

REACCIONES QUÍMICAS

Los capítulos anteriores se limitaron a considerar sistemas no reactivos —aquellos cuya composición química permanece invariable durante un proceso—, incluso en procesos durante los cuales se formaba una mezcla homogénea a partir de dos o más fluidos sin la presencia de ninguna reacción química. En este capítulo se estudian sistemas cuya composición química cambia durante un proceso, es decir, sistemas que implican *reacciones químicas*.

Para trabajar con sistemas no reactivos es necesario considerar sólo la *energía interna sensible* (asociada con los cambios de presión y temperatura) y la *energía interna latente* (asociada con los cambios de fase). Pero cuando se trabaja con sistemas reactivos también se debe considerar la *energía interna química*, energía asociada a la destrucción y la formación de enlaces químicos entre los átomos. Las relaciones de balance de energía desarrolladas para sistemas no reactivos también son aplicables a sistemas reactivos, aunque los términos de energía en el último caso deben incluir la energía química del sistema.

En este capítulo se estudia un tipo particular de reacción química, conocida como *combustión*. Sin embargo, el lector debe recordar que los principios desarrollados son igualmente aplicables a cualquier reacción química.

Se empieza con un análisis general de combustibles y combustión. Luego se aplican los balances de masa y energía a sistemas reactivos. Al respecto se analiza la temperatura de flama adiabática, que es la temperatura más alta que una mezcla reactiva puede alcanzar. Por último, se examinan los aspectos de la segunda ley de las reacciones químicas.

■■■■■■■

OBJETIVOS

En el capítulo 15, los objetivos son:

- Proporcionar un panorama de los combustibles y la combustión.
- Aplicar el principio de la conservación de la masa a sistemas reactivos para determinar las ecuaciones de reacción balanceadas.
- Definir los parámetros utilizados en el análisis de la combustión, tales como la relación aire-combustible, el porcentaje teórico de aire y la temperatura de punto de rocío.
- Calcular la entalpía de reacción, la entalpía de combustión y los poderes caloríficos de los combustibles.
- Aplicar balances de energía a sistemas reactivos para volúmenes de control de flujo estacionario y para sistemas de masa fija.
- Determinar la temperatura de flama adiabática para mezclas reactivas.
- Evaluar el cambio de entropía de los sistemas reactivos.
- Analizar los sistemas reactivos desde la perspectiva de la segunda ley.

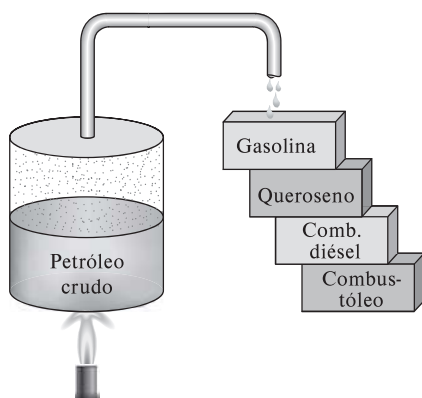


FIGURA 15-1

La mayor parte de los combustibles hidrocarburos se obtiene del petróleo crudo por destilación.

15-1 ■ COMBUSTIBLES Y COMBUSTIÓN

Cualquier material que puede quemarse para liberar energía recibe el nombre de **combustible**. La mayoría de los combustibles conocidos se componen principalmente de hidrógeno y carbono. Reciben el nombre de **combustibles hidrocarburos** y se denotan por la fórmula general C_nH_m . Los combustibles hidrocarburos existen en todas las fases y algunos son el carbón, la gasolina y el gas natural.

El principal constituyente del carbón mineral es el carbono; también contiene cantidades variables de oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, azufre, humedad y ceniza. Es difícil indicar un análisis másico exacto del carbón mineral, puesto que su composición varía de un área geográfica a otra e incluso dentro de la misma región. La mayor parte de los combustibles hidrocarburos líquidos son una mezcla de numerosos hidrocarburos y se obtienen del petróleo crudo mediante destilación (Fig. 15-1). Los hidrocarburos más volátiles se vaporizan primero, formando lo que se conoce como gasolina. Los combustibles menos volátiles que se obtienen durante la destilación son el queroseno, el diésel y el combustóleo. La composición de un combustible particular depende de la fuente de petróleo crudo, así como de la refinería.

Aunque los combustibles hidrocarburos líquidos son mezclas de muchos hidrocarburos diferentes, por conveniencia suelen considerarse como un solo hidrocarburo. Por ejemplo, la gasolina se trata como **octano**, C_8H_{18} , y el diésel como **dodecano**, $C_{12}H_{26}$. Otro hidrocarburo líquido común es el **alcohol metílico**, CH_3OH , al que también se le llama *metanol* y se usa en algunas mezclas de gasolina. El gas natural (combustible hidrocarburo gaseoso), que es una mezcla de metano y cantidades más pequeñas de otros gases, algunas veces se trata como **metano**, CH_4 , por simplicidad.

El gas natural es producido en pozos de gas o pozos de petróleo ricos en gas natural. Principalmente está compuesto de metano, pero también contiene pequeñas cantidades de etano, propano, hidrógeno, helio, dióxido de carbono, nitrógeno, sulfato de hidrógeno y vapor de agua. Para los vehículos se almacena ya sea en la fase gaseosa a presiones de 150 a 250 atm como CNG (gas natural comprimido, por sus siglas en inglés *compressed natural gas*) o en la fase líquida a $-162\text{ }^\circ\text{C}$ como LNG (gas natural licuado, por sus siglas en inglés *liquefied natural gas*). Casi un millón de vehículos en el mundo, principalmente autobuses, operan con gas natural. El gas licuado de petróleo (LPG, por sus siglas en inglés *liquefied petroleum gas*) es un subproducto del procesamiento del gas natural o de la refinación del petróleo crudo. Consiste principalmente de propano y por lo tanto el LPG generalmente se conoce como propano. Sin embargo, también contiene cantidades variables de butano, propileno y butileno. El propano por lo general se emplea en flotillas de vehículos, taxis, autobuses escolares y autos particulares. El etanol se obtiene del maíz, granos y desechos orgánicos. El metanol es producido principalmente a partir del gas natural, pero también puede obtenerse a partir del carbón y de biomasa. Ambos alcoholes generalmente se emplean como aditivos en gasolina oxigenada y combustibles reformulados para reducir la contaminación del aire.

Los vehículos son una fuente importante de contaminantes del aire, como óxidos nítricos, monóxido de carbono e hidrocarburos, así como el dióxido de carbono y, por ende, existe un creciente cambio en la industria del transporte para sustituir los combustibles tradicionales basados en petróleo (como la gasolina y el combustible diésel) por *combustibles alternativos* de quema limpia más amigables con el ambiente, como el gas natural, alcoholes (etanol y metanol), gas licuado de petróleo (LPG) e hidrógeno. El uso de autos eléctricos también está al alza. En la tabla 15-1 se presenta una comparación de algunos combustibles alternativos para la transportación de gasolina. Adviértase que el contenido energéti-

TABLA 15-1

Comparación de algunos combustibles alternativos a los combustibles tradicionales basados en petróleo usados en la industria del transporte.

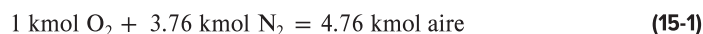
Combustible	Contenido energético kJ/L	Equivalencia,* en gasolina, L/L de gasolina
Gasolina	31 850	1
Diésel ligero	33 170	0.96
Diésel pesado	35 800	0.89
LPG (gas licuado de petróleo, principalmente propano)	23 410	1.36
Etanol (o alcohol etílico)	29 420	1.08
Metanol (o alcohol metílico)	18 210	1.75
CNG (gas natural comprimido, principalmente metano, a 200 atm)	8 080	3.94
LNG (gas natural licuado, principalmente metano)	20 490	1.55

*Cantidad de combustible cuyo contenido energético es igual a la energía contenida en 1 litro de gasolina.

co por unidad de volumen de los combustibles alternativos es más bajo que el de la gasolina o el diésel y, por lo tanto, la distancia máxima que un vehículo pudiera recorrer al gastar un tanque lleno será menor cuando se opere con un combustible alternativo. Además, cuando se comparan costos, una medida realista es el costo por unidad de energía más que el costo por unidad de volumen. Por ejemplo, el metanol a un costo unitario de 1.20 dólares por litro puede parecer más barato que la gasolina a 1.80 dólares por litro, pero hay que tomar en cuenta que el costo de 10 000 kJ de energía es de 0.57 dólares para la gasolina y de 0.66 dólares para el metanol.

Una reacción química durante la cual se oxida un combustible y se libera una gran cantidad de energía recibe el nombre de **combustión**. El oxidante empleado con mayor frecuencia en los procesos de combustión es el aire, por obvias razones (es gratuito y se consigue fácilmente). El oxígeno puro, O_2 , se emplea como oxidante sólo en algunas aplicaciones especializadas, como el corte y la soldadura, donde no se puede utilizar aire. En consecuencia, son pertinentes unas cuantas palabras acerca de la composición del aire.

En una base molar o volumétrica, el aire seco está compuesto por 20.9 por ciento de oxígeno, 78.1 por ciento de nitrógeno, 0.9 por ciento de argón y pequeñas cantidades de dióxido de carbono, helio, neón e hidrógeno. En el análisis de los procesos de combustión, el argón en el aire se trata como nitrógeno, en tanto que los gases que existen en cantidades muy pequeñas se descartan. De modo que el aire seco puede considerarse aproximadamente como 21 por ciento de oxígeno y 79 por ciento de nitrógeno en números molares. Por consiguiente, cada mol de oxígeno que entra a una cámara de combustión será acompañado por $0.79/0.21 = 3.76$ mol de nitrógeno (Fig. 15-2). Es decir,



Durante la combustión, el nitrógeno se comporta como un gas inerte y no reacciona con otros elementos químicos más que para formar una pequeña cantidad de óxidos nítricos. A pesar de esto, la presencia de nitrógeno influye de manera considerable en el resultado de un proceso de combustión, pues suele entrar a una cámara de combustión en grandes cantidades a temperaturas bajas, y salir a temperaturas considerablemente altas, absorbiendo una gran proporción de la ener-

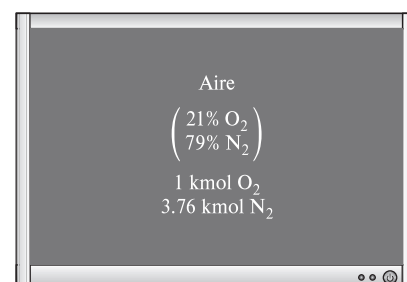


FIGURA 15-2

Cada kmol de O_2 en el aire se acompaña de 3.76 kmol de N_2 .



FIGURA 15-3

En un proceso de combustión de flujo estacionario, los componentes que entran en la cámara de reacción se denominan reactivos, y los componentes que salen se llaman productos.

gía química liberada durante la combustión. En todo este capítulo se supondrá que el nitrógeno permanecerá perfectamente inerte. Tenga en mente, sin embargo, que a temperaturas muy altas, como las que se encuentran en las máquinas de combustión interna, una pequeña fracción de nitrógeno reacciona con oxígeno, formando gases peligrosos como el óxido nítrico.

El aire que entra a una cámara de combustión contiene algo de vapor de agua (o humedad), que también es digno de consideración. En casi todos los procesos de combustión, la humedad en el aire y el agua que se forma durante la combustión pueden tratarse como un gas inerte, como nitrógeno. Sin embargo, a temperaturas muy altas un poco de vapor de agua se descompone en H_2 y O_2 , así como en H , O y OH . Cuando los gases de combustión se enfrían por debajo de la temperatura de punto de rocío del vapor de agua, una parte de la humedad se condensa. Es importante predecir la temperatura del punto de rocío debido a que las gotas de agua suelen combinarse con el dióxido de azufre que puede estar presente en los gases de combustión, formando ácido sulfúrico, el cual es muy corrosivo.

Durante un proceso de combustión los componentes que existen antes de la reacción reciben el nombre de **reactivos**, y los componentes que existen después de la reacción se denominan **productos** (Fig. 15-3). Considérese, por ejemplo, la combustión de 1 kmol de carbón con 1 kmol de oxígeno puro, que forma dióxido de carbono,



Aquí el C y el O_2 son los reactivos, puesto que existen antes de la combustión, y CO_2 es el producto debido a que existe después de la combustión. Obsérvese que un reactivo no tiene que reaccionar químicamente en la cámara de combustión. Por ejemplo, si el carbono se quema con aire en lugar de oxígeno puro, ambos lados de la ecuación de combustión incluirán N_2 . Es decir, el N_2 aparecerá como un reactivo y como un producto.

Debe mencionarse que poner un combustible en estrecho contacto con el oxígeno no es suficiente para iniciar la combustión. (Por fortuna, así es. De otro modo, el mundo entero estaría en llamas.) El combustible debe llevarse arriba de su **temperatura de ignición** para iniciar la combustión. Las temperaturas de ignición mínimas aproximadas de varias sustancias del aire atmosférico son $260^\circ C$ para la gasolina, $400^\circ C$ para el carbón, $580^\circ C$ para el hidrógeno, $610^\circ C$ para el monóxido de carbono y $630^\circ C$ para el metano. Además, las proporciones del combustible y del aire deben estar en un nivel adecuado para que comience la combustión. Por ejemplo, el gas natural no se quemará en el aire en concentraciones menores a 5 por ciento o mayores a 15 por ciento, aproximadamente.

Como el lector recordará de sus cursos de química, las ecuaciones químicas se balancean con base en el **principio de la conservación de la masa** (o el **balance de masa**), que se enuncia como sigue: *La masa total de cada elemento se conserva durante una reacción química* (Fig. 15-4). Es decir, la masa total de cada elemento en el lado derecho de la ecuación de la reacción (los productos) debe ser igual a la masa total de ese elemento en el lado izquierdo (los reactivos) aun cuando los elementos existan en compuestos químicos diferentes en los reactivos y los productos. Además, el número total de átomos de cada elemento se conserva durante una reacción química, ya que el número total de átomos de un elemento es igual a la masa total del elemento dividida entre su masa atómica.

Por ejemplo, ambos lados de la ecuación 15-2 contienen 12 kg de carbono y 32 kg de oxígeno, aun cuando el carbono y el oxígeno existan como elementos en los reactivos, y como un compuesto en el producto. Asimismo, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, que es cada una de 44 kg.

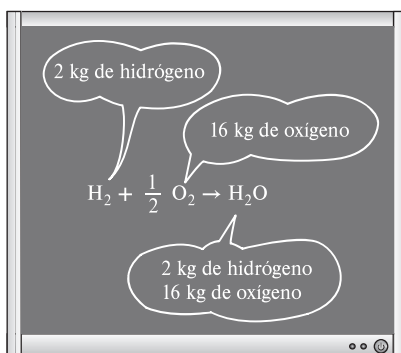


FIGURA 15-4

La masa (y el número de átomos) de cada elemento se conserva durante una reacción química.

(Es una práctica común redondear las masas molares hasta el entero más cercano si no se requiere mayor precisión.) Sin embargo, note que el número total de moles de los reactivos (2 kmol) no es igual al número total de moles de los productos (1 kmol). Es decir, *el número total de moles no se conserva durante una reacción química*.

Una cantidad utilizada frecuentemente en el análisis de procesos de combustión para cuantificar las cantidades de combustible y aire es la **relación aire-combustible, AC**. Suele expresarse en una base de masa y se define como *la relación entre la masa del aire y la masa de combustible* en un proceso de combustión (Fig. 15-5). Es decir,

$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{comb}}} \quad (15-3)$$

La masa m de una sustancia se relaciona con el número de moles N por medio de la relación $m = NM$, donde M es la masa molar.

La relación aire-combustible puede expresarse también en una base molar como la proporción entre el número de moles de aire y el número de moles del combustible. Pero aquí se utilizará la primera definición. El recíproco de la relación aire-combustible se conoce como **relación combustible-aire**.

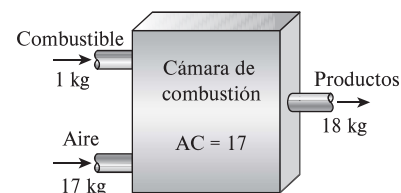


FIGURA 15-5

La relación aire-combustible (AC) representa la cantidad de aire utilizada por unidad de masa de combustible durante un proceso de combustión.

EJEMPLO 15-1 Balance de la ecuación de combustión

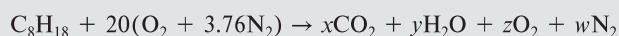
Un kmol de octano (C_8H_{18}) se quema con aire que contiene 20 kmol de O_2 , como se muestra en la figura 15-6. Suponga que los productos contienen sólo CO_2 , H_2O , O_2 y N_2 , y determine el número de moles en cada gas en los productos y la relación aire-combustible para este proceso de combustión.

SOLUCIÓN Están dadas las cantidades de combustible y la cantidad de oxígeno en el aire. Se deben determinar la cantidad de los productos y la AC.

Suposición Los productos de combustión contienen CO_2 , H_2O , O_2 y N_2 únicamente.

Propiedades La masa molar del aire es $M_{\text{aire}} = 28.97 \text{ kg/kmol} \cong 29.0 \text{ kg/kmol}$ (tabla A-1).

