice que el proceso es **exotérmico** o que desprende energía (en forma de calor). Si el valor de ΔH es positivo, se dice que el proceso es **endotérmico**, por lo que requiere absorción de energía del entorno. Por ejemplo, la reacción de combustión del carbono (ec. 4.37) es una reacción exotérmica pues genera 393,51 kJ de energía por mol de carbono quemado.



La reacción (4.38) es un ejemplo de reacción endotérmica, donde se requiere de 687640 cal para producir un mol de butano, C_4H_{10} .



Para aplicar la ecuación de balance entálpico es imprescindible establecer un estado de referencia o **estado estándar** para cada sustancia. El estado estándar de una sustancia (a una temperatura dada) es la forma más estable de la sustancia (a esa temperatura) a presión de 1 bar (antiguamente de 1 atm). Para el caso de los gases, además, debe considerarse de

comportamiento ideal. Todos los cambios que experimenta una sustancia se pueden medir, entonces, respecto de este estado de referencia.

Debe notarse que el estado estándar no presupone una temperatura dada, la cual debe definirse posteriormente, pudiendo existir estados de referencia a diferentes temperaturas. Generalmente, se considera 25 °C (298,15 K) como un valor común de temperatura de referencia. La presión para el estado estándar actualmente se toma como 1 bar y anteriormente como 1 atm. Si los cálculos que se realizan no son demasiado exactos, pueden tomarse datos de tablas correspondientes a ambos estados.

Las magnitudes del estado de referencia se representan con un índice superior ° (realmente el símbolo debe tener un trazo horizontal en el centro que se obvia por facilidad tipográfica). Por ejemplo, el estado estándar del etanol es en fase líquida (etanol puro) a una presión de 1 bar. Para el hidrógeno, es en fase gaseosa y puro a presión de 1 bar y comportamiento ideal. Para el carbono, es en estado de grafito puro a presión de 1 bar (variedad alotrópica más estable bajo estas condiciones).

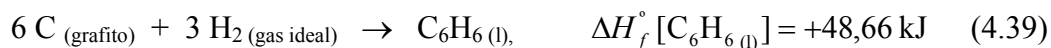
Obsérvese que el valor ΔH descrito en las ecuaciones (4.37) y (4.38) muestra un subíndice y un superíndice. Estos índices están relacionados con el estado de referencia de las sustancias analizadas. El subíndice está indicando la temperatura de referencia, 298,15 K ó 25 °C, y el círculo en la parte superior indica el estado estándar de presión y fase.

4.3.2 Entalpías de reacción, formación y combustión

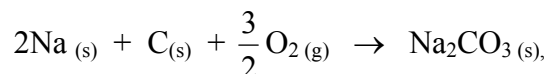
Antes de definir la entalpía de formación y la entalpía de combustión es necesario definir qué es la entalpía estándar de reacción. La **entalpía estándar de reacción** es la variación de entalpía del sistema cuando procede de una unidad de reacción y todas las especies involucradas –tanto reactantes como productos– se encuentran en el estado estándar a una temperatura dada. Se representa como ΔH_R° .

La **entalpía estándar de formación** de una sustancia es el valor de ΔH_R° –entalpía estándar de reacción– para la reacción de formación de 1 mol de la sustancia A a partir de sus elementos en sus formas de referencia. Se representa como $\Delta H_f^\circ [A]$. Por ejemplo, en la reacción (4.39), el término $\Delta H_f^\circ [C_6H_6(l)]$ representa la entalpía estándar de formación del benceno, calculada a partir de los estados de referencia del carbono y del hidrógeno, a 1 atm de presión y 298,15 K. Esta reacción es una reacción endotérmica ($\Delta H_f^\circ [C_6H_6]$ es

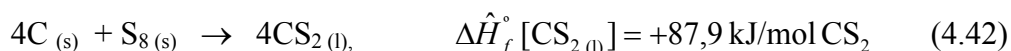
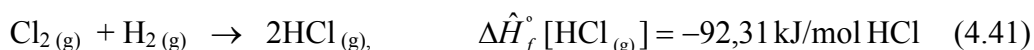
positivo). La temperatura utilizada debe ser especificada pues la entalpía variará con la temperatura.



Las reacciones (4.40), (4.41) y (4.42) muestran ejemplos de reacciones de formación del carbonato de sodio, cloruro de hidrógeno y disulfuro de carbono, respectivamente, a 1 atm de presión y 298,15 K de temperatura.



$$\Delta \hat{H}_f^\circ [\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})] = -1130,9 \text{ kJ/mol Na}_2\text{CO}_3 \quad (4.40)$$



Es evidente que, según la definición, **la entalpía de formación estándar de los elementos es cero**. Ciertos elementos puros en sus formas más estables, como el $\text{Na}_{(\text{s})}$, $\text{H}_{2(\text{g})}$, $\text{N}_{2(\text{g})}$, $\text{O}_{2(\text{g})}$, $\text{C}_{(\text{grafito})}$ y $\text{Br}_{2(\text{l})}$, tienen entalpía de formación cero.

Si se invierte la reacción (4.39), se dice que el compuesto se descompone en sus elementos mediante una reacción exotérmica, liberando 48,66 kJ de calor por mol de benceno descompuesto.

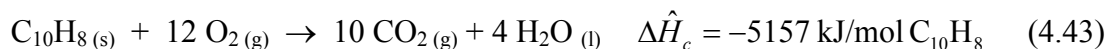
En la literatura especializada pueden hallarse tablas de entalpías de formación de muchas sustancias, cuyos valores sirven de base para calcular la entalpía total de un proceso que se lleva a cabo a temperaturas diferentes de la temperatura estándar.

El **calor estándar de combustión** es una medida de la variación de entalpía asociada a la cantidad de calor que se desprende en una reacción cuando se lleva a cabo la combustión completa de 1 mol de sustancia, a presión de referencia y temperatura especificadas (por lo general, a 1 atm y 298,15 K). En consecuencia, las reacciones de combustión son siempre exotérmicas.

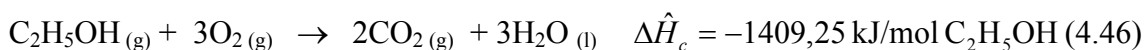
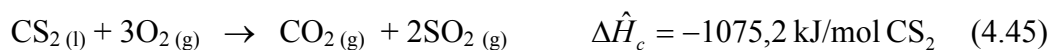
La combustión de una sustancia orgánica (solo carbono, oxígeno e hidrógeno) es completa cuando, en presencia de oxígeno suficiente, los únicos productos de la reacción son CO_2 en fase gaseosa y H_2O en fase líquida. Si se trata de una sustancia donde intervienen otros elementos, además del dióxido de carbono, en vez de agua se puede obtener algún compuesto formado por dicho elemento y el oxígeno. Si la combustión es incompleta, debido a la insuficiente presencia de oxígeno, además de agua y dióxido de

carbono se pueden obtener otros subproductos como monóxido de carbono, CO, en fase gaseosa, carbono, hidrógeno e, inclusive, hidrocarburos no quemados.

La ecuación (4.43) muestra la reacción de combustión completa de la naftalina, C₁₀H₈, mientras que la ecuación (4.44) muestra la combustión incompleta del etano, C₂H₆.



Otros ejemplos de reacciones de combustión son la ecuación (4.45), en la que se libera 1075,2 kJ por mol de CS_{2(l)} quemado, y la ecuación (4.46), en la que se genera 1409,25 kJ de calor por mol de etanol quemado. Estos valores de entalpías de combustión han sido calculados a una presión de 1 atm y a 298,15 K.



La entalpía de reacción estándar puede ser calculada a partir de las entalpías de formación estándar de las sustancias que intervienen en la reacción química. Como la entalpía es una función de estado y su variación no depende de la trayectoria descrita por la función, para calcular la variación de entalpía de una reacción puede utilizarse el camino alternativo que se desee, que no necesariamente se corresponde con lo que realmente sucede en la reacción.

Así, para hallar la entalpía estándar de un proceso, ΔH_R° , podría utilizarse el camino siguiente: pensar, en una primera etapa, en la descomposición de los reactivos en sus elementos. Luego, en una segunda etapa, pensar en la formación de los productos de la reacción a partir de los elementos obtenidos en el paso anterior. La variación de entalpía del proceso total, ΔH_R° , sería igual a la variación correspondiente al primer proceso, $\Delta H_{f(\text{reactivos})}^\circ$, más la correspondiente al segundo, $\Delta H_{f(\text{productos})}^\circ$. Este principio se conoce como la **ley de Hess**: “Si un proceso transcurre en varias etapas o pasos (incluso sólo hipotéticamente), la variación de entalpía del proceso global (neto) es la suma de las variaciones de entalpía de las etapas individuales”¹⁴.

Teniendo en cuenta que:

- ♦ En el primer proceso, los reactivos se descomponen en sus elementos en cantidades de sustancia iguales a sus coeficientes estequiométricos;

¹⁴ Tomado del libro de Petrucci, Harwood y Herring, *Química General*, 8ª ed., 2003, p. 242.

- ♦ En el segundo proceso se forman cantidades de sustancias de productos, a partir de sus elementos, iguales a sus coeficientes estequiométricos;
- ♦ Los coeficientes estequiométricos de los reactivos son negativos y los de los productos son positivos;

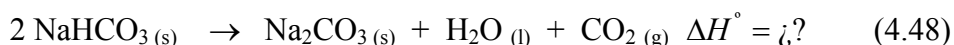
se podrá demostrar que:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \nu_p \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta H_f^\circ(\text{reactivos}), \quad (4.47)$$

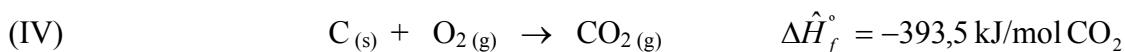
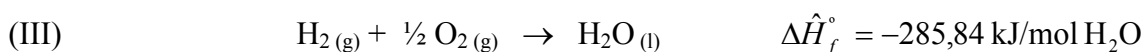
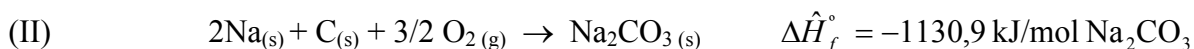
donde ν es el coeficiente estequiométrico de la sustancia en la reacción.

Esta expresión permite calcular la entalpía estándar de una reacción a partir de los valores tabulados de las entalpías de formación estándar de las sustancias participantes en ella.

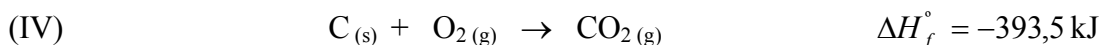
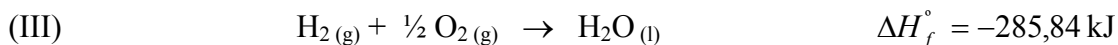
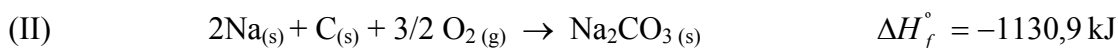
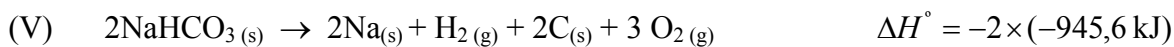
Ejemplo 4.5: Determinar la entalpía de reacción estándar para la reacción química del bicarbonato de sodio, mostrada en la ecuación (4.48).



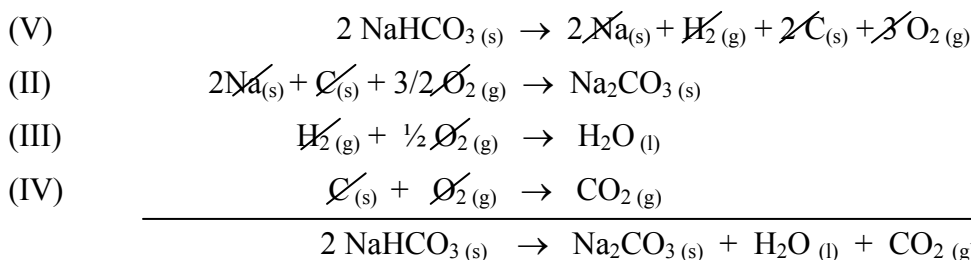
Solución: Una primera forma de aplicar la ley de Hess para resolver este problema es combinando las ecuaciones químicas involucradas en la reacción (4.48). Esto es:



Para obtener la ecuación (4.48) será necesario: invertir la ecuación (I), lo que cambia el signo de la función de entalpía, y multiplicarla por 2; dejar las ecuaciones (II), (III) y (IV) como están. Las reacciones involucradas quedan de la siguiente manera:



La suma algebraica de los términos de las ecuaciones (II) a (V) da como resultado lo siguiente:



La entalpía de la reacción es, de manera equivalente, la suma algebraica de las entalpías de las ecuaciones (II) a (V):

$$\Delta H^\circ = -2 \times (-945,6) - 1130,9 - 285,84 - 393,5 \text{ [kJ]} = +80,96 \text{ kJ.}$$

La segunda forma de resolver el problema es utilizando directamente la ecuación (4.47), para determinar la entalpía estándar de la reacción a partir de las entalpías de formación tabuladas de los productos y reactivos involucrados en la reacción (4.48). Es decir:

$$\Delta H^\circ = 1 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})] + 1 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] + 1 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] - 2 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{NaHCO}_3(\text{s})].$$

De las tablas de entalpías de formación se extraen los valores requeridos para este cálculo, de manera que:

$$\Delta H^\circ = [1 \times (-1130,9) + 1 \times (-285,84) + 1 \times (-393,5)] - [2 \times (-945,6)] \text{ kJ} = +80,96 \text{ kJ.}$$

Este resultado indica que la reacción es endotérmica, y que se requiere de 80,96 kJ de calor para descomponer un mol de bicarbonato de sodio.