Análisis La ecuación química para este proceso de combustión puede escribirse como



donde los términos en el paréntesis representan la composición de aire seco que contiene 1 kmol de O_2 y x , y , z y w representan los números de moles desconocidos de los gases en los productos. Estas incógnitas se determinan con la aplicación del balance de masa a cada uno de los elementos, es decir, la masa o el número total de moles de cada elemento en los reactivos debe ser igual a la o el de los productos:

$$\begin{aligned} \text{C:} & \quad 8 = x \quad \rightarrow \quad x = 8 \\ \text{H:} & \quad 18 = 2y \quad \rightarrow \quad y = 9 \\ \text{O:} & \quad 20 \times 2 = 2x + y + 2z \quad \rightarrow \quad z = 7.5 \\ \text{N}_2: & \quad (20)(3.76) = w \quad \rightarrow \quad w = 75.2 \end{aligned}$$

La sustitución produce

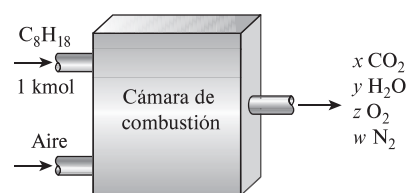


FIGURA 15-6

Esquema para el ejemplo 15-1.

Observe que el coeficiente 20 en la ecuación balanceada anterior representa el número de moles de *oxígeno*, no el número de moles de aire. Éste se obtiene sumando $20 \times 3.76 = 75.2$ moles de nitrógeno a los 20 moles de oxígeno, lo que da un total de 95.2 moles de aire. La relación aire-combustible (AC) se determina tomando la proporción entre la masa de aire y la masa de combustible, según la ecuación 15-3:

$$\begin{aligned} AC &= \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{(NM)_{\text{aire}}}{(NM)_C + (NM)_{H_2}} \\ &= \frac{(20 \times 4.76 \text{ kmol})(29 \text{ kg/kmol})}{(8 \text{ kmol})(12 \text{ kg/kmol}) + (9 \text{ kmol})(2 \text{ kg/kmol})} \\ &= 24.2 \text{ kg aire/kg combustible} \end{aligned}$$

Es decir, se emplean 24.2 kg de aire para quemar cada kilogramo de combustible durante este proceso de combustión.

15-2 ■ PROCESOS DE COMBUSTIÓN TEÓRICA Y REAL

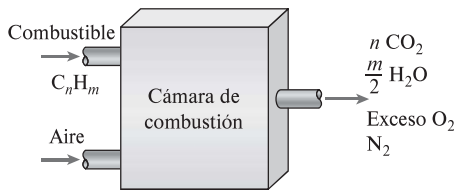


FIGURA 15-7

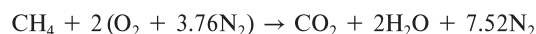
Un proceso de combustión es completo si todos los componentes inflamables del combustible se queman por completo.

Muchas veces es muy útil estudiar la combustión de un combustible con la suposición de que la combustión es completa. Un proceso de combustión está **completo** si todo el carbono en el combustible se transforma en CO_2 , todo el hidrógeno se transforma en H_2O y todo el azufre (si lo hay) se transforma en SO_2 . Esto es, todos los componentes combustibles de un combustible se queman totalmente durante un proceso de combustión completa (Fig. 15-7). Por el contrario, un proceso de combustión es **incompleto** si los productos de combustión contienen algo de combustible o componentes no quemados, como C, H_2 , CO, o bien, OH.

El *oxígeno insuficiente* es una razón obvia para la combustión incompleta, pero no la única. La combustión incompleta sucede incluso cuando en la cámara de combustión hay más oxígeno del necesario para la combustión completa. Esto puede atribuirse al mezclado insuficiente en la cámara de combustión durante el limitado tiempo en que el oxígeno y el combustible quedan en contacto. Otra causa de combustión incompleta es la *disociación*, la cual se vuelve importante a temperaturas elevadas.

El oxígeno es atraído con mayor fuerza hacia el hidrógeno que hacia el carbono. Por consiguiente, el hidrógeno en el combustible normalmente se quema por completo, formando H_2O , aun cuando exista menos oxígeno del necesario para la combustión completa. No obstante, una parte del carbono termina como CO o como simples partículas C (hollín) en los productos.

La cantidad mínima de aire necesaria para la combustión completa de un combustible recibe el nombre de **aire estequiométrico** o **teórico**. De manera que cuando un combustible se quema por completo con aire teórico, no estará presente el oxígeno sin combinar el producto de los gases. El aire teórico también se conoce como *cantidad de aire químicamente correcta* o *aire 100 por ciento teórico*. Un proceso de combustión con cantidad de aire menor está condenado a ser incompleto. El proceso de combustión ideal durante el cual un combustible se quema por completo con aire teórico se conoce como **combustión estequiométrica** o **teórica** de ese combustible (Fig. 15-8). Por ejemplo, la combustión teórica del metano es



<input type="radio"/>	
<input type="radio"/>	
	$\text{CH}_4 + 2(\text{O}_2 + 3.76\text{N}_2) \rightarrow$
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 7.52\text{N}_2$
	• Sin combustible no quemado
	• Sin oxígeno libre en los productos
<input type="radio"/>	

FIGURA 15-8

El proceso de combustión completo sin oxígeno libre en los productos se llama combustión teórica.

Note que los productos de la combustión teórica no contienen metano sin quemar ni C, H₂, CO, OH u O₂ libre.

En los procesos de combustión reales es una práctica común emplear más aire que la cantidad estequiométrica, con el fin de aumentar las oportunidades de combustión completa o para controlar la temperatura de la cámara de combustión. La cantidad de aire en exceso de la cantidad estequiométrica se llama **exceso de aire**. La cantidad de exceso de aire suele expresarse en términos del aire estequiométrico como **exceso de aire porcentual** o **aire teórico porcentual**. Por ejemplo, 50 por ciento de exceso de aire equivale a 150 por ciento de aire teórico, y 200 por ciento de exceso de aire equivale a 300 por ciento de aire teórico. Desde luego, el aire estequiométrico puede expresarse como 0 por ciento de exceso de aire o como 100 por ciento de aire teórico. Cantidades de aire menores que la cantidad estequiométrica reciben el nombre de **deficiencia de aire**, y se expresan a menudo como **deficiencia de aire porcentual**. Por ejemplo, 90 por ciento de aire teórico equivale a 10 por ciento de deficiencia de aire. La cantidad de aire utilizado en procesos de combustión se expresa también en términos de la **relación de equivalencia**, la cual es la proporción entre la relación real combustible-aire y la relación estequiométrica combustible-aire.

La predicción de la composición de los productos es relativamente fácil cuando se supone que el proceso de combustión será completo y que se conocen las cantidades exactas de combustible y aire utilizados. Todo lo que se necesita hacer en este caso es aplicar el principio de conservación de masa a cada elemento que aparece en la ecuación de la combustión, sin necesidad de tomar otras medidas. Sin embargo, cuando uno trata con procesos de combustión real, las cosas no son tan sencillas. Por alguna razón, es difícil que los procesos de combustión real siempre sean completos, incluso en presencia de exceso de aire. Por lo tanto, es imposible predecir la composición de los productos basándose únicamente en el balance de masa. Por ello, la única opción es medir directamente la cantidad de cada componente en los productos.

Para analizar la composición de los gases de combustión se emplea un dispositivo conocido como **analizador de gas Orsat**. En este dispositivo se recoge una muestra de los gases de combustión y se enfría a temperatura y presión ambiente, en cuyo punto se mide su volumen. Después la muestra se pone en contacto con un compuesto químico que absorbe el CO₂. Los gases restantes se vuelven a llevar a la temperatura y presión ambientales, y se mide el nuevo volumen que ellos ocupan. La proporción entre la reducción de volumen y el volumen original es la fracción de volumen del CO₂, que equivale a la fracción molar si se supone comportamiento de gas ideal (Fig. 15-9). Las fracciones de volumen de los otros gases se determinan al repetir este procedimiento. En el análisis Orsat se recoge la muestra de gas sobre agua y se mantiene saturada todo el tiempo. Así, la presión de vapor del agua permanece constante durante toda la prueba. Por esta razón se ignora la presencia de vapor de agua en la cámara de prueba, y los datos se registran en una base seca. Sin embargo, la cantidad de H₂O que se forma durante la combustión se determina con facilidad balanceando la ecuación de combustión.

EJEMPLO 15-2 Combustión de carbón con aire teórico

Carbón de Pensilvania, con un análisis elemental (en masa) de 84.36 por ciento C, 1.89 por ciento H₂, 4.40 por ciento O₂, 0.63 por ciento N₂, 0.89 por ciento S y 7.83 por ciento cenizas (no combustibles), se quema con la cantidad teórica de aire (Fig. 15-10). Haciendo caso omiso del contenido de cenizas, determine las

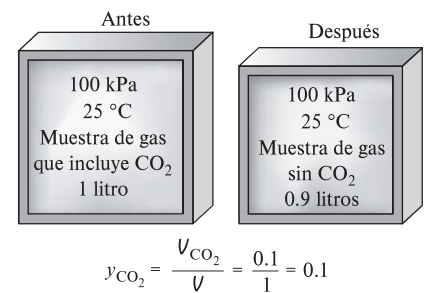


FIGURA 15-9
Determinación de la fracción molar del CO₂ en los gases de combustión, usando el analizador de gases Orsat.

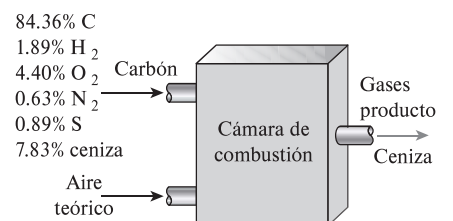


FIGURA 15-10
Esquema para el ejemplo 15-2.

fracciones molares y la masa molar aparente de los gases producto de combustión. También determine la relación aire-combustible necesaria para este proceso de combustión.

SOLUCIÓN Se quema carbón con análisis en masa conocido con la cantidad teórica de aire. Se deben determinar las fracciones molares de los gases productos, su masa molar aparente y la relación aire-combustible.

Suposiciones **1** La combustión es estequiométrica y, por lo tanto, completa. **2** Los productos de combustión contienen CO_2 , H_2O , SO_2 y N_2 solamente (la ceniza se ignora). **3** Los gases de combustión son gases ideales.

Análisis Las masas molares de C, H_2 , O_2 , S y aire son 12, 2, 32, 32 y 29 kg/kmol, respectivamente (tabla A-1). Ahora consideramos 100 kg de carbón por simplicidad. Observando que los porcentajes másicos en este caso corresponden a las masas de los constituyentes, los números de moles de los constituyentes del carbón se determinan como

$$N_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} = \frac{84.36 \text{ kg}}{12 \text{ kg/kmol}} = 7.030 \text{ kmol}$$

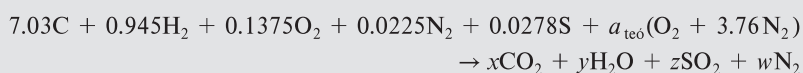
$$N_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{1.89 \text{ kg}}{2 \text{ kg/kmol}} = 0.9450 \text{ kmol}$$

$$N_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{4.40 \text{ kg}}{32 \text{ kg/kmol}} = 0.1375 \text{ kmol}$$

$$N_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} = \frac{0.63 \text{ kg}}{28 \text{ kg/kmol}} = 0.0225 \text{ kmol}$$

$$N_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{0.89 \text{ kg}}{32 \text{ kg/kmol}} = 0.0278 \text{ kmol}$$

La ceniza consiste en el material no combustible en el carbón. Por lo tanto, la masa del contenido de ceniza que entra a la cámara de combustión es igual al contenido másico que sale. Haciendo caso omiso, por simplicidad, de este componente no reactivo, la ecuación de combustión se puede escribir como



Realizando el balance de masa para los constituyentes, se obtiene

$$\text{Balance C: } x = 7.03$$

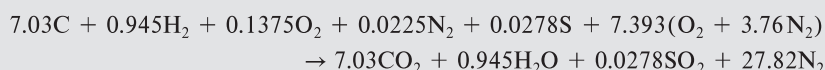
$$\text{Balance H}_2: y = 0.945$$

$$\text{Balance S: } z = 0.0278$$

$$\text{Balance O}_2: 0.1375 + a_{\text{teó}} = x + 0.5y + z \rightarrow a_{\text{teó}} = 7.393$$

$$\text{Balance N}_2: w = 0.0225 + 3.76a_{\text{teó}} = 0.0225 + 3.76 \times 7.393 = 27.82$$

Sustituyendo, la ecuación balanceada de combustión sin la ceniza resulta



Las fracciones molares de los gases producto se determinan como sigue:

$$N_{\text{prod}} = 7.03 + 0.945 + 0.0278 + 27.82 = 35.82 \text{ kmol}$$

$$y_{\text{CO}_2} = \frac{N_{\text{CO}_2}}{N_{\text{prod}}} = \frac{7.03 \text{ kmol}}{35.82 \text{ kmol}} = \mathbf{0.1963}$$

$$y_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{N_{\text{H}_2\text{O}}}{N_{\text{prod}}} = \frac{0.945 \text{ kmol}}{35.82 \text{ kmol}} = \mathbf{0.02638}$$

$$y_{\text{SO}_2} = \frac{\dot{N}_{\text{SO}_2}}{N_{\text{prod}}} = \frac{0.0278 \text{ kmol}}{35.82 \text{ kmol}} = 0.000776$$

$$y_{\text{N}_2} = \frac{N_{\text{N}_2}}{N_{\text{prod}}} = \frac{27.82 \text{ kmol}}{35.82 \text{ kmol}} = 0.7767$$

Entonces, la masa molar aparente de los gases producto resulta

$$M_{\text{prod}} = \frac{m_{\text{prod}}}{N_{\text{prod}}} = \frac{(7.03 \times 44 + 0.945 \times 18 + 0.0278 \times 64 + 27.82 \times 28) \text{ kg}}{35.82 \text{ kmol}} = 30.9 \text{ kg/kmol}$$

Finalmente, la relación másica aire-combustible se determina por definición como

$$\text{AC} = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{(7.393 \times 4.76 \text{ kmol})(29 \text{ kg/kmol})}{100 \text{ kg}} = 10.2 \text{ kg aire/kg combustible}$$

Es decir, se suministran 10.2 kg de aire por cada kg de carbón en el horno.

Comentario Podríamos también resolver este problema considerando sólo 1 kg de carbón, y obtener los mismos resultados. Pero tendríamos que manejar fracciones muy pequeñas en los cálculos en este caso.

EJEMPLO 15-3 Combustión de un combustible gaseoso con aire húmedo

Cierto gas natural tiene el siguiente análisis volumétrico: 72 por ciento de CH_4 , 9 por ciento de H_2 , 14 por ciento de N_2 , 2 por ciento de O_2 y 3 por ciento de CO_2 . Este gas se quema con la cantidad estequiométrica de aire que entra a la cámara de combustión a 20°C , 1 atm y 80 por ciento de humedad relativa, como se indica en la figura 15-11. Suponga una combustión completa y una presión total de 1 atm, y determine la temperatura de punto de rocío de los productos.

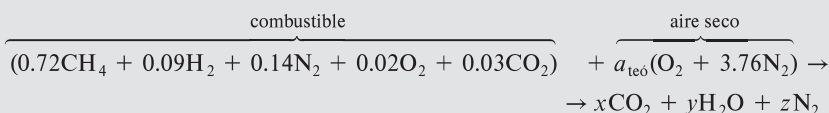
SOLUCIÓN Un combustible gaseoso es quemado con la cantidad estequiométrica de aire húmedo. Se determinará la temperatura de punto de rocío de los productos.

Suposiciones 1 El combustible es quemado completamente y, por lo tanto, todo el carbono en el combustible se quemará en CO_2 y todo el hidrógeno en H_2O . 2 El combustible es quemado con la cantidad estequiométrica de aire y así no habrá O_2 libre en los gases producidos. 3 Los gases de combustión son gases ideales.

Propiedades La presión de saturación del agua a 20°C es 2.3392 kPa (tabla A-4).

Análisis Note que la humedad en el aire no reacciona con nada; simplemente se muestra como H_2O adicional en los productos. En consecuencia, por simplicidad se balanceará la ecuación de combustión usando aire seco y luego se agregará la humedad a ambos lados de la ecuación.