Ejemplo 4.6: La reacción de combustión del etanol está dada por la ecuación (4.46). El calor de combustión es $\Delta \hat{H}_c = -1409,25 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_5\text{OH quemado}$. Determinar la entalpía estándar de formación del etanol.

Solución: Supóngase que la entalpía de formación del etanol no puede conseguirse a partir de las tablas de entalpía. En tal caso, la misma se puede obtener formulando la ecuación (4.47) para la reacción (4.46), y a partir de esta expresión, dado que se conoce la entalpía de la reacción ($\Delta \hat{H}_c$), se despeja el término a calcular.

$$\begin{aligned}
 \Delta H_c^\circ &= 2 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 3 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - 1 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})] - 3 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})] \\
 \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})] &= 2 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 3 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - 3 \times \Delta \hat{H}_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})] - \Delta H_c^\circ \text{ [kJ/mol]} \\
 &= 2 \times (-393,5) + 3 \times (-285,84) - 3 \times (0) - (-1409,25) \text{ [kJ/mol]} \\
 &= -235,3 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_5\text{OH.}
 \end{aligned}$$

4.3.3 Balances entálpicos de procesos que no están en condiciones estándares

Aunque las condiciones estándares comunes para las reacciones están definidas para una presión de 1 atm (ó 1 bar) y 298,15 K (25°C), la mayoría de las veces las reacciones ocurren a otras temperaturas por lo cual hay que corregir los valores del calor. Recuérdese que la entalpía es una función de la temperatura; por lo tanto, si la temperatura varía también varía el valor de ΔH . En este texto, se considera, además, que se trabaja con componentes en una fase, por lo que se considera solamente la contribución del calor sensible (no se toma en cuenta el calor latente).

En la figura 4.4 se muestra un esquema de cómo abordar el planteamiento matemático de este tipo de problemas. En la etapa inicial o en la entrada, se tiene cierta cantidad de componentes a una temperatura T_1 , los cuales tendrán al final o a la salida del proceso, una temperatura T_2 . El balance entálpico, entonces, debe hacerse para la trayectoria que parte de la entrada y llega a la salida (flecha en trazo continuo).

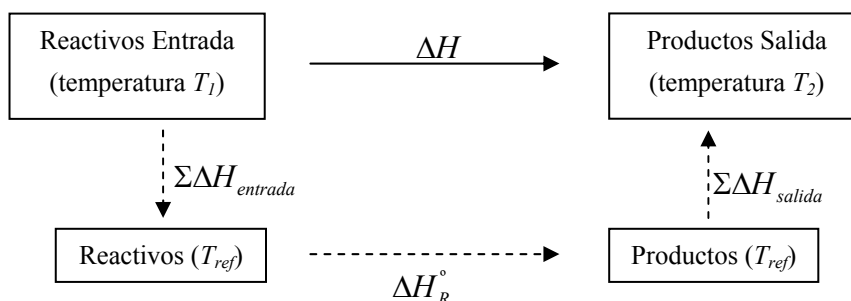


Figura 4.4: Esquema de balance entálpico de un proceso

Haciendo uso de las mediciones estándares disponibles en las tablas de termoquímica, la trayectoria teórica anterior puede ser cambiada siguiendo las flechas punteadas. Recordemos que esto es posible dado que la entalpía es una función de estado. Los pasos a seguir, para aplicar esta estrategia, son:

- ♦ Llevar los reactivos a la temperatura estándar o de referencia (25°C ó 298,15 K), calculando el calor necesario para esta operación:

$$\Sigma\Delta H_{entrada} = \Sigma \left(n \int_{T_1}^{T_{ref}=298\text{ K}} C_p dT \right).$$

- ♦ Llevar a cabo la reacción química, a 298,15 K, tomando en cuenta las cantidades que reaccionan y que se forman en la misma, y calcular ΔH_R° según la ecuación (4.47).
- ♦ Llevar tanto los productos como los reactivos que sobraron desde la temperatura de referencia hasta la temperatura final de reacción T_2 :

$$\Sigma \Delta H_{salida} = \Sigma \left(n \int_{T_{ref}=298\text{ K}}^{T_2} C_p dT \right)$$

La entalpía total del proceso (visto como un sistema abierto) es:

$$\Delta H = \Sigma \Delta H_{entrada} + \Delta H_R^\circ + \Sigma \Delta H_{salida} . \quad (4.49)$$

Reacomodando los términos de la ecuación (4.49), se puede escribir una expresión equivalente de esta última ecuación en la forma siguiente:

$$\Delta H = \Sigma_{salida} n_j \Delta \hat{H}_j - \Sigma_{entrada} n_i \Delta \hat{H}_i \quad \text{ó} \quad \Delta H = \Sigma_{salida} m_j \Delta \hat{H}_j - \Sigma_{entrada} m_i \Delta \hat{H}_i , \quad (4.50)$$

en el cual:

$$\Delta \hat{H}_j = \Delta \hat{H}_{f,j}^\circ + \int_{T_{ref}}^{T_2} C_{p,j} dT \quad \text{y} \quad \Delta \hat{H}_i = \Delta \hat{H}_{f,i}^\circ + \int_{T_{ref}}^{T_1} C_{p,i} dT . \quad (4.51)$$

El coeficiente n representa la cantidad de moles de cada componente, m es la cantidad másica (e.g. kg, g, libra) de cada componente, el subíndice i hace referencia a cada componente de la entrada y el subíndice j hace referencia a cada componente de la salida.

En un sistema cerrado, el balance entálpico se reduce a calcular:

$$\Delta U = \Sigma_{salida} n_j \Delta \hat{U}_j - \Sigma_{entrada} n_i \Delta \hat{U}_i \quad \text{ó} \quad \Delta U = \Sigma_{salida} m_j \Delta \hat{U}_j - \Sigma_{entrada} m_i \Delta \hat{U}_i . \quad (4.52)$$

Para resolver balances entálpicos, se puede seguir el siguiente conjunto de pasos:

- ♦ Llevar a cabo los cálculos de balance de materia necesarios.
- ♦ Definir cuáles son las variables desconocidas y todos los valores conocidos del proceso.
- ♦ Escribir y simplificar la ecuación de balance de energía, según las especificaciones del proceso en estudio (sistema cerrado o abierto, presencia de trabajo o no, y demás).
- ♦ Conocer los estados de referencia (fase, presión, temperatura) de los componentes involucrados en el proceso.
- ♦ Buscar las entalpías conocidas y tabuladas de los componentes que intervienen, así como las capacidades caloríficas respectivas (a volumen constante o a presión constante).

- ♦ Plantear la ecuación (4.49) ó (4.50), y resolver el balance entálpico.

Para mostrar más claramente el procedimiento de resolución en este tipo de problemas, véanse los siguientes ejemplos.

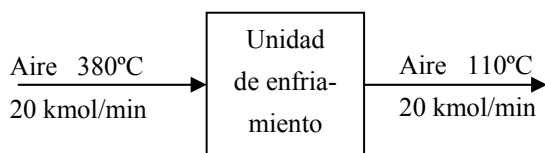
Ejemplo 4.7: En una unidad de enfriamiento se introducen 20,0 kmol/min de aire a 380°C con el objeto de bajar su temperatura hasta 110°C. Calcular la velocidad requerida de eliminación de calor, sabiendo que el proceso opera a presión constante.

Solución: En primer lugar, se trata de un sistema abierto. Se sabe que el aire tiene una composición molar de 21% O₂ y 79% N₂. Habrá que determinar las cantidades, en moles, de cada uno de estos gases (balance de materia), y también buscar las capacidades caloríficas de ambos, para el balance de energía.

En este proceso no ocurre reacción química, lo que supone una simplificación del método para hacer el balance de energía.

Asumamos como base de tiempo un (01) minuto. En consecuencia, todos los cálculos que se realicen serán obtenidos respecto de esta base de tiempo.

Balance de materia:



Moles de O₂ que entran a la unidad: 20,0 kmol × 0,21 = 4,2 kmol .

Moles de N₂ que entran a la unidad: 20,0 kmol × 0,79 = 15,8 kmol .

En la salida se tiene la misma composición del aire, dada por las cantidades calculadas anteriormente, puesto que no se lleva a cabo ninguna reacción que genere, consuma o transforme las sustancias involucradas.

Balance de energía:

En este ejemplo, la ecuación de balance de energía:

$$Q + W = \Delta(H + E_p + E_k)$$

se reduce a: $Q = \Delta H$. Es decir, que la variación de entalpía experimentada por el proceso, al disminuir la temperatura del aire, servirá para determinar la cantidad de calor que debe ser retirado del mismo.

Ahora bien, los componentes que entran al sistema están a una temperatura que no es la temperatura de referencia. Igualmente, los componentes a la salida tampoco están a la

temperatura de referencia. Por ello, se descompone el cálculo de ΔH en dos partes: en primer lugar, el cálculo de las entalpías de los componentes que entran cuando su temperatura varía de 380°C a 25°C (temperatura de referencia); en segundo lugar, el cálculo de las entalpías de los componentes que salen cuando su temperatura varía de 25°C a 110°C.

Para calcular ΔH se hace uso de las ecuaciones (4.50) y (4.51). De esta manera:

$$\Delta H = \left[\text{moles O}_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f \text{O}_2}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{110^\circ\text{C}} C_{p \text{O}_2} dT \right) + \text{moles N}_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f \text{N}_2}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{110^\circ\text{C}} C_{p \text{N}_2} dT \right) \right] \dots$$

$$\dots - \left[\text{moles O}_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f \text{O}_2}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{380^\circ\text{C}} C_{p \text{O}_2} dT \right) + \text{moles N}_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f \text{N}_2}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{380^\circ\text{C}} C_{p \text{N}_2} dT \right) \right].$$

En este caso, la expresión anterior puede reescribirse como:

$$\Delta H = \left(\text{moles O}_2 \times \int_{380^\circ\text{C}}^{110^\circ\text{C}} C_{p \text{O}_2} dT + \text{moles N}_2 \times \int_{380^\circ\text{C}}^{110^\circ\text{C}} C_{p \text{N}_2} dT \right)$$

Tómese las capacidades caloríficas a presión constante, del oxígeno y del nitrógeno, como valores constantes e iguales a:

$$C_{p \text{O}_2} = 0,0299 \text{ kJ}/(\text{gmol} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$C_{p \text{N}_2} = 0,0292 \text{ kJ}/(\text{gmol} \cdot ^\circ\text{C}).$$

$$\begin{aligned} \Delta H &= \left(4,2 \times 1000 \times \int_{380^\circ\text{C}}^{110^\circ\text{C}} 0,0299 dT + 15,8 \times 1000 \times \int_{380^\circ\text{C}}^{110^\circ\text{C}} 0,0292 dT \right) \\ &= 4,2 \times 1000 \times 0,0299 \times (110 - 380) + 15,8 \times 1000 \times 0,0292 \times (110 - 380) \text{ [kJ]} \\ &= -1,58 \times 10^5 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

La velocidad a la que se elimina calor (pues el signo es negativo) es:

$$\dot{Q} = \Delta \dot{H} = -1,58 \times 10^5 \text{ kJ/min}.$$

Ejemplo 4.8: A través de un intercambiador de calor, que opera a contracorriente, fluyen 175 kilogramos por hora de aire, como se muestra en la figura 4.5, para calentar 320 kg/h de disolución de carbonato de calcio (CaCO_3) al 10,0%p. Suponga que el intercambiador de calor tiene pérdidas de calor aproximadamente del 30%. Las temperaturas terminales se indican en la figura. Calcule la temperatura, en Kelvin, de la corriente de carbonato de calcio que sale del intercambiador. Para ello, utilice la siguiente información:

Masa molecular del aire: 29,00 g/gmol.

$$C_{p \text{aire}} = 28,94 \text{ J}/(\text{gmol} \cdot ^\circ\text{C}); \quad C_{p \text{CaCO}_3} = 82,34 \text{ J}/(\text{gmol} \cdot \text{K}); \quad C_{p \text{H}_2\text{O}} = 18,296 \text{ J}/(\text{gmol} \cdot \text{K}).$$

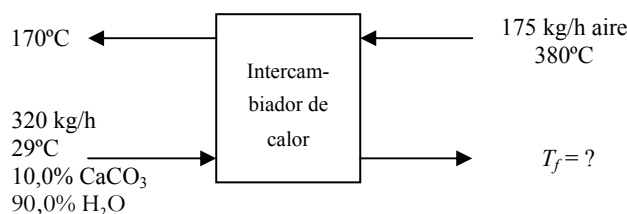


Figura 4.5: Esquema para el balance entálpico en un intercambiador de calor (Ej. 4.8)

Solución: En este ejemplo se plantea un problema en el que tampoco ocurre reacción química. Hay dos subsistemas interactuando: el subsistema “aire” y el subsistema “disolución” de carbonato de calcio. El primero se enfría al ceder el calor a la disolución de carbonato de calcio, lo cual deberá elevar la temperatura de la disolución.