Considerando 1 kmol de combustible,



Los coeficientes desconocidos en la ecuación anterior se encuentran a partir de balances de masa en diversos elementos:

$$\begin{aligned} \text{C:} & \quad 0.72 + 0.03 = x \quad \rightarrow \quad x = 0.75 \\ \text{H:} & \quad 0.72 \times 4 + 0.09 \times 2 = 2y \quad \rightarrow \quad y = 1.53 \end{aligned}$$

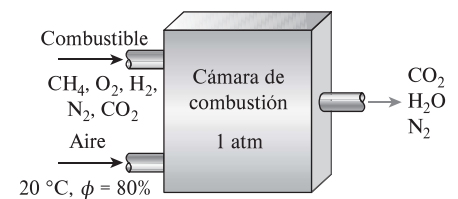


FIGURA 15-11

Esquema para el ejemplo 15-3.

$$\text{O}_2: \quad 0.02 + 0.03 + a_{\text{teó}} = x + \frac{y}{2} \quad \rightarrow \quad a_{\text{teó}} = 1.465$$

$$\text{N}_2: \quad 0.14 + 3.76a_{\text{teó}} = z \quad \rightarrow \quad z = 5.648$$

Después se determina la cantidad de humedad que acompaña a $4.76a_{\text{teó}} = (4.76)(1.465) = 6.97$ kmol de aire seco. La presión parcial de la humedad en el aire es

$$P_{v,\text{aire}} = \phi_{\text{aire}} P_{\text{sat a } 20^\circ\text{C}} = (0.80)(2.3392 \text{ kPa}) = 1.871 \text{ kPa}$$

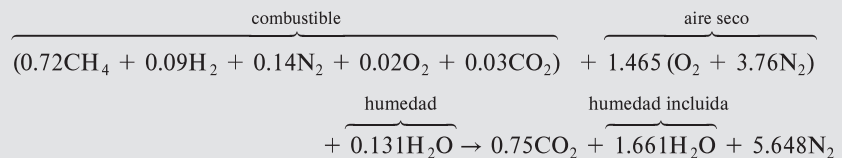
Si se supone un comportamiento de gas ideal, el número de moles de humedad en el aire es

$$N_{v,\text{aire}} = \left(\frac{P_{v,\text{aire}}}{P_{\text{total}}} \right) N_{\text{total}} = \left(\frac{1.871 \text{ kPa}}{101.325 \text{ kPa}} \right) (6.97 + N_{v,\text{aire}})$$

lo que produce

$$N_{v,\text{aire}} = 0.131 \text{ kmol}$$

La ecuación de combustión balanceada se obtiene al sustituir los coeficientes determinados antes y añadiendo 0.131 kmol de H_2O en ambos lados de la ecuación:



La temperatura de punto de rocío de los productos es la temperatura a la cual el vapor de agua en los productos empieza a condensarse cuando los productos se enfrían. También, en este caso, si se supone un comportamiento de gas ideal, la presión parcial del vapor de agua en los gases de combustión es

$$P_{v,\text{prod}} = \left(\frac{N_{v,\text{prod}}}{N_{\text{prod}}} \right) P_{\text{prod}} = \left(\frac{1.661 \text{ kmol}}{8.059 \text{ kmol}} \right) (101.325 \text{ kPa}) = 20.88 \text{ kPa}$$

Por lo tanto,

$$T_{\text{pr}} = T_{\text{sat a } 20.88 \text{ kPa}} = 60.9^\circ\text{C}$$

Comentario Si los procesos de combustión se realizaran con aire seco en lugar de aire húmedo, los productos contendrían menos humedad, y en este caso la temperatura de punto de rocío sería de 59.5°C .

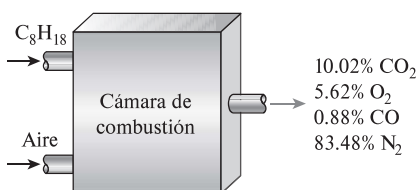


FIGURA 15-12

Esquema para el ejemplo 15-4.

EJEMPLO 15-4 Análisis inverso de combustión

Se quema octano (C_8H_{18}) con aire seco. El análisis volumétrico de los productos en una base seca es (Fig. 15-12)

CO_2 :	10.02 por ciento
O_2 :	5.62 por ciento
CO :	0.88 por ciento
N_2 :	83.48 por ciento

Determine a) la relación aire-combustible, b) el porcentaje de aire teórico utilizado y c) la cantidad de H_2O que se condensa cuando los productos se enfrían hasta 25°C a 100 kPa .

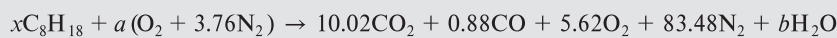
SOLUCIÓN Los productos de combustión cuya composición está dada se enfrían a 25 °C. Se desea determinar la AC, el porcentaje teórico de aire usado y la fracción de vapor de agua que se condensa.

Suposiciones Los gases de combustión son gases ideales.

Propiedades La presión de saturación del agua a 25 °C es 3.1698 kPa (tabla A-4).

Análisis Note que se conoce la composición relativa de los productos, pero no conocemos cuánto combustible o aire se usa durante el proceso de combustión. No obstante, éstos pueden determinarse a partir de los balances de masa. El H₂O en los gases de combustión comenzará a condensarse cuando la temperatura caiga a la temperatura de punto de rocío.

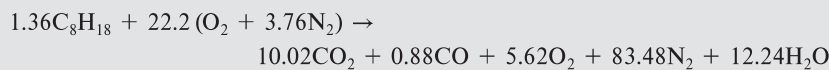
Para gases ideales, las fracciones de volumen son equivalentes a las fracciones molares. Si se considera 100 kmol de productos secos, por conveniencia, la ecuación de combustión se escribe como



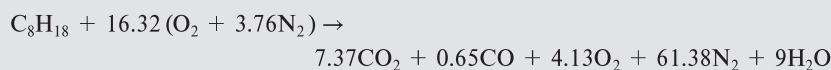
Los coeficientes desconocidos x , a y b se determinan de los balances de masa:

$$\begin{aligned} \text{N}_2: & \quad 3.76a = 83.48 \quad \rightarrow \quad a = 22.20 \\ \text{C}: & \quad 8x = 10.02 + 0.88 \quad \rightarrow \quad x = 1.36 \\ \text{H}: & \quad 18x = 2b \quad \rightarrow \quad b = 12.24 \\ \text{O}_2: & \quad a = 10.02 + 0.44 + 5.62 + \frac{b}{2} \quad \rightarrow \quad 22.20 = 22.20 \end{aligned}$$

El balance de O₂ no es necesario, aunque puede emplearse para verificar los valores obtenidos de los demás balances de masa, como se hizo antes. Al sustituir, se obtiene



La ecuación de combustión para 1 kmol de combustible se obtiene al dividir la ecuación anterior entre 1.36:



a) La relación aire-combustible se determina tomando la proporción entre la masa del aire y la masa del combustible (Ec. 15-3):

$$\begin{aligned} \text{AC} &= \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{comb}}} = \frac{(16.32 \times 4.76 \text{ kmol})(29 \text{ kg/kmol})}{(8 \text{ kmol})(12 \text{ kg/kmol}) + (9 \text{ kmol})(2 \text{ kg/kmol})} \\ &= 19.76 \text{ kg aire/kg combustible} \end{aligned}$$

b) Para encontrar el porcentaje de aire teórico utilizado se necesita conocer la cantidad teórica de aire, que se determina con la ecuación de combustión teórica del combustible:



$$\text{O}_2: \quad a_{\text{teó}} = 8 + 4.5 \rightarrow a_{\text{teó}} = 12.5$$

Entonces,

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje de aire teórico} &= \frac{m_{\text{aire,act}}}{m_{\text{aire,teó}}} = \frac{N_{\text{aire,act}}}{N_{\text{aire,teó}}} \\ &= \frac{(16.32)(4.76) \text{ kmol}}{(12.50)(4.76) \text{ kmol}} \\ &= 131 \text{ por ciento} \end{aligned}$$

Es decir, se empleó 31 por ciento del exceso de aire durante este proceso de combustión. Observe que un poco de carbono formó monóxido de carbono aun cuando había mucho más oxígeno que el necesario para la combustión completa.

c) Para cada kmol de combustible quemado se forma $7.37 + 0.65 + 4.13 + 61.38 + 9 = 82.53$ kmol de producto, incluyendo 9 kmol de H_2O . Si se supone que la temperatura de punto de rocío de los productos es mayor a $25^\circ C$, un poco de vapor de agua se condensará cuando los productos se enfrían hasta $25^\circ C$. Si N_w kmol de H_2O se condensa, se dejarán $(9 - N_w)$ kmol de vapor de agua en los productos. Resultará que el número de moles de los productos en la fase gaseosa también disminuirá a $82.53 - N_w$. Si se trata a los gases producidos (incluyendo el vapor de agua remanente) como gases ideales, N_w se determina igualando la fracción molar de vapor de agua con su fracción de presión:

$$\frac{N_v}{N_{\text{prod, gas}}} = \frac{P_v}{P_{\text{prod}}}$$

$$\frac{9 - N_w}{82.53 - N_w} = \frac{3.1698 \text{ kPa}}{100 \text{ kPa}}$$

$$N_w = 6.59 \text{ kmol}$$

Por lo tanto, la mayor parte del vapor de agua en los productos (73 por ciento de él) se condensará cuando los gases producto se enfrían hasta $25^\circ C$.

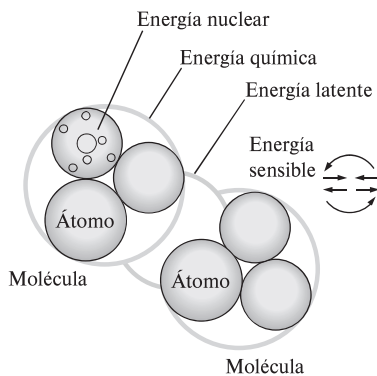


FIGURA 15-13

La forma microscópica de la energía de una sustancia se compone de las energías sensible, latente, química y nuclear.

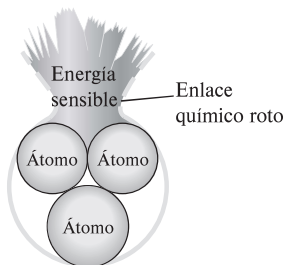


FIGURA 15-14

Cuando durante un proceso de combustión se destruyen los enlaces químicos existentes y se forman otros nuevos, casi siempre se absorbe o se libera una gran cantidad de energía sensible.

15-3 ■ ENTALPÍA DE FORMACIÓN Y ENTALPÍA DE COMBUSTIÓN

En el capítulo 2 se mencionó que las moléculas de un sistema poseen energía en diversas formas, como la *energía sensible* y la *latente* (asociadas a un cambio de estado), la *energía química* (relativa a la estructura molecular) y la *energía nuclear* (vinculada con la estructura atómica), como se ilustra en la figura 15-13. En este texto no interesa tratar con la energía nuclear. Hasta ahora, también se ha ignorado la energía química, puesto que los sistemas considerados en los capítulos anteriores no incluían cambios en su estructura química y, en consecuencia, ningún cambio en la energía química. Por consiguiente, todo lo que se necesitaba considerar eran las energías sensible y latente.

Durante una reacción química se rompen algunos de los enlaces químicos que unen a los átomos en las moléculas y se forman otros nuevos. En general, la energía química asociada a estos enlaces es diferente para los reactivos y los productos. Por lo tanto, un proceso que implica reacciones químicas implicará cambios en las energías químicas, los cuales deben tomarse en cuenta en un balance de energía (Fig. 15-14). Si se supone que los átomos de cada reactivo permanecen intactos (sin reacciones nucleares) y se ignora cualquier cambio en las energías cinética y potencial, el cambio de energía de un sistema durante una reacción química se deberá a un cambio en el estado, y a un cambio en la composición química. Es decir,

$$\Delta E_{\text{sis}} = \Delta E_{\text{estado}} + \Delta E_{\text{química}} \quad (15-4)$$

Por consiguiente, cuando los productos formados durante una reacción química salen de la cámara de reacción en el estado de entrada de los reactivos, se tiene $\Delta E_{\text{estado}} = 0$ y, en este caso, el cambio de energía del sistema se debe tan sólo a los cambios de su composición química.

La termodinámica se ocupa de los *cambios* en la energía de un sistema durante un proceso, y no de los valores de energía en los estados particulares. Por lo

tanto, se puede elegir cualquier estado como el estado de referencia y asignar un valor cero a la energía interna o entalpía de una sustancia en ese estado. Cuando un proceso no implica cambios en la composición química, el estado de referencia elegido no tiene efecto en los resultados. Sin embargo, cuando los procesos implican reacciones químicas, la composición del sistema al final de un proceso ya no es la misma que al inicio del mismo. En este caso es necesario tener un estado de referencia común para todas las sustancias. El estado de referencia elegido es 25 °C (77 °F) y 1 atm, que se conoce como **estado de referencia estándar**. Los valores de las propiedades en el estado de referencia estándar se indican mediante un superíndice (°) (como h° y u°).

Cuando se analicen sistemas reactivos, se deben emplear valores de propiedades relativos al estado de referencia estándar. Sin embargo, no es necesario preparar un nuevo conjunto de tablas de propiedades para este propósito. Se pueden emplear las tablas existentes restando los valores de las propiedades en el estado de referencia estándar de los valores en el estado especificado. La entalpía de gas ideal de N_2 a 500 K relativo al estado de referencia estándar, por ejemplo, es $\bar{h}_{500\text{ K}} - \bar{h}^\circ = 14\,581 - 8\,669 = 5\,912 \text{ kJ/kmol}$.

Considere la formación de CO_2 a partir de sus elementos, carbono y oxígeno, durante un proceso de combustión de flujo estacionario (Fig. 15-15). Tanto el carbono como el oxígeno entran a la cámara de combustión a 25 °C y 1 atm. El CO_2 formado durante este proceso abandona también la cámara de combustión a 25 °C y 1 atm. La combustión de carbono es una *reacción exotérmica* (una reacción durante la cual la energía química se libera en forma de calor). Por lo tanto, durante este proceso una cierta cantidad de calor se transferirá de la cámara de combustión a los alrededores, la cual equivale a 393 520 kJ/kmol del CO_2 formado. (Cuando uno trabaja con reacciones químicas, es más conveniente hacerlo con cantidades por unidad de mol que por unidad de tiempo, incluso en procesos de flujo estacionario.)

El proceso que acaba de describirse no incluye interacciones de trabajo. De este modo, de acuerdo con la relación de balance de energía para flujo estacionario, la transferencia de calor durante este proceso debe ser igual a la diferencia entre la entalpía de los productos y la entalpía de los reactivos. Es decir,

$$Q = H_{\text{prod}} - H_{\text{react}} = -393\,520 \text{ kJ/kmol} \quad (15-5)$$

Puesto que ambos, los reactivos y los productos, están en el mismo estado, el cambio de entalpía durante este proceso se debe únicamente a los cambios en la composición química del sistema. Este cambio de entalpía será distinto para diferentes reacciones, y sería deseable tener una propiedad que representara los cambios en la energía química durante una reacción. Esta propiedad es la **entalpía de reacción** h_R , que se define como *la diferencia entre la entalpía de los productos en un estado especificado y la entalpía de los reactivos en el mismo estado para una reacción completa*.

En los procesos de combustión, la entalpía de reacción suele conocerse como la **entalpía de combustión** h_C , la cual representa la cantidad de calor liberado durante un proceso de combustión de flujo estacionario cuando 1 kmol (o 1 kg) de combustible se quema por completo a una temperatura y presión especificadas (Fig. 15-16). Esto se expresa así:

$$h_R = h_C = H_{\text{prod}} - H_{\text{react}} \quad (15-6)$$

la cual es $-393\,520 \text{ kJ/kmol}$ para el carbono en el estado de referencia estándar. La entalpía de combustión de un combustible particular será distinta a diferentes temperaturas y presiones.

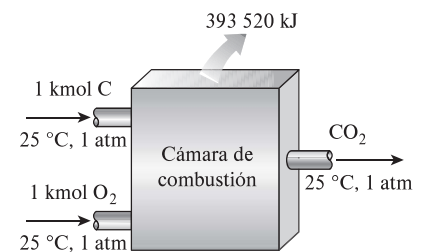


FIGURA 15-15

La formación de CO_2 durante un proceso de combustión de flujo estacionario a 25 °C y 1 atm.

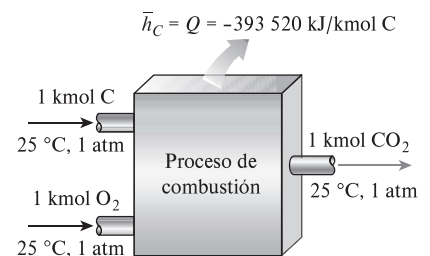


FIGURA 15-16

La entalpía de combustión representa la cantidad de energía liberada cuando un combustible se quema durante un proceso de flujo estacionario a un estado especificado.

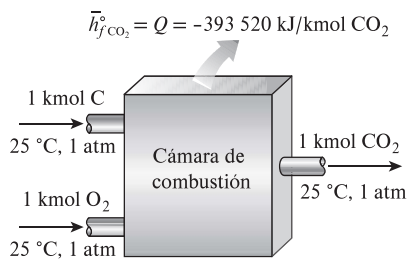


FIGURA 15-17

La entalpía de formación de un compuesto representa la cantidad de energía absorbida o liberada cuando el componente se forma a partir de sus elementos estables durante un proceso de flujo estacionario a un estado específico.

Es claro que la entalpía de combustión es una propiedad muy útil en el análisis de los procesos de quema de combustibles. Sin embargo, hay tantos diferentes combustibles y mezclas de combustibles que no es práctico hacer una lista de los valores de h_C para todos los casos posibles. Además, la entalpía de combustión no es muy útil cuando la combustión es incompleta. Así, un planteamiento más práctico sería tener una propiedad fundamental para representar la energía química de un elemento o un compuesto en algún estado de referencia. Esta propiedad es la **entalpía de formación** \bar{h}_f , la cual puede considerarse como *la entalpía de una sustancia en un estado especificado debida a su composición química*.