Tómese, en primer lugar, como base de tiempo una (01) hora.

Dado que hay pérdidas de calor en el intercambiador (parte del calor cedido por el aire se transfiere al entorno) de un 30%, el calor transferido a la disolución de CaCO_3 se obtendrá según la ecuación (4.53):

$$Q_{\text{disolución}} = -(Q_{\text{aire}} - Q_{\text{pérdida}}) = -(Q_{\text{aire}} - 0,30 \times Q_{\text{aire}}) = -0,70 \times Q_{\text{aire}}. \quad (4.53)$$

Subsistema “aire”:

El balance de materia en este subsistema es trivial. Entran 175 kilogramos por hora de aire y sale la misma cantidad. La temperatura del flujo de entrada es 380°C , pero en la salida la temperatura ha descendido a 170°C . Esto implica hacer consideraciones energéticas para este subsistema. La ecuación de balance de energía se reduce a: $Q = \Delta H$.

Si bien este el balance de energía para el aire puede hacerse empleando las ecuaciones (4.50) y (4.51), al igual que en el ejemplo 4.7 se podrá evaluar el término entálpico directamente entre las temperaturas de entrada y salida, esto es, entre 380°C y 170°C , pues es innecesario hacerlo entre la temperatura de entrada y T_{ref} , y luego entre T_{ref} y la temperatura de salida, dado que las cantidades de masa son las mismas (no hay reacción química). De esta manera, se tiene que:

$$\begin{aligned} Q_{\text{aire}} &= n_{\text{aire}} C_{p \text{ aire}} \Delta T = 175 \cancel{\text{kg}} \times \frac{1000 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{kg}}} \times \frac{1 \cancel{\text{gmol}}}{29,00 \cancel{\text{g}}} \times 28,94 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{gmol}}^\circ\text{C}} \times (170 - 380)^\circ\text{C} \\ &= -3,67 \times 10^7 \text{ J}. \end{aligned}$$

El aire está cediendo $3,67 \times 10^7$ J de energía al medio. El 70% de esta cantidad va a ser absorbida por la disolución de CaCO_3 .

Subsistema “disolución”:

El balance de materia para este subsistema es bastante fácil de obtener. Como no hay reacción química, las cantidades de sustancias que entran al intercambiador son las mismas que salen de este.

$$\text{Masa que entra de } \text{CaCO}_3: 320 \text{ kg} \times 0,100 = 32,0 \text{ kg.}$$

$$\text{Masa que entra de } \text{H}_2\text{O}: 320 \text{ kg} \times 0,900 = 288 \text{ kg.}$$

La ecuación de balance de energía toma la forma: $Q_{\text{disolución}} = \Delta H$. Sustituyendo los valores de masas molares, capacidades caloríficas constantes y temperaturas, para los componentes de la disolución en la ecuación de balance de energía, y utilizando la ecuación (4.53), se tiene que:

$$Q_{\text{disolución}} = -0,70 \times Q_{\text{aire}} = -0,70 \times (-3,67 \times 10^7) = (n_{\text{CaCO}_3} C_{p, \text{CaCO}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}} C_{p, \text{H}_2\text{O}}) \times \Delta T$$

$$2,57 \times 10^7 \text{ J} = \left(32,0 \cancel{\text{kg}} \times \frac{1000 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{kg}}} \times \frac{1 \cancel{\text{gmol}}}{100,09 \cancel{\text{g}}} \times 82,34 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{gmol}} \cdot \text{K}} + \dots \right. \\ \left. \dots 288 \cancel{\text{kg}} \times \frac{1000 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{kg}}} \times \frac{1 \cancel{\text{gmol}}}{18,015 \cancel{\text{g}}} \times 18,296 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{gmol}} \cdot \text{K}} \right) \times (T_f - (29 + 273,15)).$$

Despejando la temperatura final, T_f , de esta última expresión se obtiene que:

$$T_f = 382,8 \text{ K.}$$

Ejemplo 4.9: Una caldera utiliza metano como combustible. Se alimentan 10 kmoles de metano por hora. Al quemador se alimenta aire en un 35% de exceso sobre la cantidad estequiométrica requerida. El metano se alimenta a 25°C y el aire a 100°C . Los gases de combustión abandonan la caldera a 400°C . El calor producido por la caldera es utilizado para calentar un flujo de agua que pasa por serpentines, a razón de 30000 kg/h (véase la figura 4.5). Determinar la temperatura del flujo de agua si la misma se alimenta a 30°C .

Solución: Se está analizando un problema donde intervienen dos sistemas: el sistema “caldera”, que genera calor mediante la combustión del metano, y el sistema “agua”, que recibe el calor producido por la caldera a fin de elevar su temperatura.

Para analizar el sistema “caldera” es preciso realizar el balance de materia y de energía. Una vez que se haya calculado la energía generada en forma de calor, se estudia la absorción de calor por el sistema “agua”, a través de las ecuaciones (4.8) y (4.9).

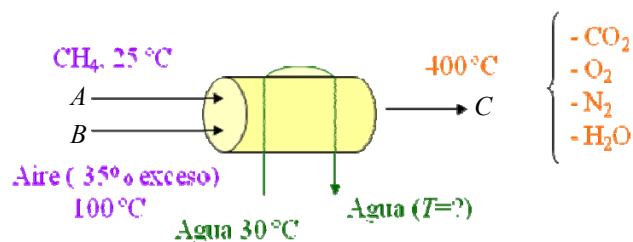
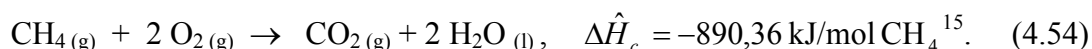


Figura 4.6: Esquema para el balance de materia en una caldera (Ej. 4.10)

Asúmase como base de tiempo, para resolver el problema, una (01) hora.