Para establecer un punto de inicio, se asigna a la entalpía de formación de todos los elementos estables (como O₂, N₂, H₂ y C) un valor cero en el estado de referencia estándar de 25 °C y 1 atm. Es decir, $\bar{h}_f^\circ = 0$ para todos los elementos estables. (Esto no es diferente de asignar a la energía interna de agua líquida saturada un valor de cero a 0.01 °C.) Quizá deba aclararse lo que se entiende por *estable*. La forma estable de un elemento es la forma químicamente estable de ese elemento a 25 °C y 1 atm. El nitrógeno, por ejemplo, existe en forma diatómica (N₂) a 25 °C y 1 atm. Por lo tanto, la forma estable del nitrógeno en el estado de referencia estándar es nitrógeno diatómico N₂, no nitrógeno monoatómico N. Si un elemento existe en más de una forma estable a 25 °C y 1 atm, una de las formas debe especificarse como la forma estable. Para el carbono, por ejemplo, se supone que la forma estable es el grafito, no el diamante.

Reconsidere ahora la formación de CO₂ (un compuesto) a partir de sus elementos C y O₂ a 25 °C y 1 atm durante un proceso de flujo estacionario. Se determinó que el cambio de entalpía durante este proceso es $-393\,520 \text{ kJ/kmol}$. Pero $H_{\text{react}} = 0$ puesto que ambos reactivos son elementos en el estado de referencia estándar, y los productos se componen de 1 kmol de CO₂ en el mismo estado. En consecuencia, la entalpía de formación del CO₂ en el estado de referencia estándar es $-393\,520 \text{ kJ/kmol}$ (Fig. 15-17). Es decir,

$$\bar{h}_{f,CO_2}^\circ = -393\,520 \text{ kJ/kmol}$$

El signo negativo se debe al hecho de que la entalpía de 1 kmol de CO₂ a 25 °C y 1 atm es 393 520 kJ menos que la entalpía de 1 kmol de C y 1 kmol de O₂ en el mismo estado. En otras palabras, 393 520 kJ de energía química se liberan (salen del sistema como calor) cuando C y O₂ se combinan para formar 1 kmol de CO₂. En consecuencia, una entalpía de formación negativa para un compuesto indica que se libera calor durante la formación de ese compuesto a partir de sus elementos estables. Un valor positivo indica que se absorbe calor.

Observe que se proporcionan dos valores de \bar{h}_f° para el H₂O en la tabla A-26, uno para el agua líquida y el otro para el vapor de agua. Esto se debe a que ambas fases del H₂O se encuentran a 25 °C, y el efecto de la presión en la entalpía de formación es pequeño. (Observe que bajo condiciones de equilibrio, el agua existe sólo como líquido a 25 °C y 1 atm.) La diferencia entre las dos entalpías de formación es igual a la h_{fg} de agua a 25 °C, que es de 2 441.7 kJ/kg o 44 000 kJ/kmol.

Otro término empleado en conjunto con la combustión de combustibles es el **poder calorífico** del combustible, que se define como la cantidad de calor liberado cuando un combustible se quema por completo en un proceso de flujo estacionario y los productos vuelven al estado de los reactivos. En otras palabras, el poder calorífico de un combustible es igual al valor absoluto de la entalpía de combustión del combustible. Es decir,

$$\text{Poder calorífico} = |h_C| \quad (\text{kJ/kg combustible})$$

El poder calorífico depende de la *fase* del H₂O en los productos. El poder calorífico recibe el nombre de **poder calorífico superior** (PCS o HHV por sus siglas

en inglés *higher heating value*) cuando el H₂O en los productos está en forma líquida, y se llama **poder calorífico inferior** (*PCI* o *LHV* por sus siglas en inglés, *lower heating value*) cuando el H₂O en los productos está en forma de vapor (Fig. 15-18). Los dos poderes caloríficos se relacionan por medio de:

$$PCS = PCI + (mh_{fg})_{H_2O} \quad (\text{kJ/kg combustible}) \quad (15-7)$$

donde m es la masa de H₂O en los productos por unidad de masa de combustible y h_{fg} es la entalpía de vaporización del agua a la temperatura especificada. En la tabla A-27 se proporcionan ambos poderes caloríficos, superior e inferior, de combustibles utilizados comúnmente.

El poder calorífico o entalpía de combustión de un combustible puede determinarse a partir de conocer la entalpía de formación para los compuestos implicados. Esto se ilustra con el siguiente ejemplo.

EJEMPLO 15-5 Evaluación del PCS y el PCI del propano

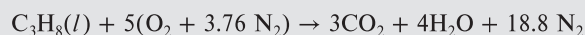
Calcule el PCS y el PCI del propano líquido (C₃H₈). Compare sus resultados con los de la tabla A-27.

SOLUCIÓN Se van a determinar y comparar los poderes caloríficos superior e inferior del propano líquido con los que aparecen en la lista.

Suposiciones 1 La combustión es completa. 2 Los productos de combustión contienen CO₂, H₂O y N₂. 3 Los gases de combustión son ideales.

Propiedades Las masas molares del C, O₂, H₂, y el aire son 12, 32, 2 y 29 kg/mol, respectivamente (Tabla A-1).

Análisis La combustión del C₃H₈ se ilustra en la figura 15-19. La reacción de combustión con aire estequiométrico es



Se considera que tanto los reactivos como los productos están en el estado de referencia estándar de 25 °C y 1 atm para el cálculo de los poderes caloríficos. La transferencia de calor en este proceso es igual a la entalpía de combustión. Observe que el N₂ y el O₂ son elementos estables, y por ende su entalpía de formación es cero. Entonces,

$$\begin{aligned} q &= \bar{h}_c = H_{\text{prod}} - H_{\text{react}} \\ &= \sum N_p \bar{h}_{f,p} - \sum N_r \bar{h}_{f,r} = (N\bar{h}_f^{\circ})_{CO_2} + (N\bar{h}_f^{\circ})_{H_2O} - (N\bar{h}_f^{\circ})_{C_3H_8} \end{aligned}$$

La \bar{h}_f° del propano líquido se obtiene sumando la \bar{h}_{fg} del propano a 25 °C a la \bar{h}_f° del gas propano ($103\,850 + 44.097 \times 335 = 118\,620$ kJ/mol). Para el PCS, se considera que el agua en los productos es líquida. Por lo tanto

$$\begin{aligned} \bar{h}_c &= (3 \text{ kmol})(-393\,520 \text{ kJ/kmol}) + (4 \text{ kmol})(-285\,830 \text{ kJ/kmol}) \\ &\quad - (1 \text{ kmol})(-118\,620 \text{ kJ/mol}) \\ &= -2\,205\,260 \text{ kJ/mol propano} \end{aligned}$$

El PCS del propano líquido es

$$PCS = \frac{-h_c}{M} = \frac{2\,205\,260 \text{ kJ/kmol } C_3H_8}{44.097 \text{ kg/kmol } C_3H_8} = 50\,010 \text{ kJ/kg } C_3H_8$$

El valor que aparece en la tabla A-27 es **50 330 kJ/kg**. Para el PCI. Se considera que el agua en los productos es vapor. Por consiguiente,

$$\begin{aligned} \bar{h}_c &= (3 \text{ kmol})(-393\,520 \text{ kJ/kmol}) + (4 \text{ kmol})(-241\,820 \text{ kJ/kmol}) \\ &\quad - (1 \text{ kmol})(-118\,620 \text{ kJ/mol}) \\ &= -2\,029\,220 \text{ kJ/mol propano} \end{aligned}$$

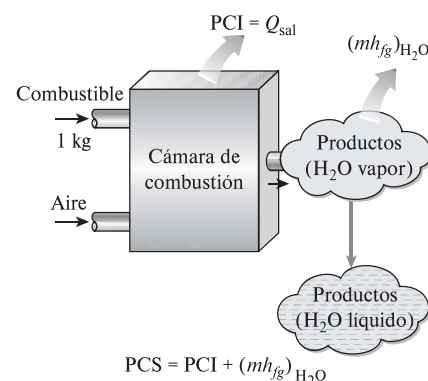


FIGURA 15-18

El poder calorífico superior de un combustible es igual a la suma del poder calorífico inferior del combustible y el calor latente de vaporización del H₂O en los productos.

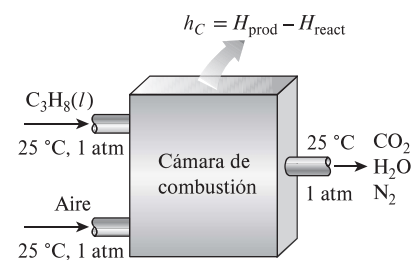


FIGURA 15-19

Esquema para el ejemplo 15-5.

Entonces el PCI del propano es

$$\text{PCI} = \frac{-h_c}{M} = \frac{2\,029\,220 \text{ kJ/kmol } \text{C}_3\text{H}_8}{44\,097 \text{ kg/kmol } \text{C}_3\text{H}_8} = 46\,020 \text{ kJ/kg } \text{C}_3\text{H}_8$$

El valor que aparece en la tabla A-27 es **46 340 kJ/kg**. Los valores calculado y listado son prácticamente idénticos.

Comentario El poder calorífico superior del propano líquido es 8.7 por ciento mayor que su poder calorífico inferior. Obtenga el PCS y el PCI del monóxido de carbono (CO) en la tabla A-27. ¿Por qué los dos valores son iguales entre sí?

Cuando se conoce la composición exacta del combustible, su *entalpía de combustión* se determina empleando los datos de la entalpía de formación como se mostró antes. Pero para combustibles con considerables variaciones en la composición dependiendo de la fuente, como el carbón mineral, el gas natural y el combustóleo, es más práctico determinar su entalpía de combustión de modo experimental quemándolo directamente en una bomba calorimétrica a volumen constante o en un dispositivo de flujo estacionario.

15-4 ■ ANÁLISIS DE SISTEMAS REACTIVOS CON BASE EN LA PRIMERA LEY

Las relaciones de balance de energía (o de la primera ley) desarrolladas en los capítulos 4 y 5 son aplicables por igual a sistemas reactivos y no reactivos. Sin embargo, los sistemas químicamente reactivos implican cambios en su energía química y, en consecuencia, resulta más conveniente reescribir las relaciones de balance y energía en forma tal que los cambios en las energías químicas se expresen de modo explícito, lo que se hace en esta sección primero para sistemas de flujo estacionario, y luego para sistemas cerrados.

Sistemas de flujo estacionario

Antes de escribir la relación del balance de energía, es necesario expresar la entalpía de un componente en una forma conveniente para su uso en sistemas reactivos. Es decir, se necesita expresar la entalpía de tal manera que sea relativa al estado de referencia estándar y que el término de la energía química aparezca explícitamente. Cuando se expresa de manera adecuada, el término de entalpía debe reducirse a la entalpía de formación \bar{h}_f° en el estado de referencia estándar. Con esto en mente, se expresa la entalpía de un componente por unidad de mol como (Fig. 15-20)

$$\text{Entalpía} = \bar{h}_f^\circ + (\bar{h} - \bar{h}^\circ) \quad (\text{kJ/kmol})$$

donde el término entre paréntesis representa la entalpía sensible relativa al estado de referencia estándar, que es la diferencia entre \bar{h} (la entalpía sensible en el estado especificado) y \bar{h}° (la entalpía sensible en el estado de referencia estándar de 25 °C y 1 atm). Esta definición permite utilizar valores de entalpía de las tablas sin que importe el estado de referencia utilizado en la construcción de las tablas.

Cuando los cambios de energías cinética y potencial son insignificantes, la relación de balance de energía para un sistema de flujo estacionario $\dot{E}_{\text{entrada}} = \dot{E}_{\text{salida}}$ se puede expresar para un *sistema de flujo estacionario químicamente reactivo* más explícitamente como

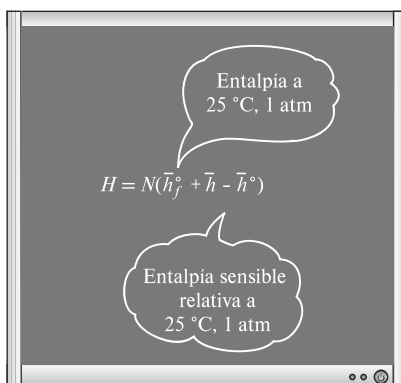


FIGURA 15-20

La entalpía de un componente químico a un estado especificado es la suma de la entalpía del componente a 25 °C, 1 atm (\bar{h}_f°), y la entalpía sensible del componente relativa a 25 °C y 1 atm.

$$\underbrace{\dot{Q}_{\text{ent}} + \dot{W}_{\text{ent}} + \sum \dot{n}_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)}_{\text{Tasa de transferencia neta de energía hacia el sistema por el calor, el trabajo y la masa}} = \underbrace{\dot{Q}_{\text{sal}} + \dot{W}_{\text{sal}} + \sum \dot{n}_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)}_{\text{Tasa de transferencia neta de energía fuera del sistema por el calor, el trabajo y la masa}} \quad (15-8)$$

donde \dot{n}_p y \dot{n}_r representan las razones de flujo molares del producto p y el reactivo r , respectivamente.

En el análisis de combustión conviene más trabajar con cantidades expresadas *por mol de combustible*. Tal relación se obtiene al dividir cada término de la ecuación anterior entre la razón de flujo molar del combustible, produciendo

$$\underbrace{Q_{\text{ent}} + W_{\text{ent}} + \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)}_{\text{Transferencia neta de energía hacia el sistema por mol de combustible mediante el calor, el trabajo y la masa}} = \underbrace{Q_{\text{sal}} + W_{\text{sal}} + \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)}_{\text{Transferencia neta de energía fuera del sistema por mol de combustible mediante el calor, el trabajo y la masa}} \quad (15-9)$$

donde N_r y N_p representan el número de moles del reactivo r y el producto p , respectivamente, por mol de combustible. Observe que $N_r = 1$ para el combustible, y que los otros valores de N_r y N_p pueden sacarse directamente de la ecuación de combustión balanceada. Considerando la transferencia de calor *hacia* el sistema y el trabajo realizado *por* el sistema como cantidades *positivas*, la relación de balance de energía anterior se expresa de una manera más compacta como

$$Q - W = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_r - \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p \quad (15-10)$$

o como

$$Q - W = H_{\text{prod}} - H_{\text{reacc}} \quad (\text{kJ/kmol combustible}) \quad (15-11)$$

donde

$$H_{\text{prod}} = \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p \quad (\text{kJ/kmol combustible})$$

$$H_{\text{reacc}} = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_r \quad (\text{kJ/kmol combustible})$$

Si se dispone de la entalpía de combustión \bar{h}_c° para una reacción particular, la ecuación de energía de flujo estacionario por mol de combustible se expresa

$$Q - W = \bar{h}_c^\circ + \sum N_p(\bar{h} - \bar{h}^\circ)_p - \sum N_r(\bar{h} - \bar{h}^\circ)_r \quad (\text{kJ/mol}) \quad (15-12)$$

Las anteriores relaciones de balance de energía se escriben a veces sin el término de trabajo, pues la mayor parte de los procesos de combustión de flujo estacionario no implican ninguna interacción de este tipo.

Una cámara de combustión generalmente involucra salida de calor pero no entrada de calor. Entonces el balance de energía para *un proceso típico de combustión de flujo estacionario* se convierte en

$$\underbrace{Q - W = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)}_{\text{Energía hacia el sistema mediante la masa por mol de combustible}} - \underbrace{\sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)}_{\text{Energía fuera del sistema mediante la masa por mol de combustible}} \quad (15-13)$$

Esto expresa que la salida de calor durante un proceso de combustión simplemente es la diferencia entre la energía de los reactivos que entran y la energía de los productos que dejan la cámara de combustión.

Sistemas cerrados

La relación general de balance de energía para un sistema cerrado $E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}} = \Delta E_{\text{sistema}}$ se expresa para un *sistema cerrado químicamente reactivo* en reposo como

$$(Q_{\text{ent}} - Q_{\text{sal}}) + (W_{\text{ent}} - W_{\text{sal}}) = U_{\text{prod}} - U_{\text{react}} \quad (\text{kJ/kmol combustible}) \quad (15-14)$$

$$\begin{aligned}
 U &= H - PV \\
 &= N(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ) - PV \\
 &= N(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v})
 \end{aligned}$$

FIGURA 15-21

Una expresión para la energía interna de un componente químico en términos de la entalpía.

donde U_{prod} representa la energía interna de todos los productos, y U_{react} es la energía interna de los reactivos. Para evitar el uso de otra propiedad —la energía interna de formación \bar{u}_f° — se utiliza la definición de entalpía ($\bar{u} = \bar{h} - P\bar{v}$ o $\bar{u}_f^\circ + \bar{u} - \bar{u}^\circ = \bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v}$) y se expresa la ecuación anterior como (Fig. 15-21):

$$Q - W = \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v})_p - \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v})_r \quad (15-15)$$

donde hemos tomado la transferencia de calor *hacia* el sistema y el trabajo realizado *por* el sistema como cantidades *positivas*. Los términos $P\bar{v}$ son insignificantes para sólidos y líquidos y pueden sustituirse por $R_u T$ para gases que se comportan como un gas ideal. También, si se desea, los términos $\bar{h} - P\bar{v}$ en la ecuación 15-15 pueden sustituirse por \bar{u} .

El término de trabajo en la ecuación 15-15 representa todas las formas de trabajo, incluyendo el trabajo de frontera. En el capítulo 4 se mostró que $\Delta U + W_b = \Delta H$ para sistemas cerrados no reactivos sometidos a un proceso de expansión o compresión a $P = \text{constante}$ en cuasiequilibrio. Éste también es el caso para los sistemas químicamente reactivos.

Existen varias consideraciones importantes en el análisis de sistemas reactivos. Por ejemplo, se necesita conocer si el combustible es un sólido, un líquido o un gas, pues la entalpía de formación \bar{h}_f° de un combustible depende de la fase del combustible. También es necesario conocer el estado del combustible cuando entra a la cámara de combustión para determinar su entalpía. En especial para los cálculos de entropía es importante saber si el combustible y el aire entran a la cámara de combustión premezclados o separadamente. Cuando se enfrían los productos de combustión hasta temperaturas bajas, se debe considerar la posibilidad de condensación de una parte del vapor de agua en los gases producto.

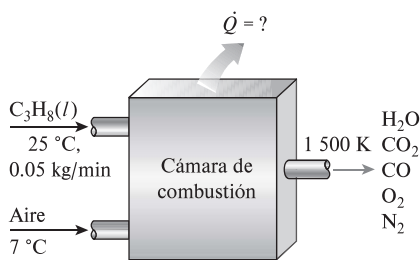


FIGURA 15-22

Esquema para el ejemplo 15-6.

EJEMPLO 15-6 Análisis de combustión de flujo estacionario con base en la primera ley

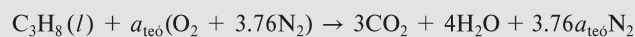
En una cámara de combustión entra propano líquido (C_3H_8) a 25°C y a una tasa de 0.05 kg/min , donde se mezcla y quema con 50 por ciento de exceso de aire que entra a la cámara de combustión a 7°C , como se indica en la figura 15-22. Un análisis de los gases de combustión revela que todo el hidrógeno en el combustible se convierte en H_2O pero sólo 90 por ciento del carbono se quema en CO_2 , con el restante 10 por ciento formando CO . Si la temperatura de salida de los gases de combustión es 1500 K , determine *a)* el flujo másico del aire y *b)* la tasa de transferencia de calor de la cámara de combustión.

SOLUCIÓN Propano líquido se quema de manera estacionaria con exceso de aire. Se busca determinar el flujo másico de aire y la tasa de transferencia de calor.

Suposiciones 1 Existen condiciones estacionarias de operación. 2 El aire y los gases de combustión son gases ideales. 3 Las energías cinética y potencial son insignificantes.

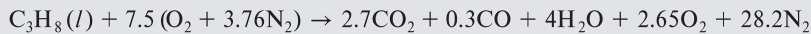
Análisis Note que todo el hidrógeno en el combustible se quema en H_2O pero 10 por ciento del carbono se quema de manera incompleta y forma CO . Además, el combustible es quemado con exceso de aire y por lo tanto existirá una cierta cantidad de O_2 libre en los gases producto.

La cantidad teórica de aire está determinada a partir de la reacción estequiométrica como



Balance de O_2 : $a_{\text{teo}} = 3 + 2 = 5$

En ese caso, la ecuación balanceada para el proceso de combustión real con 50 por ciento de exceso de aire y un poco de CO en los productos se convierte en



a) La relación aire-combustible para este proceso de combustión es

$$\begin{aligned} \text{AC} &= \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{comb}}} = \frac{(7.5 \times 4.76 \text{ kmol})(29 \text{ kg/kmol})}{(3 \text{ kmol})(12 \text{ kg/kmol}) + (4 \text{ kmol})(2 \text{ kg/kmol})} \\ &= 25.53 \text{ kg aire / kg de combustible} \end{aligned}$$

Por ende,

$$\begin{aligned} \dot{m}_{\text{aire}} &= (\text{AC})(\dot{m}_{\text{combustible}}) \\ &= (25.53 \text{ kg aire/kg combustible})(0.05 \text{ kg combustible/min}) \\ &= 1.18 \text{ kg aire/min} \end{aligned}$$

b) La transferencia de calor para este proceso de combustión de flujo estacionario se determina a partir del balance de energía de flujo estacionario $E_{\text{salida}} = E_{\text{entrada}}$ aplicado sobre la cámara de combustión por unidad de mol de combustible,

$$Q_{\text{sal}} + \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_r$$

o

$$Q_{\text{sal}} = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_r - \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p$$

Si se supone que el aire y los productos de combustión serán gases ideales, se tiene que $h = h(T)$, y empleando datos de las tablas de propiedades se forma la siguiente minitabla:

Sustancia	\bar{h}_f° kJ/kmol	$\bar{h}_{280 \text{ K}}$ kJ/kmol	$\bar{h}_{298 \text{ K}}$ kJ/kmol	$\bar{h}_{1500 \text{ K}}$ kJ/kmol
$\text{C}_3\text{H}_8(l)$	-118 910	—	—	—
O_2	0	8 150	8 682	49 292
N_2	0	8 141	8 669	47 073
$\text{H}_2\text{O}(g)$	-241 820	—	9 904	57 999
CO_2	-393 520	—	9 364	71 078
CO	-110 530	—	8 669	47 517

La \bar{h}_f° del propano líquido se obtiene restando la \bar{h}_{fg} de propano a 25 °C de la \bar{h}_f° del gas propano. La sustitución produce

$$\begin{aligned} Q_{\text{sal}} &= (1 \text{ kmol C}_3\text{H}_8)[(-118 910 + h_{298} - h_{298}) \text{ kJ/kmol C}_3\text{H}_8] \\ &+ (7.5 \text{ kmol O}_2)[(0 + 8 150 - 8 682) \text{ kJ/kmol O}_2] \\ &+ (28.2 \text{ kmol N}_2)[(0 + 8 141 - 8 669) \text{ kJ/kmol N}_2] \\ &- (2.7 \text{ kmol CO}_2)[(-393 520 + 71 078 - 9 364) \text{ kJ/kmol CO}_2] \\ &- (0.3 \text{ kmol CO})[(-110 530 + 47 517 - 8 669) \text{ kJ/kmol CO}] \\ &- (4 \text{ kmol H}_2\text{O})[(-241 820 + 57 999 - 9 904) \text{ kJ/kmol H}_2\text{O}] \\ &- (2.65 \text{ kmol O}_2)[(0 + 49 292 - 8 682) \text{ kJ/kmol O}_2] \\ &- (28.2 \text{ kmol N}_2)[(0 + 47 073 - 8 669) \text{ kJ/kmol N}_2] \\ &= 363 880 \text{ kJ/kmol de C}_3\text{H}_8 \end{aligned}$$

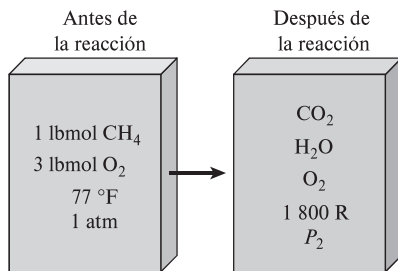


FIGURA 15-23

Esquema para el ejemplo 15-7.

De este modo, 363 880 kJ de calor se transfieren desde la cámara de combustión por cada kmol (44 kg) de propano. Esto corresponde a $363\,880/44 = 8\,270$ kJ de calor perdido por kilogramo de propano. Así, la tasa de transferencia de calor para un flujo másico de 0.05 kg/min para el propano es

$$\dot{Q}_{\text{sal}} = \dot{m}q_{\text{sal}} = (0.05 \text{ kg/min})(8\,270 \text{ kJ/kg}) = 413.5 \text{ kJ/min} = 6.89 \text{ kW}$$

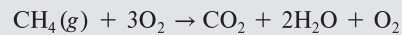
EJEMPLO 15-7 Análisis de la combustión en una bomba con base en la primera ley

El recipiente de volumen constante que se ilustra en la figura 15-23 contiene 1 lbmol de gas metano (CH₄) y 3 lbmol de O₂ a 77 °F y 1 atm. Los contenidos del recipiente se encienden y el gas metano se quema por completo. Si la temperatura final es de 1 800 R, determine a) la presión final en el recipiente y b) la transferencia de calor durante este proceso.

SOLUCIÓN El metano se quema en un recipiente rígido. Hay que determinar la presión en el recipiente después de la combustión y la transferencia de calor.

Suposiciones 1 El combustible se quema completamente y por ello todo el carbono en el combustible se quema en CO₂ y todo el hidrógeno lo hace en H₂O. 2 El combustible, el aire y los gases de combustión son gases ideales. 3 Las energías cinética y potencial son insignificantes. 4 No se involucran interacciones de trabajo.

Análisis La ecuación de combustión balanceada es



a) A una temperatura de 1 800 R, el agua existe en la fase gaseosa. Suponga que tanto los reactivos como los productos son gases ideales, y que la presión final en el recipiente es

$$\left. \begin{aligned} P_{\text{react}}V &= N_{\text{react}}R_uT_{\text{react}} \\ P_{\text{prod}}V &= N_{\text{prod}}R_uT_{\text{prod}} \end{aligned} \right\} P_{\text{prod}} = P_{\text{react}} \left(\frac{N_{\text{prod}}}{N_{\text{react}}} \right) \left(\frac{T_{\text{prod}}}{T_{\text{react}}} \right)$$

Si se sustituye se obtiene

$$P_{\text{prod}} = (1 \text{ atm}) \left(\frac{4 \text{ lbmol}}{4 \text{ lbmol}} \right) \left(\frac{1\,800 \text{ R}}{537 \text{ R}} \right) = 3.35 \text{ atm}$$

b) Si se observa que el proceso no involucra interacciones de trabajo, la transferencia de calor durante este proceso de combustión a volumen constante puede determinarse a partir del balance de energía $E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}} = \Delta E_{\text{sistema}}$ aplicado al recipiente

$$-Q_{\text{sal}} = \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v})_p - \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v})_r$$

Puesto que a los reactivos y a los productos se les considera gases ideales, toda la energía interna y las entalpías dependen tan sólo de la temperatura, y los términos $P\bar{v}$ en esta ecuación pueden reemplazarse por R_uT . Esto da como resultado,

$$Q_{\text{sal}} = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ - R_uT)_r - \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h}_{1\,800 \text{ R}} - \bar{h}_{537 \text{ R}} - R_uT)_p$$

puesto que los reactivos están a la temperatura de referencia estándar de 537 R. De la tabla de \bar{h}_f° y las tablas de gases ideales, en el apéndice,

Sustancia	\bar{h}_f° Btu/lbmol	$\bar{h}_{537\text{ R}}$ Btu/lbmol	$\bar{h}_{1800\text{ R}}$ Btu/lbmol
CH ₄	-32 210	—	—
O ₂	0	3 725.1	13 485.8
CO ₂	-169 300	4 027.5	18 391.5
H ₂ O(g)	-104 040	4 258.0	15 433.0

Si se sustituye, se tiene

$$\begin{aligned}
 Q_{\text{sal}} &= (1 \text{ lbmol CH}_4)[(-32\,210 - 1.986 \times 537) \text{ Btu/lbmol CH}_4] \\
 &\quad + (3 \text{ lbmol O}_2)[(0 - 1.986 \times 537) \text{ Btu/lbmol O}_2] \\
 &\quad - (1 \text{ lbmol CO}_2)[(-169\,300 + 18\,391.5 - 4\,027.5 - 1.986 \times 1\,800) \\
 &\quad \quad \text{Btu/lbmol CO}_2] \\
 &\quad - (2 \text{ lbmol H}_2\text{O})[(-104\,040 + 15\,433.0 - 4\,258.0 - 1.986 \times 1\,800) \\
 &\quad \quad \text{Btu/lbmol H}_2\text{O}] \\
 &\quad - (1 \text{ lbmol O}_2)[(0 + 13\,485.8 - 3\,725.1 - 1.986 \times 1\,800) \text{ Btu/lbmol O}_2] \\
 &= 308\,730 \text{ Btu/lbmol CH}_4
 \end{aligned}$$

Comentario Por unidad de masa, la transferencia de calor desde el recipiente sería $308\,730/16 = 19\,300$ Btu/lbm de metano.

15-5 ■ TEMPERATURA DE FLAMA ADIABÁTICA

En ausencia de cualquier interacción de trabajo y cambios cualesquiera en las energías cinética y potencial, la energía química liberada durante un proceso de combustión se pierde como calor hacia los alrededores o se usa internamente para elevar la temperatura de los productos de combustión. Cuanto más pequeña es la pérdida de calor, tanto mayor resulta el aumento de la temperatura. En el caso límite en que no haya pérdida de calor hacia los alrededores ($Q = 0$), la temperatura de los productos alcanzará un máximo, conocido como **temperatura de flama adiabática** o de **combustión adiabática** (Fig. 15-24).

La temperatura de flama adiabática de un proceso de combustión de flujo estacionario se determina de la ecuación 15-11 al establecer $Q = 0$ y $W = 0$. Esto produce

$$H_{\text{prod}} = H_{\text{react}} \quad (15-16)$$

o

$$\sum N_p (\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p = \sum N_r (\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_r \quad (15-17)$$

Una vez que se especifican los reactivos y sus estados, resulta fácil determinar la entalpía de los reactivos H_{react} . Sin embargo, debido a que la temperatura de los productos no se conoce antes de los cálculos, el cálculo de la entalpía de los productos H_{prod} no es directo. Por consiguiente, la determinación de la temperatura de flama adiabática requiere el uso de una técnica iterativa, a menos que se disponga de ecuaciones para los cambios de entalpía sensible de los productos de combustión. Se supone una temperatura para los gases producto, y la H_{prod} se determina para esta temperatura. Si ésta no es igual a H_{react} , los cálculos se repiten con otra temperatura. La temperatura de flama adiabática se determina luego a partir de estos dos resultados mediante interpolación. Cuando el oxidante es

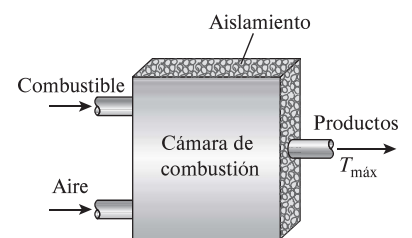


FIGURA 15-24

La temperatura en una cámara de combustión será máxima cuando la combustión es completa y no se libera calor hacia los alrededores ($Q = 0$).

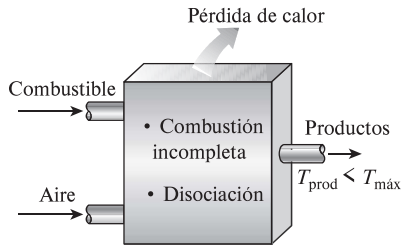


FIGURA 15-25

La temperatura máxima encontrada en una cámara de combustión es menor que la temperatura de flama adiabática teórica.

aire, los gases producto se componen principalmente de N_2 y una buena primera suposición para la temperatura de flama adiabática se obtiene tratando todos los gases producto como N_2 .

En las cámaras de combustión, la temperatura más alta a la que un material puede exponerse está limitada por consideraciones metalúrgicas. Por consiguiente, la temperatura de flama adiabática es una consideración importante en el diseño de las cámaras de combustión, de las turbinas de gas y de toberas. Sin embargo, las máximas temperaturas de estos dispositivos son bastante menores que la temperatura de flama adiabática, puesto que la combustión suele ser incompleta, se presentan algunas pérdidas de calor y algunos gases de combustión se disocian a altas temperaturas (Fig. 15-25). La temperatura máxima en una cámara de combustión puede controlarse ajustando la cantidad de exceso de aire, que sirve como refrigerante.

Note que la temperatura de flama adiabática de un combustible no es única. Su valor depende de: 1) el estado de los reactivos, 2) el grado al que se completa la reacción y 3) la cantidad de aire utilizado. Para un combustible especificado a un estado especificado que se quema con aire a un estado especificado, la temperatura de flama adiabática alcanza su valor máximo cuando sucede la combustión completa con la cantidad teórica de aire.

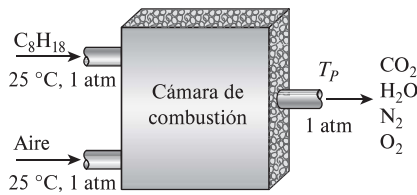


FIGURA 15-26

Esquema para el ejemplo 15-8.

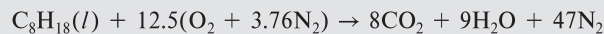
EJEMPLO 15-8 Temperatura de flama adiabática en combustión estacionaria

A la cámara de combustión de una turbina de gas entra octano líquido (C_8H_{18}) de manera estacionaria a 1 atm y 25 °C, y se quema con aire que entra a la cámara en el mismo estado, como se ilustra en la figura 15-26. Determine la temperatura de flama adiabática para *a*) una combustión completa con 100 por ciento de aire teórico, *b*) una combustión completa con 400 por ciento de aire teórico y *c*) una combustión incompleta (una cantidad de CO en los productos) con 90 por ciento de aire teórico.

SOLUCIÓN El octano líquido se quema de manera estacionaria. Es necesario determinar la temperatura de flama adiabática para diferentes casos.

Suposiciones 1 Se trata de un proceso de combustión de flujo estacionario. 2 La cámara de combustión es adiabática. 3 No existen interacciones de trabajo. 4 El aire y los gases de combustión son gases ideales. 5 Los cambios en las energías cinética y potencial son insignificantes.