Balance de materia en la caldera:

La reacción de combustión del metano se describe por la ecuación (4.54) con el valor de entalpía de combustión allí señalado, a una presión de 1 atm y 25°C:



Entran 10 kmol de CH_4 al proceso ($A=10$ kmol). La cantidad requerida de oxígeno para quemar todo el metano está dada por:

$$10 \text{ kmol } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{2 \text{ kmol O}_2}{1 \text{ kmol } \cancel{\text{CH}_4}} = 20 \text{ kmol O}_2.$$

El oxígeno total suministrado (oxígeno requerido + 35% de exceso) es:

$$B_{\text{O}_2} = 20 \text{ kmol O}_2 \times (1 + 0,35) = 27 \text{ kmol O}_2.$$

La composición del aire es 21%mol O_2 y 79%mol N_2 . Por lo tanto, la cantidad de nitrógeno alimentada viene dada por:

$$B_{\text{N}_2} = 27 \text{ kmol O}_2 \times \frac{79}{21} = 101,57 \text{ kmol N}_2.$$

La salida del proceso está compuesta por los productos de la combustión (CO_2 y H_2O) y los gases que no reaccionaron, en las siguientes cantidades:

$$C_{\text{CO}_2} = 10 \text{ kmol } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{1 \text{ kmol CO}_2}{1 \text{ kmol } \cancel{\text{CH}_4}} = 10 \text{ kmol CO}_2$$

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ kmol } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{2 \text{ kmol H}_2\text{O}}{1 \text{ kmol } \cancel{\text{CH}_4}} = 20 \text{ kmol H}_2\text{O}$$

$$C_{\text{N}_2} = 101,57 \text{ kmol N}_2$$

¹⁵ $\Delta \hat{H}_c[\text{CH}_4]$ se obtiene sumando algebraicamente las entalpías de formación de los compuestos en la reacción (4.54). Es decir: $+(-393,5 \text{ kJ/mol } [\text{CO}_2]) - 2 \times 285,84 \text{ kJ/mol } [\text{H}_2\text{O}] - (-74,85 \text{ kJ/mol } [\text{CH}_4]) + 0 \text{ kJ/mol } [\text{O}_2] = -890,36 \text{ kJ/mol}$.

$$C_{O_2} = 27 \text{ kmol} - 10 \text{ kmol} \cancel{CH_4} \times \frac{2 \text{ kmol } O_2}{1 \text{ kmol } \cancel{CH_4}} = 7 \text{ kmol } O_2.$$

Balance de energía en la caldera:

La ecuación de balance de energía se reduce, en este caso, a: $Q = \Delta H$ ($W = 0, \Delta E_p = 0, \Delta E_k = 0$). Utilizando la ecuación (4.50) se puede obtener el valor de entalpía del proceso:

$$\begin{aligned} \Delta H = & [\text{moles } CO_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f, CO_2}^\circ + \int_{25^\circ C}^{100^\circ C} C_{p, CO_2} dT \right) + \text{moles } H_2O \times \left(\Delta \hat{H}_{f, H_2O}^\circ + \int_{25^\circ C}^{100^\circ C} C_{p, H_2O} dT \right)] \dots \\ & \dots + \text{moles } O_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f, O_2}^\circ + \int_{25^\circ C}^{100^\circ C} C_{p, O_2} dT \right) + \text{moles } N_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f, N_2}^\circ + \int_{25^\circ C}^{100^\circ C} C_{p, N_2} dT \right)] \dots \\ & \dots - [\text{moles } CH_4 \times \left(\Delta \hat{H}_{f, CH_4}^\circ + \int_{25^\circ C}^{25^\circ C} C_{p, CH_4} dT \right) + \text{moles } N_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f, N_2}^\circ + \int_{25^\circ C}^{90^\circ C} C_{p, N_2} dT \right)] \dots \\ & \dots + \text{moles } O_2 \times \left(\Delta \hat{H}_{f, O_2}^\circ + \int_{25^\circ C}^{90^\circ C} C_{p, O_2} dT \right)]. \end{aligned}$$

En las tablas de entalpías estándar de formación se buscan los valores para las sustancias que intervienen en el proceso (sus unidades son kJ/mol). Las capacidades caloríficas van a ser consideradas constantes, a fin de facilitar los cálculos¹⁶. Sus unidades están en kJ/(mol.°C).

$$\begin{aligned} \Delta H = & [10000 \times \left(-393,5 + \int_{25^\circ C}^{400^\circ C} 0,0399 dT \right) + 20000 \times \left(-285,84 + \int_{25^\circ C}^{400^\circ C} 0,0754 dT \right)] \dots \\ & \dots + 7000 \times \left(0 + \int_{25^\circ C}^{400^\circ C} 0,0299 dT \right) + 101570 \times \left(0 + \int_{25^\circ C}^{400^\circ C} 0,0292 dT \right)] \dots \\ & \dots - [10000 \times \left(-74,85 + \int_{25^\circ C}^{25^\circ C} 0,0398 dT \right) + 27000 \times \left(0 + \int_{25^\circ C}^{100^\circ C} 0,0299 dT \right)] \dots \\ & \dots + 101570 \times \left(0 + \int_{25^\circ C}^{100^\circ C} 0,0292 dT \right)] \end{aligned}$$

Efectuando los cálculos intermedios se tiene que:

$$\begin{aligned} \Delta H = & [-378,5 \times 10^4 - 515,1 \times 10^4 + 784,9 \times 10^2 + 111,2 \times 10^4] \\ & - [-748,5 \times 10^3 + 605,5 \times 10^2 + 222,4 \times 10^3] \text{ [kJ]} \\ = & -728,4 \times 10^4 \text{ kJ.} \end{aligned}$$

La cantidad de calor que genera la combustión del metano es:

¹⁶ Esta es una aproximación bastante fuerte. En el caso del agua subproducto de la combustión del metano, habría que considerar, además del calor sensible, el calor latente pues a 400°C se tendría vapor de agua y no agua líquida.

$$Q_{\text{caldera}} = \Delta H = -728,4 \times 10^4 \text{ kJ.}$$

Todo el calor generado es absorbido por el flujo de agua que entra a 30°C, a razón de 30000 kg/h. Esto es:

$$Q_{\text{agua}} = -Q_{\text{caldera}} = +728,4 \times 10^4 \text{ kJ.}$$

Para el sistema “agua”, se tiene que:

$$Q_{\text{agua}} = n_{\text{agua}} C_{p,\text{agua}} \Delta T = 30000 \text{ kg} \times \frac{1 \text{ kgmol}}{18 \text{ kg}} \times \frac{1000 \text{ gmol}}{1 \text{ kgmol}} \times 0,0754 \times (T - 30^\circ \text{C})$$

$$728,4 \times 10^4 \text{ kJ} = 125,7 \times 10^3 (T - 30^\circ \text{C}) \rightarrow T = (30 + 57,95)^\circ \text{C} = 87,95^\circ \text{C.}$$

Ejemplo 4.10: En un reactor continuo, se oxida metano en presencia de aire a fin de producir formaldehido. La reacción asociada a la producción del formaldehido es la ecuación (4.55). Además, en el reactor se lleva a cabo la combustión del metano según la ecuación (4.56), en la cual se produce CO₂. Se alimentan 100 gmol/min de metano a 25°C con aire suficiente para proveer 100 gmol de O₂ por minuto (a 100°C). La corriente de productos sale a 150°C. El proceso se lleva a cabo a 1 atm de presión (se puede asumir gases ideales). ¿A qué tasa (en kJ/min) debe extraerse calor del proceso, para que el mismo funcione apropiadamente? En el diagrama de la figura 4.7 se da información de los flujos de entrada y de salida.

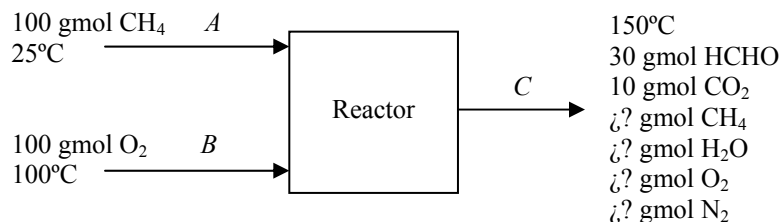
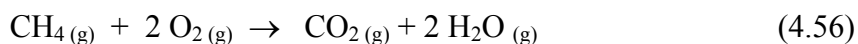
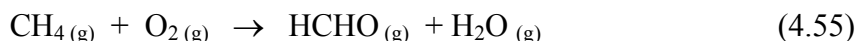


Figura 4.7: Diagrama de un reactor para producir formaldehido (Ej. 4.10)

Solución: En primer lugar, se trata de un proceso en el que ocurren reacciones químicas. Hay que resolver el balance de materia, en un primer paso, para luego plantear el balance de energía y dar respuesta a la pregunta formulada en el enunciado.

Tómese como base de tiempo un (01) minuto.

Balance de materia:

Las corrientes de entrada al reactor son: la corriente A , compuesta solo de metano que entra a razón de 100 gmol/min, y la corriente B , que corresponde a la alimentación de aire suficiente para proporcionar 100 gmol de O_2 por minuto.

La composición molar promedio del aire es 21%mol O_2 y 79%mol N_2 . Las cantidades de aire y de nitrógeno requeridas son:

$$\text{Moles de aire: } 100 \text{ gmol} \times \frac{1}{0,21} = 476 \text{ gmol.}$$

$$\text{Moles de } N_2: 100 \text{ gmol} \times \frac{0,79}{0,21} = 376 \text{ gmol.}$$

La corriente de salida C se compone de los productos de las reacciones químicas: HCHO, CO_2 y H_2O , así como de los reactivos que sobran. Obsérvese bien que la reacción (4.55) produce 30 gmol HCHO, mientras que la reacción (4.56) produce 10 gmol CO_2 , lo que permite determinar las cantidades utilizadas de reactivos así como el vapor de agua generado:

$$\text{Moles de } CH_4 \text{ que reaccionan en (4.55): } 30 \text{ gmol HCHO} \times \frac{1 \text{ gmol } CH_4}{1 \text{ gmol HCHO}} = 30 \text{ gmol.}$$

$$\text{Moles de } CH_4 \text{ que reaccionan en (4.56): } 10 \text{ gmol } CO_2 \times \frac{1 \text{ gmol } CH_4}{1 \text{ gmol } CO_2} = 10 \text{ gmol.}$$

Los moles totales de CH_4 que reaccionan son $(30+10)$ gmol = 40 gmol. Este valor indica que la conversión en un paso del metano en el reactor es del 40%. Ahora, se procede a determinar la composición de la corriente de salida:

$$C_{HCHO} = 30 \text{ gmol}$$

$$C_{CO_2} = 10 \text{ gmol}$$

$$C_{H_2O} = 30 \text{ gmol HCHO} \times \frac{1 \text{ gmol } H_2O}{1 \text{ gmol HCHO}} + 10 \text{ gmol } CO_2 \times \frac{2 \text{ gmol } H_2O}{1 \text{ gmol } CO_2} = 50 \text{ gmol}$$

$$C_{CH_4} = 100 \text{ gmol} - 40 \text{ gmol} = 60 \text{ gmol}$$

$$C_{O_2} = 100 \text{ gmol} - \left(30 \text{ gmol HCHO} \times \frac{1 \text{ gmol } O_2}{1 \text{ gmol HCHO}} + 10 \text{ gmol } CO_2 \times \frac{2 \text{ gmol } O_2}{1 \text{ gmol } CO_2} \right) = 50 \text{ gmol}$$

$$C_{N_2} = 376 \text{ gmol.}$$

Balance de energía:

Como se trata de un sistema abierto, en estado estacionario, donde $W = 0$, $\Delta E_p = 0$ y $\Delta E_k \approx 0$, la ecuación de balance de energía se reduce a: $Q = \Delta H$. Para calcular la entalpía total, es necesario buscar en las tablas de entalpías de formación los valores correspondientes a las sustancias involucradas (en kJ/gmol), así como sus capacidades caloríficas (en $\text{kJ}\cdot\text{gmol}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$) que no se asumirán constantes en esta oportunidad.