Análisis *a*) La ecuación balanceada para el proceso de combustión con la cantidad teórica de aire es



La relación de la temperatura de flama adiabática $H_{prod} = H_{react}$ en este caso se reduce a

$$\sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p = \sum N_r \bar{h}_{f,r}^\circ = (\bar{N} \bar{h}_f^\circ)_{C_8H_{18}}$$

puesto que todos los reactivos están en el estado de referencia estándar y $\bar{h}_f^\circ = 0$ para O_2 y N_2 . Los valores \bar{h}_f° y h de diversos componentes a 298 K son

Sustancia	\bar{h}_f° kJ/kmol	$\bar{h}_{298\text{ K}}$ kJ/kmol
$C_8H_{18}(l)$	-249 950	—
O_2	0	8 682
N_2	0	8 669
$H_2O(g)$	-241 820	9 904
CO_2	-393 520	9 364

Si se sustituye se tiene

$$\begin{aligned} & (8 \text{ kmol CO}_2)[(-393\,520 + \bar{h}_{\text{CO}_2} - 9\,364) \text{ kJ/kmol CO}_2] \\ & + (9 \text{ kmol H}_2\text{O})[(-241\,820 + \bar{h}_{\text{H}_2\text{O}} - 9\,904) \text{ kJ/kmol H}_2\text{O}] \\ & + 47(\text{kmol N}_2)[(0 + \bar{h}_{\text{N}_2} - 8\,669) \text{ kJ/kmol N}_2] \\ & = (1 \text{ kmol C}_8\text{H}_{18})(-249\,950 \text{ kJ/kmol C}_8\text{H}_{18}) \end{aligned}$$

lo que produce

$$8\bar{h}_{\text{CO}_2} + 9\bar{h}_{\text{H}_2\text{O}} + 47\bar{h}_{\text{N}_2} = 5\,646\,081 \text{ kJ}$$

Parecería una ecuación con tres incógnitas, pero en realidad sólo hay una incógnita —la temperatura de los productos T_{prod} — dado que $h = h(T)$ para gases ideales. Por consiguiente, deberá emplearse un solucionador de ecuaciones o un método de ensayo y error para determinar la temperatura de los productos.

Una primera suposición se obtiene al dividir el lado derecho de la ecuación por el número total de moles, lo que produce $5\,646\,081/(8 + 9 + 47) = 88\,220 \text{ kJ/kmol}$. Este valor de entalpía corresponderá a aproximadamente $2\,650 \text{ K}$ para N_2 , $2\,100 \text{ K}$ para H_2O y $1\,800 \text{ K}$ para CO_2 . Observe que la mayoría de las moles son N_2 , por lo que T_{prod} se acercará a $2\,650 \text{ K}$, pero será algo inferior a dicho valor. Por lo tanto, una primera buena suposición es $2\,400 \text{ K}$. A esta temperatura,

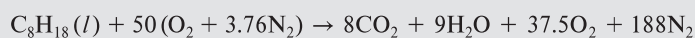
$$\begin{aligned} 8\bar{h}_{\text{CO}_2} + 9\bar{h}_{\text{H}_2\text{O}} + 47\bar{h}_{\text{N}_2} &= 8 \times 125\,152 + 9 \times 103\,508 + 47 \times 79\,320 \\ &= 5\,660\,828 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Este valor es más alto que $5\,646\,081 \text{ kJ}$. Por consiguiente, la temperatura real estará ligeramente por debajo de $2\,400 \text{ K}$. A continuación elegimos $2\,350 \text{ K}$. Esto produce

$$8 \times 122\,091 + 9 \times 100\,846 + 47 \times 77\,496 = 5\,526\,654$$

que es inferior a $5\,646\,081 \text{ kJ}$. En consecuencia, la temperatura real de los productos está entre $2\,350 \text{ K}$ y $2\,400 \text{ K}$. Por interpolación, se encuentra que su valor será $T_{\text{prod}} = 2\,395 \text{ K}$.

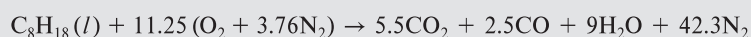
b) La ecuación balanceada para el proceso de combustión completa con 400 por ciento de aire teórico es



Al seguir el procedimiento utilizado en a), la temperatura de flama adiabática en este caso se determina como $T_{\text{prod}} = 962 \text{ K}$.

Note que la temperatura de los productos disminuye significativamente como resultado de usar exceso de aire.

c) La ecuación balanceada para el proceso de combustión incompleta con 90 por ciento de aire teórico es



Si se sigue el procedimiento utilizado en a), se verá en este caso que la temperatura de flama adiabática será $T_{\text{prod}} = 2\,236 \text{ K}$.

Comentario Observe que la temperatura de flama adiabática alcanza su valor máximo cuando la combustión completa ocurre con la cantidad teórica de aire (parte a), y que disminuye a consecuencia de la combustión incompleta (parte c) o por el uso de exceso de aire (parte b).

15-6 ■ CAMBIO DE ENTROPÍA DE SISTEMAS REACTIVOS

Hasta ahora se han analizado procesos de combustión desde el punto de vista de la conservación de la masa y la energía. Sin embargo, el análisis termodinámico de un proceso resulta incompleto sin el examen de los aspectos de la segunda ley. De particular interés resultan la exergía y la destrucción de exergía, las cuales se relacionan con la entropía.

Las relaciones de balance de entropía desarrolladas en el capítulo 7 son aplicables tanto a sistemas reactivos como no reactivos, siempre que las entropías de los constituyentes individuales se evalúen de manera apropiada con una base común. El **balance de entropía** para *cualquier sistema* (incluyendo los sistemas reactivos) que experimenta *cualquier proceso* se expresa como

$$\underbrace{S_{\text{ent}} - S_{\text{sal}}}_{\text{Transferencia neta de entropía por calor y masa}} + \underbrace{S_{\text{gen}}}_{\text{Generación de entropía}} = \underbrace{\Delta S_{\text{sis}}}_{\text{Cambio de entropía}} \quad (\text{kJ/K}) \quad (15-18)$$

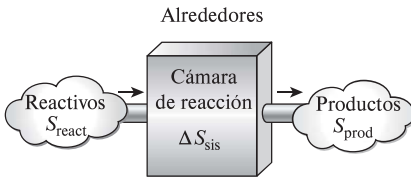


FIGURA 15-27

El cambio de entropía asociado con una reacción química.

Utilizando cantidades por unidad de mol de combustible y tomando la dirección positiva de la transferencia de calor *hacia* el sistema, la relación de balance de entropía se puede expresar de manera más explícita para un sistema reactivo *cerrado* o de *flujo estacionario* como (Fig. 15-27)

$$\sum \frac{Q_k}{T_k} + S_{\text{gen}} = S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} \quad (\text{kJ/K}) \quad (15-19)$$

donde T_k es la temperatura en la frontera donde Q_k la cruza. Para un *proceso adiabático* ($Q = 0$), el término de transferencia de entropía se cancela y la ecuación 15-19 se reduce a

$$S_{\text{gen,adiabático}} = S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} \geq 0 \quad (15-20)$$

La entropía *total* generada durante un proceso se determina al aplicar el balance de entropía a un *sistema extendido* que incluya al sistema mismo y a sus alrededores inmediatos, donde puedan estar ocurriendo irreversibilidades externas. Cuando se evalúa la transferencia de entropía entre un sistema extendido y sus alrededores, la temperatura de frontera del sistema extendido simplemente se toma como la *temperatura ambiente*, como se explicó en el capítulo 7.

La determinación del cambio de entropía asociado con una reacción química parecería directa, salvo por una cosa: las relaciones de entropía para los reactivos y los productos implican las *entropías* de los componentes, *no los cambios de entropía*, como fue el caso para los sistemas no reactivos. De modo que surge el problema de encontrar una base común para la entropía de todas las sustancias, como se hizo con la entalpía. La búsqueda de dicha base común condujo, en los principios del siglo XX, al establecimiento de la **tercera ley de la termodinámica**. La tercera ley se formuló en el capítulo 7 como sigue: *La entropía de una sustancia cristalina pura a la temperatura del cero absoluto es cero.*

Por consiguiente, la tercera ley de la termodinámica proporciona una base absoluta para los valores de entropía para todas las sustancias. Los valores de entropía relativos a esta base reciben el nombre de **entropía absoluta**. Los valores \bar{s}° que se incluyen en las tablas desde A-18 hasta A-25 para diversos gases como N_2 , O_2 , CO , CO_2 , H_2 , H_2O , OH y O , son los *valores de entropía absoluta de gas ideal* a la temperatura especificada y a una presión de 1 atm. Los valores de entropía absoluta para diversos combustibles se enumeran en la tabla A-26 junto con los valores \bar{h}_f° en el estado de referencia estándar de 25 °C y 1 atm.

La ecuación 15-20 es una relación general para el cambio de entropía de un sistema reactivo. Requiere la determinación de la entropía de cada componente individual de los reactivos y los productos, lo que en general no es fácil de lograr. Es posible simplificar un poco los cálculos de entropía si los componentes gaseosos de los reactivos y los productos se aproximan como gases ideales. Sin embargo, los cálculos de entropía nunca son tan fáciles como los cálculos de la entalpía o la energía interna, puesto que la entropía es una función tanto de la temperatura como de la presión, incluso para gases ideales.

Cuando se evalúa la entropía de un componente de una mezcla de gases ideales, se debe emplear la temperatura y la presión parcial del componente. Observe que la temperatura de un componente es la misma que la temperatura de la mezcla, y que la presión parcial de un componente es igual a la presión de la mezcla multiplicada por la fracción molar del componente.

Los valores de entropía absoluta a presiones diferentes a $P_0 = 1$ atm para cualquier temperatura T pueden obtenerse de la relación del cambio de entropía del gas ideal escrita para un proceso isotérmico imaginario entre los estados (T, P_0) y (T, P) , como se ilustra en la figura 15-28:

$$\bar{s}(T, P) = \bar{s}^\circ(T, P_0) - R_u \ln \frac{P}{P_0} \quad (15-21)$$

Para el componente i de una mezcla de gases ideales, esta relación puede escribirse como

$$\bar{s}_i(T, P_i) = \bar{s}_i^\circ(T, P_0) - R_u \ln \frac{y_i P_m}{P_0} \quad (\text{kJ/kmol} \cdot \text{K}) \quad (15-22)$$

donde $P_0 = 1$ atm, P_i es la presión parcial, y_i es la fracción molar del componente y P_m es la presión total de la mezcla.

Si una mezcla de gas está a una presión relativamente alta o a baja temperatura, la desviación del comportamiento de gas ideal debe tomarse en cuenta incorporando ecuaciones de estado más exactas o las cartas generalizadas de entropía.

15-7 ■ ANÁLISIS DE SISTEMAS REACTIVOS CON BASE EN LA SEGUNDA LEY

Una vez que se evalúa el cambio de entropía total o la generación de entropía, la **exergía destruida** $X_{\text{destruida}}$ asociada con una reacción química puede determinarse de:

$$X_{\text{destruida}} = T_0 S_{\text{gen}} \quad (\text{kJ}) \quad (15-23)$$

donde T_0 es la temperatura termodinámica de los alrededores.

Cuando se analizan sistemas reactivos se tiene más interés por los cambios en la exergía de los sistemas reactivos que en los valores de exergía en varios estados (Fig. 15-29). Recuerde del capítulo 8 que el **trabajo reversible** W_{rev} representa el trabajo máximo que puede efectuarse durante un proceso. En ausencia de cualquier cambio en las energías cinética y potencial, la relación del trabajo reversible para un proceso de combustión de flujo estacionario que incluye transferencia de calor únicamente con los alrededores a T_0 puede obtenerse reemplazando los términos de entalpía por $\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ$, lo que produce

$$W_{\text{rev}} = \sum N_r (\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - T_0 \bar{s})_r - \sum N_p (\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - T_0 \bar{s})_p \quad (15-24)$$

Una situación interesante surge cuando tanto los reactivos como los productos están a la temperatura de los alrededores T_0 . En este caso, $\bar{h} - T_0 \bar{s} = (\bar{h} -$

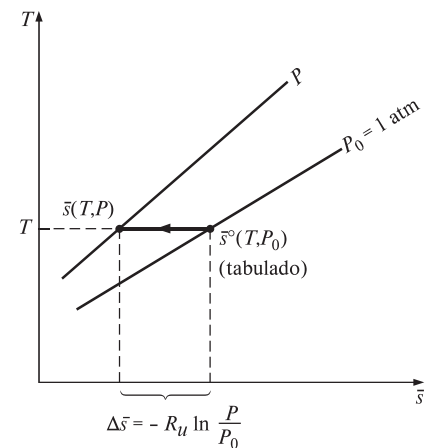


FIGURA 15-28

A una temperatura especificada, la entropía absoluta de un gas ideal a presiones diferentes a $P_0 = 1$ atm puede determinarse al sustraer $R_u \ln(P/P_0)$ del valor tabulado a 1 atm.

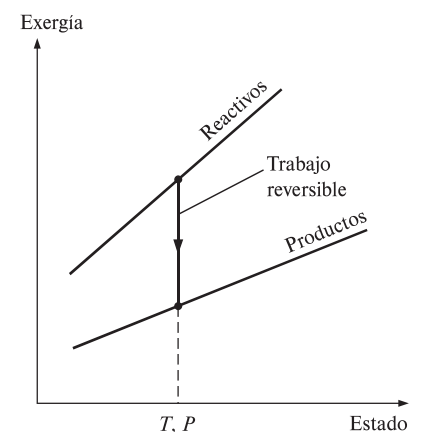


FIGURA 15-29

La diferencia entre la exergía de los reactivos y de los productos durante una reacción química es el trabajo reversible asociado con esa reacción.

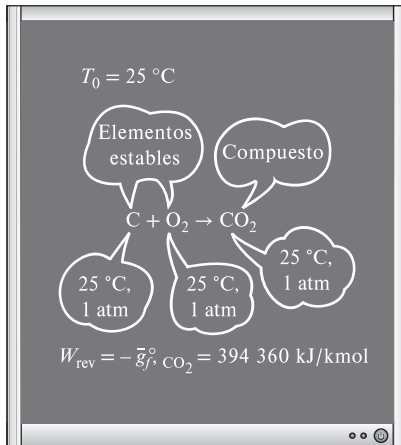


FIGURA 15-30

El negativo de la función de formación de Gibbs de un compuesto a 25°C y 1 atm, representa el trabajo reversible asociado con la formación de ese compuesto a partir de sus elementos estables a 25°C y 1 atm en un ambiente que está a 25°C , 1 atm.

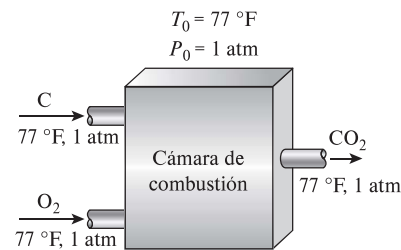


FIGURA 15-31

Esquema para el ejemplo 15-9.

$T_0 \bar{s}_{T_0} = \bar{g}_0$, que es, por definición, la **función de Gibbs** por unidad de mol de una sustancia a temperatura T_0 . La relación del W_{rev} en este caso se escribe como

$$W_{\text{rev}} = \sum N_r \bar{g}_{0,r} - \sum N_p \bar{g}_{0,p} \quad (15-25)$$

o

$$W_{\text{rev}} = \sum N_r (\bar{g}_f^{\circ} + \bar{g}_{T_0} - \bar{g}^{\circ})_r - \sum N_p (\bar{g}_f^{\circ} + \bar{g}_{T_0} - \bar{g}^{\circ})_p \quad (15-26)$$

donde \bar{g}_f° es la función de Gibbs de formación ($\bar{g}_f^{\circ} = 0$ para elementos estables como N_2 y O_2 en el estado de referencia estándar de 25°C y 1 atm, justo como la entalpía de formación) y $\bar{g}_{T_0} - \bar{g}^{\circ}$ representa el valor de la función de Gibbs sensible de una sustancia a temperatura T_0 relativa al estado de referencia estándar.

En el caso muy especial en el que $T_{\text{react}} = T_{\text{prod}} = T_0 = 25^\circ\text{C}$ (por ejemplo, los reactivos, los productos y los alrededores están a 25°C) y la presión parcial $P_i = 1 \text{ atm}$ para cada componente de los reactivos y los productos, la ecuación 15-26 se reduce a

$$W_{\text{rev}} = \sum N_r \bar{g}_{f,r}^{\circ} - \sum N_p \bar{g}_{f,p}^{\circ} \quad (\text{kJ}) \quad (15-27)$$

Se puede concluir, de acuerdo con la ecuación anterior, que el valor de $-\bar{g}_f^{\circ}$ (el negativo de la función de formación de Gibbs a 25°C y 1 atm) de un compuesto representa el *trabajo reversible* asociado con la formación de ese compuesto a partir de sus elementos estables a 25°C y 1 atm en un ambiente a 25°C y 1 atm (Fig. 15-30). Los valores de \bar{g}_f° de varias sustancias se incluyen en la tabla A-26.

EJEMPLO 15-9 Trabajo reversible asociado a un proceso de combustión

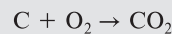
Una lbmol de carbono a 77°F y 1 atm se quema de manera estacionaria con 1 lbmol de oxígeno en el mismo estado, como se indica en la figura 15-31. El CO_2 formado durante el proceso se lleva después a 77°F y 1 atm, esto es, las condiciones de los alrededores. Suponiendo que la combustión es completa, determine el trabajo reversible para este proceso.

SOLUCIÓN El carbono se quema de manera estacionaria con oxígeno puro. Determine el trabajo reversible asociado con este proceso.

Suposiciones 1 La combustión es completa. 2 Existen condiciones de flujo estacionario durante la combustión. 3 El oxígeno y los gases de combustión son gases ideales. 4 Los cambios en las energías cinética y potencial son insignificantes.

Propiedades La función de formación de Gibbs a 77°F y 1 atm es 0 para el C y el O_2 , y $-169\,680 \text{ Btu/lbmol}$ para el CO_2 . La entalpía de formación es 0 para el C y el O_2 y $-169\,300 \text{ Btu/lbmol}$ para el CO_2 . La entropía absoluta es de $1.36 \text{ Btu/lbmol} \cdot \text{R}$ para el C, $49.00 \text{ Btu/lbmol} \cdot \text{R}$ para el O_2 y $51.07 \text{ Btu/lbmol} \cdot \text{R}$ para el CO_2 (tabla A-26E).

Análisis La ecuación de combustión es



El C, O_2 y CO_2 están a 77°F y 1 atm, que es el estado de referencia estándar y también el estado de los alrededores. En consecuencia, el trabajo reversible en este caso es simplemente la diferencia entre la función de formación de Gibbs de los reactivos y la correspondiente a los productos (Ec. 15-27):

$$\begin{aligned} W_{\text{rev}} &= \sum N_r \bar{g}_{f,r}^{\circ} - \sum N_p \bar{g}_{f,p}^{\circ} \\ &= N_{\text{C}} \bar{g}_{f,\text{C}}^{\circ} + N_{\text{O}_2} \bar{g}_{f,\text{O}_2}^{\circ} - N_{\text{CO}_2} \bar{g}_{f,\text{CO}_2}^{\circ} \\ &= (-1 \text{ lbmol})(-169\,680 \text{ Btu/lbmol}) \\ &= 169\,680 \text{ Btu} \end{aligned}$$

puesto que la \bar{g}_f° de elementos estables a 77 °F y 1 atm es cero. Por lo tanto, 169 680 Btu de trabajo podrían efectuarse cuando 1 lbmol de C se quema con 1 lbmol de O₂ a 77 °F y 1 atm en un ambiente en el mismo estado. El trabajo reversible en este caso representa la exergía de los reactivos porque el producto (el CO₂) se encuentra en el estado de los alrededores.

Comentario También se podría determinar el trabajo reversible sin incluir la función de Gibbs empleando la ecuación 15-24:

$$\begin{aligned} W_{\text{rev}} &= \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - T_0\bar{s})_r - \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - T_0\bar{s})_p \\ &= \sum N_r(\bar{h}_f^\circ - T_0\bar{s})_r - \sum N_p(\bar{h}_f^\circ - T_0\bar{s})_p \\ &= N_C(\bar{h}_f^\circ - T_0\bar{s})_C + N_{O_2}(\bar{h}_f^\circ - T_0\bar{s})_{O_2} - N_{CO_2}(\bar{h}_f^\circ - T_0\bar{s})_{CO_2} \end{aligned}$$

Si se sustituyen los valores de la entalpía de formación y de la entropía absoluta se obtiene

$$\begin{aligned} W_{\text{rev}} &= (1 \text{ lbmol C})[0 - (537 \text{ R})(1.36 \text{ Btu/lbmol} \cdot \text{R})] \\ &\quad + (1 \text{ lbmol O}_2)[0 - (537 \text{ R})(49.00 \text{ Btu/lbmol} \cdot \text{R})] \\ &\quad - (1 \text{ lbmol CO}_2)[-169\,300 \text{ Btu/lbmol} - (537 \text{ R})(51.07 \text{ Btu/lbmol} \cdot \text{R})] \\ &= \mathbf{169\,680 \text{ Btu}} \end{aligned}$$

el cual es idéntico al resultado obtenido antes.

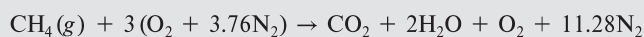
EJEMPLO 15-10 Análisis de combustión adiabática con base en la segunda ley

A una cámara de combustión adiabática de flujo estacionario entra gas metano (CH₄) a 25 °C y 1 atm. Se quema con 50 por ciento de exceso de aire que también entra a 25 °C y 1 atm, como se muestra en la figura 15-32. Suponga que la combustión es completa y determine *a*) la temperatura de los productos, *b*) la generación de entropía y *c*) el trabajo reversible y la destrucción de exergía. Suponga que $T_0 = 298 \text{ K}$ y que los productos salen de la cámara de combustión a una presión de 1 atm.

SOLUCIÓN El metano se quema con exceso de aire en una cámara de combustión de flujo estacionario. Se debe determinar la temperatura del producto, la entropía generada, el trabajo reversible y la exergía destruida.

Suposiciones **1** Existen condiciones de flujo estacionario durante la combustión. **2** El aire y los gases de combustión son gases ideales. **3** Los cambios en las energías cinética y potencial son despreciables. **4** La cámara de combustión es adiabática y por ello no existe transferencia de calor. **5** La combustión es completa.

Análisis *a*) La ecuación balanceada para el proceso de combustión completa con 50 por ciento de exceso de aire es



En condiciones de flujo estacionario, la temperatura de flama adiabática se determina a partir de $H_{\text{prod}} = H_{\text{react}}$, la cual se reduce a

$$\sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p = \sum N_r\bar{h}_{f,r}^\circ = (N\bar{h}_f^\circ)_{\text{CH}_4}$$

puesto que todos los reactivos están en el estado de referencia estándar y $\bar{h}_f^\circ = 0$ para el O₂ y el N₂. Al suponer comportamiento de gas ideal para el aire y para los productos, los valores de \bar{h}_f° y h de diversos componentes a 298 K son los siguientes:

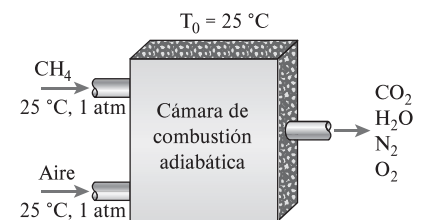


FIGURA 15-32
Esquema para el ejemplo 15-10.

Sustancia	\bar{h}_f° kJ/kmol	$\bar{h}_{298\text{ K}}$ kJ/kmol
CH ₄ (g)	-74 850	—
O ₂	0	8 682
N ₂	0	8 669
H ₂ O(g)	-241 820	9 904
CO ₂	-393 520	9 364

Al sustituir se tiene

$$\begin{aligned}
 & (1 \text{ kmol CO}_2)[(-393\,520 + \bar{h}_{\text{CO}_2} - 9\,364) \text{ kJ/kmol CO}_2] \\
 & + (2 \text{ kmol H}_2\text{O})[(-241\,820 + \bar{h}_{\text{H}_2\text{O}} - 9\,904) \text{ kJ/kmol H}_2\text{O}] \\
 & + (11.28 \text{ kmol N}_2)[(0 + \bar{h}_{\text{N}_2} - 8\,669) \text{ kJ/kmol N}_2] \\
 & + (1 \text{ kmol O}_2)[(0 + \bar{h}_{\text{O}_2} - 8\,682) \text{ kJ/kmol O}_2] \\
 & = (1 \text{ kmol CH}_4)(-74\,850 \text{ kJ/kmol CH}_4)
 \end{aligned}$$

esto produce

$$\bar{h}_{\text{CO}_2} + 2\bar{h}_{\text{H}_2\text{O}} + \bar{h}_{\text{O}_2} + 11.28\bar{h}_{\text{N}_2} = 937\,950 \text{ kJ}$$

Por ensayo y error, se encuentra que la temperatura de los productos es

$$T_{\text{prod}} = 1\,789 \text{ K}$$

b) Tomando en cuenta que la combustión es adiabática, la generación de entropía durante este proceso se obtiene a partir de la ecuación 15-20:

$$S_{\text{gen}} = S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} = \sum N_p \bar{s}_p - \sum N_r \bar{s}_r$$

El CH₄ está a 25 °C y 1 atm, por lo que su entropía absoluta es $\bar{s}_{\text{CH}_4} = 186.16 \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K}$ (Tabla A-26). Los valores de entropía incluidos en las tablas de gas ideal corresponden a una presión de 1 atm. Ambos gases, el aire y los gases producto, están a una presión total de 1 atm, pero las entropías van a calcularse a la presión parcial de las componentes, que es igual a $P_i = y_i P_{\text{total}}$, donde y_i es la fracción molar del componente i . De la ecuación 15-22:

$$S_i = N_i \bar{s}_i(T, P_i) = N_i [\bar{s}_i^\circ(T, P_0) - R_u \ln y_i P_m]$$

Los cálculos de entropía pueden tabularse así:

	N_i	y_i	$\bar{s}_i^\circ(T, 1 \text{ atm})$	$-R_u \ln y_i P_m$	$N_i \bar{s}_i^\circ$
CH ₄	1	1.00	186.16	—	186.16
O ₂	3	0.21	205.04	12.98	654.06
N ₂	11.28	0.79	191.61	1.96	2 183.47
					$S_{\text{react}} = 3\,023.69$
CO ₂	1	0.0654	302.517	22.674	325.19
H ₂ O	2	0.1309	258.957	16.905	551.72
O ₂	3	0.0654	264.471	22.674	287.15
N ₂	11.28	0.7382	247.977	2.524	2 825.65
					$S_{\text{prod}} = 3\,989.71$

Por lo tanto,

$$\begin{aligned}
 S_{\text{gen}} &= S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} = (3\,989.71 - 3\,023.69) \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K CH}_4 \\
 &= 966.0 \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K}
 \end{aligned}$$

c) La destrucción de exergía asociada con este proceso se obtiene de la ecuación 15-23,

$$\begin{aligned} X_{\text{destruida}} &= T_0 S_{\text{gen}} = (298 \text{ K})(966.0 \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K}) \\ &= 288 \text{ MJ/kmol CH}_4 \end{aligned}$$

Esto es, 288 MJ de potencial de trabajo se desperdician durante este proceso de combustión por cada kmol de metano quemado. Este ejemplo muestra que incluso los procesos de combustión completa son altamente irreversibles.

Este proceso no involucra trabajo real. En consecuencia, el trabajo reversible y la exergía destruida son idénticos:

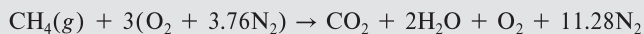
$$W_{\text{rev}} = 288 \text{ MJ/kmol CH}_4$$

Es decir, 288 MJ de trabajo podrían ser hechos durante este proceso, pero esto no se realiza. En vez de eso, se desperdicia todo el potencial de trabajo.

EJEMPLO 15-11 Análisis de combustión isotérmica con base en la segunda ley

A una cámara de combustión de flujo estacionario entra gas metano (CH_4) a 25°C y 1 atm y se quema con 50 por ciento de exceso de aire, el cual también entra a 25°C y 1 atm, como se ilustra en la figura 15-33. Después de la combustión se deja que los productos se enfríen hasta 25°C . Tomando en cuenta que es una combustión completa, determine *a*) la transferencia de calor por kmol de CH_4 , *b*) la generación de entropía y *c*) el trabajo reversible y la destrucción de exergía. Considere que $T_0 = 298 \text{ K}$ y que los productos abandonan la cámara de combustión a una presión de 1 atm.

SOLUCIÓN Éste es el mismo proceso de combustión analizado en el ejemplo 15-10, excepto que los productos de combustión se llevan al estado del medio circundante transfiriéndole calor de los mismos. Por lo tanto, la ecuación de combustión permanece igual:



Parte del agua se condensará a 25°C y la cantidad de vapor de agua que permanece en los productos se determina de (ver ejemplo 15-3)

$$\frac{N_v}{N_{\text{gas}}} = \frac{P_v}{P_{\text{total}}} = \frac{3.1698 \text{ kPa}}{101.325 \text{ kPa}} = 0.03128$$

y

$$N_v = \left(\frac{P_v}{P_{\text{total}}} \right) N_{\text{gas}} = (0.03128)(13.28 + N_v) \rightarrow N_v = 0.43 \text{ kmol}$$

De este modo, 1.57 kmol de H_2O formado quedará en estado líquido y se removerá a 25°C y 1 atm. Cuando se evalúan las presiones parciales de los componentes en los gases producto, las únicas moléculas de agua que necesitan considerarse son aquellas que están en la fase de vapor. Como antes, todos los reactivos y productos gaseosos se tratarán como gases ideales.

a) La transferencia de calor durante este proceso de combustión de flujo estacionario se obtiene a partir del balance de energía de flujo estacionario $E_{\text{salida}} = E_{\text{entrada}}$ en la cámara de combustión,

$$Q_{\text{sal}} + \sum N_p \bar{h}_{f,p}^\circ = \sum N_r \bar{h}_{f,r}^\circ$$

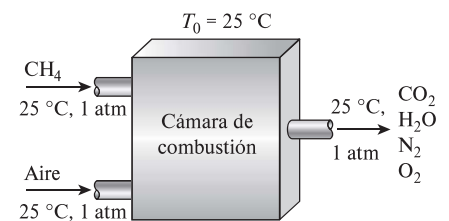


FIGURA 15-33

Esquema para el ejemplo 15-11.

puesto que todos los reactivos y los componentes están en el estado de referencia estándar de 25 °C y la entalpía de los gases ideales depende sólo de la temperatura. Despejando Q_{sal} y sustituyendo los valores de \bar{h}_f° se tiene

$$\begin{aligned} Q_{\text{sal}} &= (1 \text{ kmol CH}_4)(-74\,850 \text{ kJ/kmol CH}_4) \\ &\quad - (1 \text{ kmol CO}_2)(-393\,520 \text{ kJ/kmol CO}_2) \\ &\quad - [0.43 \text{ kmol H}_2\text{O}(g)][-241\,820 \text{ kJ/kmol H}_2\text{O}(g)] \\ &\quad - [1.57 \text{ kmol H}_2\text{O}(l)][-285\,830 \text{ kJ/kmol H}_2\text{O}(l)] \\ &= 871\,400 \text{ kJ/kmol CH}_4 \end{aligned}$$

b) La entropía de los reactivos se evaluó en el ejemplo 15-10 y se determinó que su valor era $S_{\text{react}} = 3\,023.69 \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K CH}_4$. Con un enfoque similar, se determina que la entropía de los productos es la siguiente:

	N_i	y_i	$\bar{s}_i^\circ(T, 1 \text{ atm})$	$-R_u \ln y_i P_m$	$N_i \bar{s}_i^\circ$
H ₂ O(l)	1.57	1.0000	69.92	—	109.77
H ₂ O	0.43	0.0314	188.83	28.77	93.57
CO ₂	1	0.0729	213.80	21.77	235.57
O ₂	1	0.0729	205.04	21.77	325.19
N ₂	11.28	0.8228	191.61	1.62	2 179.63
					$S_{\text{prod}} = 2\,845.35$

Entonces, la generación de entropía total durante este proceso está determinada a partir de un balance de entropía aplicado a un *sistema extendido* que incluye los alrededores inmediatos de la cámara de combustión

$$\begin{aligned} S_{\text{gen}} &= S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} + \frac{Q_{\text{sal}}}{T_{\text{alr}}} \\ &= (2\,845.35 - 3\,023.69) \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K} + \frac{871\,400 \text{ kJ/kmol}}{298 \text{ K}} \\ &= 2\,746 \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K CH}_4 \end{aligned}$$

c) La destrucción de exergía y el trabajo reversible asociado con este proceso se determina de

$$\begin{aligned} X_{\text{destruida}} &= T_0 S_{\text{gen}} = (298 \text{ K})(2\,746 \text{ kJ/kmol} \cdot \text{K}) \\ &= 818 \text{ MJ/kmol CH}_4 \end{aligned}$$

y

$$W_{\text{rev}} = X_{\text{destruida}} = 818 \text{ MJ/kmol CH}_4$$

puesto que este proceso no involucra trabajo real. En consecuencia, 818 MJ de trabajo podrían haberse realizado durante este proceso, pero no fue así. En vez de ello, todo el potencial de trabajo se desperdició. El trabajo reversible en este caso representa la energía de los reactivos antes de que comience la reacción, porque los productos están en equilibrio con los alrededores, es decir, están en el estado muerto.

Comentario Advierta que, por simplicidad, se calculó la entropía de los gases producto antes de que entraran realmente a la atmósfera y se mezclaran con los gases atmosféricos. Un análisis más completo consideraría la composición de la atmósfera y la mezcla de los gases producto con los gases en la atmósfera, formando una mezcla homogénea. Habrá generación de entropía adicional durante este proceso de mezclado, y por ende también potencial de trabajo desperdiciado adicional.

TEMA DE INTERÉS ESPECIAL*

Celdas de combustible

Combustibles como el metano se queman comúnmente para producir la energía térmica a temperaturas altas que emplean las máquinas térmicas. Sin embargo, una comparación de los trabajos reversibles obtenidos en los dos últimos ejemplos revela que la energía de los reactivos (818 MJ/kmol de CH_4) disminuye en 288 MJ/kmol como un resultado tan sólo del proceso de combustión adiabática irreversible. Es decir, la exergía de los gases de combustión calientes al final del proceso de combustión adiabática es $818 - 288 = 530$ MJ/kmol CH_4 . En otras palabras, el potencial de trabajo de los gases de combustión calientes es aproximadamente 65 por ciento del potencial de trabajo de los reactivos. Parece que cuando el metano se quema, 35 por ciento del potencial de trabajo se pierde, aun antes de empezar a usar la energía térmica (Fig. 15-34).