Entalpía de las sustancias que entran al reactor

$$\Delta \hat{H}_{A,\text{CH}_4} = \Delta \hat{H}_{f,\text{CH}_4}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{25^\circ\text{C}} C_{p,\text{CH}_4} dT = -74,85 \text{ kJ/gmol} + 0 = -74,85 \text{ kJ/gmol CH}_4$$

$$\begin{aligned} \Delta \hat{H}_{B,\text{O}_2} &= \Delta \hat{H}_{f,\text{O}_2}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{100^\circ\text{C}} C_{p,\text{O}_2} dT \\ &= 0 + \int_{25^\circ\text{C}}^{100^\circ\text{C}} (29,10 \times 10^{-3} + 1,158 \times 10^{-5} T - 0,6076 \times 10^{-8} T^2 + 1,311 \times 10^{-12} T^3) dT \\ &= 29,10 \times 10^{-3} (100 - 25) + 1,158 \times 10^{-5} (100^2 - 25^2) / 2 \dots \\ &\quad \dots - 0,6076 \times 10^{-8} (100^3 - 25^3) / 3 + 1,311 \times 10^{-12} (100^4 - 25^4) / 4 \\ &= +2,235 \text{ kJ/gmol O}_2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta \hat{H}_{B,\text{N}_2} &= \Delta \hat{H}_{f,\text{N}_2}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{100^\circ\text{C}} C_{p,\text{N}_2} dT \\ &= 0 + \int_{25^\circ\text{C}}^{100^\circ\text{C}} (29,00 \times 10^{-3} + 0,2199 \times 10^{-5} T + 0,5723 \times 10^{-8} T^2 - 2,871 \times 10^{-12} T^3) dT \\ &= 29,00 \times 10^{-3} (100 - 25) + 0,2199 \times 10^{-5} (100^2 - 25^2) / 2 \dots \\ &\quad \dots + 0,5723 \times 10^{-8} (100^3 - 25^3) / 3 - 2,871 \times 10^{-12} (100^4 - 25^4) / 4 \\ &= +2,187 \text{ kJ/gmol N}_2 \end{aligned}$$

Entalpía de las sustancias que salen del reactor

$$\begin{aligned} \Delta \hat{H}_{C,\text{CH}_4} &= \Delta \hat{H}_{f,\text{CH}_4}^\circ + \int_{25^\circ\text{C}}^{150^\circ\text{C}} C_{p,\text{CH}_4} dT \\ &= -74,85 + \int_{25^\circ\text{C}}^{150^\circ\text{C}} (34,31 \times 10^{-3} + 5,469 \times 10^{-5} T + 0,3661 \times 10^{-8} T^2 - 11 \times 10^{-12} T^3) dT \\ &= -74,85 + 34,31 \times 10^{-3} (150 - 25) + 5,469 \times 10^{-5} (150^2 - 25^2) / 2 \dots \\ &\quad \dots + 0,3661 \times 10^{-8} (150^3 - 25^3) / 3 - 11 \times 10^{-12} (150^4 - 25^4) / 4 \\ &= -69,96 \text{ kJ/gmol CH}_4 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
\Delta \hat{H}_{C, \text{HCHO}} &= \Delta \hat{H}_{f, \text{HCHO}}^{\circ} + \int_{25^{\circ}\text{C}}^{150^{\circ}\text{C}} C_{p, \text{HCHO}} dT \\
&= -115,90 + \int_{25^{\circ}\text{C}}^{150^{\circ}\text{C}} (34,28 \times 10^{-3} + 4,268 \times 10^{-5} T - 8,694 \times 10^{-12} T^3) dT \\
&= -115,90 + 34,28 \times 10^{-3} (150 - 25) + 4,268 \times 10^{-5} (150^2 - 25^2) / 2 \dots \\
&\quad \dots - 8,694 \times 10^{-12} (150^4 - 25^4) / 4 \\
&= -111,15 \text{ kJ/gmol HCHO}
\end{aligned}$$

Haciendo cálculos similares para los otros componentes, los cuales no se muestran en todo detalle en lo sucesivo, se obtienen los siguientes términos:

$$\Delta \hat{H}_{C, \text{CO}_2} = \Delta \hat{H}_{f, \text{CO}_2}^{\circ} + \int_{25^{\circ}\text{C}}^{150^{\circ}\text{C}} C_{p, \text{CO}_2} dT = -393,50 + 4,99 = -388,51 \text{ kJ/gmol CO}_2$$

$$\Delta \hat{H}_{C, \text{H}_2\text{O(v)}} = \Delta \hat{H}_{f, \text{H}_2\text{O(v)}}^{\circ} + \int_{25^{\circ}\text{C}}^{150^{\circ}\text{C}} C_{p, \text{H}_2\text{O(v)}} dT = -241,83 + 4,275 = -237,56 \text{ kJ/gmol H}_2\text{O}$$

$$\Delta \hat{H}_{C, \text{O}_2} = \Delta \hat{H}_{f, \text{O}_2}^{\circ} + \int_{25^{\circ}\text{C}}^{150^{\circ}\text{C}} C_{p, \text{O}_2} dT = 0 + 3,775 = +3,775 \text{ kJ/gmol O}_2$$

$$\Delta \hat{H}_{C, \text{N}_2} = \Delta \hat{H}_{f, \text{N}_2}^{\circ} + \int_{25^{\circ}\text{C}}^{150^{\circ}\text{C}} C_{p, \text{N}_2} dT = 0 + 3,66 = +3,66 \text{ kJ/gmol N}_2$$

La entalpía total del proceso, calculada a través de la ecuación (4.50), será:

$$\begin{aligned}
\Delta H &= [(60 \text{ gmol CH}_4 \times -69,96 \text{ kJ/gmol CH}_4) + (30 \text{ gmol HCHO} \times -111,15 \text{ kJ/gmol HCHO}) \dots \\
&\quad \dots + (10 \text{ gmol CO}_2 \times -388,51 \text{ kJ/gmol CO}_2) + (50 \text{ gmol H}_2\text{O} \times -237,56 \text{ kJ/gmol H}_2\text{O}) \dots \\
&\quad \dots + (50 \text{ gmol O}_2 \times 3,775 \text{ kJ/gmol O}_2) + (376 \text{ gmol N}_2 \times 3,66 \text{ kJ/gmol N}_2)] \dots \\
&\quad \dots - [(100 \text{ gmol CH}_4 \times -74,85 \text{ kJ/gmol CH}_4) + (100 \text{ gmol O}_2 \times 2,235 \text{ kJ/gmol O}_2) \dots \\
&\quad \dots + (376 \text{ gmol N}_2 \times 2,187 \text{ kJ/gmol N}_2)] \\
&= -15292,1 \text{ kJ} \approx -1,53 \times 10^4 \text{ kJ.}
\end{aligned}$$

La cantidad de calor a extraer del proceso, para asegurar una buena operación del mismo, es de aproximadamente $1,53 \times 10^4$ kJ por minuto.

4.4 Ejercicios propuestos¹⁷

1. La entalpía específica del n-hexano líquido a 1,00 atm varía linealmente con la temperatura, y es igual a 6,15 cal/g cuando la temperatura es 30 °C, en tanto que

¹⁷ Adaptados de: *Problemas de balance de materia y energía*. Recuperado 08 de Mayo 2009 desde: <http://www.unap.cl/metadot/index.pl?iid=18196&isa=Category>