Así, la segunda ley de la termodinámica sugiere que debe existir una mejor manera de convertir la energía química en trabajo. La mejor manera es, por supuesto, la menos irreversible, es decir, el caso reversible. En reacciones químicas, la irreversibilidad se debe al intercambio incontrolado de electrones entre los componentes reactivos. El intercambio de electrones puede controlarse al sustituir la cámara de combustión por celdas electrolíticas, como las baterías de automóvil. (Esto es análogo a reemplazar la expansión libre de un gas en sistemas mecánicos por expansión controlada.) En las celdas electrolíticas, los electrones se intercambian mediante alambres conductores conectados a una carga, y la energía química se convierte directamente en energía eléctrica. Los dispositivos de conversión de energía que trabajan con base en este principio se llaman **celdas de combustible**. Las celdas de combustible no son máquinas térmicas y, por lo tanto, sus eficiencias no están limitadas por la eficiencia de Carnot. Las celdas convierten energía química en energía eléctrica, esencialmente en una forma isotérmica.

Una celda de combustible funciona como una batería, excepto que produce su propia electricidad al combinar electroquímicamente, sin combustión, un combustible con oxígeno en una celda y desecha el calor residual. Una celda de combustible consta de dos electrodos separados por un electrolito como un óxido sólido, ácido fosfórico o carbonato fundido. La potencia eléctrica generada por una sola celda de combustible generalmente es demasiado pequeña para tener algún uso práctico. En consecuencia, las celdas de combustible por lo general son apiladas en aplicaciones prácticas. Este agrupamiento modular brinda a las celdas de combustible considerable flexibilidad en aplicaciones: el mismo diseño puede emplearse para generar una pequeña cantidad de potencia para una estación de interrupción remota o una gran cantidad de potencia para suministrar electricidad a toda una ciudad. Por ende, las celdas de combustible se denominan los "microchips de la industria energética".

La operación de una celda de combustible de hidrógeno-oxígeno se ilustra en la figura 15-35. El hidrógeno se ioniza en la superficie del ánodo, y los iones de hidrógeno fluyen a través del electrolito hacia el cátodo. Hay una diferencia de potencial entre el ánodo y el cátodo, y los electrones libres fluyen del ánodo al cátodo por un circuito externo (como un generador o un motor). Los iones de hidrógeno se combinan con oxígeno y con los electrones libres en la superficie del cátodo y forman agua. Por ende, las celdas de combustible operan como un sistema de electrolisis que trabaja en reversa. En operación estacionaria, el hidrógeno y el oxígeno entran continuamente en la celda de combustible como reactivos, y

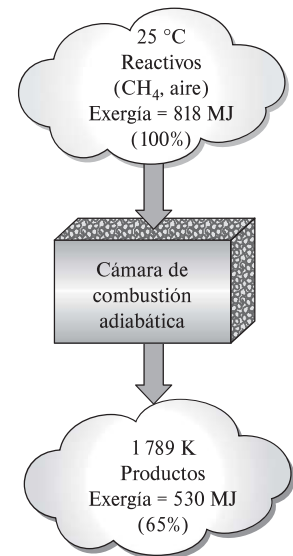


FIGURA 15-34

La disponibilidad del metano disminuye 35 por ciento como resultado de un proceso de combustión irreversible.

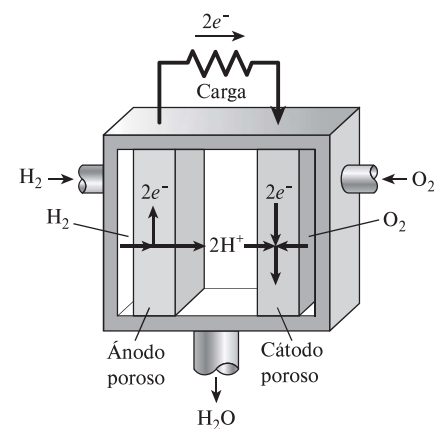


FIGURA 15-35

La operación de una celda de combustible de hidrógeno-oxígeno.

* Esta sección puede omitirse sin pérdida de continuidad.

el agua sale como el producto. Así, el escape de la celda de combustible tiene la calidad del agua potable.

La celda de combustible fue inventada por William Groves en 1839, mas no recibió atención seria hasta 1960, cuando se la utilizó para producir electricidad y agua para las naves espaciales *Géminis* y *Apolo*. En la actualidad se emplean para el mismo propósito en las misiones de los transbordadores espaciales. A pesar de efectos irreversibles, como la resistencia interna al flujo de electrones, las celdas de combustible tienen un gran potencial para eficiencias de conversión más altas. Hoy día las celdas de combustible están disponibles comercialmente, pero sólo son competitivas en algunos mercados debido a su elevado costo. Las celdas de combustible producen eficiente y silenciosamente potencial eléctrico de gran calidad, mientras que generan bajas emisiones mediante el uso de diversos combustibles como el hidrógeno, el gas natural, el propano y el biogás. Recientemente se han instalado muchas celdas de combustible para generar electricidad. Por ejemplo, una estación de policía remota en el Parque Central de Nueva York es alimentada por una celda de combustible de ácido fosfórico de 200 kW, con una eficiencia de 40 por ciento, con emisiones insignificantes (emite 1 ppm de NO_x y 5 ppm de CO).

Los sistemas de potencia híbridos (HPS, por sus siglas en inglés, *hybrid power systems*) que combinan celdas de combustible de gran temperatura y las turbinas de gas, tienen el potencial para una muy alta eficiencia al convertir gas natural (o incluso carbón) en electricidad. Además, algunos fabricantes de automóviles están planeando introducir automóviles alimentados con motores que contengan celdas de combustible y, por ende, más que duplicar la eficiencia que iría desde menos de 30 por ciento para los motores de gasolina hasta más de un 60 por ciento para las celdas de combustible. Los principales fabricantes de automóviles están llevando a cabo intensos programas de investigación y desarrollo para hacer que los automóviles con celdas de combustible sean económicos y comercialmente disponibles en el futuro cercano.

RESUMEN

Cualquier material que pueda quemarse para liberar energía recibe el nombre de *combustible*. A la reacción química durante la cual un combustible se oxida y se libera una gran cantidad de energía se le conoce como *combustión*. El oxidante empleado con mayor frecuencia en los procesos de combustión es el aire. El aire seco se modela como una mezcla de 21 por ciento de oxígeno y 79 por ciento de nitrógeno, a base molar. Por lo tanto,



Durante un proceso de combustión, los componentes que existen antes de la reacción reciben el nombre de *reactivos*, y los componentes que existen después de la reacción se denominan *productos*. Las ecuaciones químicas se balancean con base en el *principio de la conservación de la masa*, el cual establece que la masa total de cada elemento se conserva durante una reacción química. La relación entre la masa del aire y la masa del combustible durante un proceso de combustión se denomina *relación aire-combustible*, AC:

$$\text{AC} = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{comb}}}$$

donde $m_{\text{aire}} = (NM)_{\text{aire}}$ y $m_{\text{combustible}} = \sum(N_i M_i)_{\text{combustible}}$.

Un proceso de combustión es *completo* si todo el carbono en el combustible se convierte en CO_2 , todo el hidrógeno en H_2O y todo el azufre (si lo hubiere) en SO_2 . La cantidad mínima de aire necesaria para la combustión completa de un combustible se denomina *aire estequiométrico* o *teórico*. El aire teórico también se conoce como la cantidad de aire químicamente correcta o 100 por ciento de aire teórico. El proceso de combustión ideal durante el cual un combustible se quema completamente con aire teórico se llama *combustión estequiométrica* o *teórica* de ese combustible. El aire remanente de la cantidad estequiométrica se denomina *exceso de aire*. La cantidad de exceso de aire suele expresarse en términos de aire estequiométrico como *exceso de aire porcentual* o *aire teórico porcentual*.

Durante una reacción química, algunos enlaces químicos se rompen y otros se forman. Por ello, un proceso que incluye reacciones químicas implicará cambios en las energías químicas. Debido al cambio en la composición, es necesario contar con un *estado de referencia estándar* para todas las sustancias, el cual se ha establecido en 25 °C (77 °F) y 1 atm.

A la diferencia entre la entalpía de los productos en un estado especificado y la entalpía de los reactivos en el mismo estado en una reacción completa, se le denomina entalpía de reacción h_R .

En procesos de combustión, a la entalpía de reacción se la conoce como entalpía de combustión h_C , que representa la cantidad de calor liberado durante el proceso de combustión de flujo estacionario cuando 1 kmol (o 1 kg) de combustible se quema completamente a una temperatura y presión especificadas. La entalpía de una sustancia en un estado especificado debida a su composición química recibe el nombre de *entalpía de formación* \bar{h}_f . A la entalpía de formación de todos los elementos estables se le asigna valor cero en el estado de referencia estándar de 25 °C y 1 atm. El *poder calorífico* de un combustible se ha definido como la cantidad de energía liberada cuando un combustible se quema completamente en un proceso de flujo estacionario y los productos se regresan al estado de los reactivos. El poder calorífico de un combustible es igual al valor absoluto de la entalpía de combustión del combustible:

$$\text{Poder calorífico} = |h_C| \quad (\text{kJ/kg de combustible})$$

Tomando la transferencia de calor *hacia* el sistema y el trabajo realizado *por* el sistema como cantidades positivas, la relación de conservación de energía para sistemas de flujo estacionario químicamente reactivos se expresa por unidad de mol de combustible como

$$Q - W = \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p - \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_r$$

donde el superíndice $^\circ$ representa propiedades en el estado de referencia estándar de 25 °C y 1 atm. Para un sistema cerrado, sería

$$Q - W = \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v})_p - \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - P\bar{v})_r$$

Los términos $P\bar{v}$ son insignificantes para sólidos y líquidos y pueden sustituirse por $R_u T$ para gases que se comportan como gases ideales.

En la ausencia de cualquier pérdida de calor hacia los alrededores ($Q = 0$), la temperatura de los productos alcanzará un máximo que se denomina *temperatura de flama adiabática* de la reacción. La temperatura de flama adiabática de un proceso de combustión de flujo estacionario se determina de acuerdo con $H_{\text{prod}} = H_{\text{react}}$ o

$$\sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_p = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ)_r$$

Tomando la dirección positiva de la transferencia de calor *hacia* el sistema, la relación de balance de entropía se expresa, para un *sistema cerrado* o una *cámara de combustión de flujo estacionario*, como

$$\sum \frac{Q_k}{T_k} + S_{\text{gen}} = S_{\text{prod}} - S_{\text{react}}$$

Para un *proceso adiabático* se reduce a

$$S_{\text{gen, adiabático}} = S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} \geq 0$$

La *tercera ley de la termodinámica* establece que la entropía de una sustancia cristalina pura a la temperatura del cero absoluto es cero. La tercera ley proporciona una base común para la entropía de todas las sustancias, y los valores de entropía relativos a esta base se denominan *entropía absoluta*. Las tablas de gases ideales incluyen los valores de entropía absoluta sobre un amplio intervalo de temperaturas, pero a una presión fija de $P_0 = 1$ atm. Los valores de entropía absoluta a otras presiones P para cualquier temperatura T se determinan de

$$\bar{s}(T, P) = \bar{s}^\circ(T, P_0) - R_u \ln \frac{P}{P_0}$$

Para el componente i de una mezcla de gases ideales, esta relación puede escribirse como:

$$\bar{s}_i(T, P_i) = \bar{s}_i^\circ(T, P_0) - R_u \ln \frac{y_i P_m}{P_0}$$

donde P_i es la presión parcial, y_i es la fracción molar del componente y P_m es la presión total de la mezcla en atmósferas.

La *destrucción de exergía* y el *trabajo reversible* asociados con una reacción química se encuentran a partir de

$$X_{\text{destruida}} = W_{\text{rev}} - W_{\text{act}} = T_0 S_{\text{gen}}$$

y

$$W_{\text{rev}} = \sum N_r(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - T_0 \bar{s})_r - \sum N_p(\bar{h}_f^\circ + \bar{h} - \bar{h}^\circ - T_0 \bar{s})_p$$

Cuando los reactivos así como los productos están a la temperatura de los alrededores T_0 , el trabajo reversible puede expresarse en términos de las funciones de Gibbs como

$$W_{\text{rev}} = \sum N_r(\bar{g}_f^\circ + \bar{g}_{T_0} - \bar{g}^\circ)_r - \sum N_p(\bar{g}_f^\circ + \bar{g}_{T_0} - \bar{g}^\circ)_p$$

REFERENCIAS Y LECTURAS RECOMENDADAS

1. S. W. Angrist, *Direct Energy Conversion*, 4a. ed., Boston, Mass., Allyn and Bacon, 1982.
2. I. Glassman, *Combustion*, Nueva York, Academic Press, 1977.
3. R. Strehlow, *Fundamentals of Combustion*, Scranton, Filadelfia, International Textbook Co., 1968.

PROBLEMAS*

Combustibles y combustión

15-1C ¿Cuáles son las composiciones químicas aproximadas de la gasolina, el diésel y el gas natural?

15-2C ¿Cómo afecta la presencia de N_2 en el aire al resultado de un proceso de combustión?

15-3C ¿Se conserva el número de átomos de cada elemento durante una reacción química? ¿Y el número total de moles?

15-4C ¿Qué es la relación aire-combustible? ¿Cómo se relaciona con la relación combustible-aire?

15-5C ¿La relación aire-combustible expresada en forma molar es idéntica a la relación aire-combustible expresada en forma de masa?

15-6C ¿Cómo afecta la presencia de humedad en el aire al resultado de un proceso de combustión?

15-7C ¿Qué representa la temperatura de rocío de los gases producto? ¿Cómo se determina?

15-8 Las cantidades mínimas de azufre (S) presentes en el carbón se queman en la presencia de oxígeno diatómico (O_2) para formar dióxido de azufre (SO_2). Determine la masa mínima de oxígeno requerida en la reacción y la masa de dióxido de azufre en los productos cuando se quema 1 kg de azufre.

15-9E Se quema metano (CH_4) en la presencia de oxígeno diatómico. Los productos de combustión consisten en vapor de agua y gas de dióxido de carbono. Determine la masa del vapor de agua generado cuando se quema 1 lbm de metano.

Respuesta: 2.25 lbm de H_2O /lbm de combustible.

Procesos de combustión teórico y real

15-10C ¿La combustión completa y la teórica son idénticas? Si no, ¿en qué se distinguen?

15-11C ¿Qué representa el 100 por ciento de aire teórico?

15-12C Considere un combustible que se quema con *a*) 130 por ciento del aire teórico y *b*) 70 por ciento de exceso de aire. ¿En qué caso se quema el combustible con más aire?

15-13C ¿Cuáles son las causas de la combustión incompleta?

15-14C ¿Qué es más probable encontrar en los productos de una combustión incompleta de un combustible de hidrocarburos, CO u OH? ¿Por qué?

15-15 Se quema metano (CH_4) con una cantidad estequiométrica de aire durante un proceso de combustión. Suponiendo una combustión completa, determine las relaciones aire-combustible y combustible-aire.

15-16 Se quema acetileno (C_2H_2) con una cantidad estequiométrica de aire durante un proceso de combustión. Suponiendo

que la combustión es completa, determine la relación aire combustible en base de masa y en base molar.

15-17 Se quema *n*-butano (C_4H_{10}) con la cantidad estequiométrica de oxígeno. Determine la fracción másica de cada producto. También calcule la masa de dióxido de carbono en los productos y la masa de aire requerida por unidad de masa de combustible quemado.

15-18 Se quema *n*-octano (C_8H_{18}) con la cantidad estequiométrica de oxígeno. Calcule las fracciones másicas de cada uno de los productos y la masa de agua en los productos por unidad de masa de combustible quemado.

15-19 Se quema propano (C_3H_8) con 75 por ciento de exceso de aire durante un proceso de combustión. Suponiendo que la combustión es completa, determine la relación aire-combustible. *Respuesta:* 27.5 kg aire/kg combustible

15-20 Se quema propano (C_3H_8) con 30 por ciento de exceso de aire. Determine las fracciones molares de cada uno de los productos. También, calcule la masa de agua en los productos por unidad de masa del combustible y la relación aire-combustible.

15-21 En una cámara de combustión se quema etano (C_2H_6) a razón de 8 kg/h con aire que entra en la cámara de combustión a razón de 176 kg/h. Determine el porcentaje de exceso de aire utilizado durante este proceso. *Respuesta:* 37 por ciento

15-22 Se quema alcohol metílico (CH_3OH) con la cantidad estequiométrica de aire. Calcule las fracciones molares de cada uno de los productos y la masa molar aparente del gas producto. También, calcule la masa de agua en los productos por unidad de masa del combustible quemado. *Respuestas:* 0.116 (CO_2), 0.231 (H_2O), 0.653 (N_2), 27.5 kg/kmol, 1.13 kg H_2O /kg combustible

15-23E Se quema etileno (C_2H_4) con 175 por ciento del aire teórico durante un proceso de combustión. Suponiendo combustión completa y una presión total de 14.5 psia, determine *a*) la relación aire-combustible y *b*) la temperatura de punto de rocío de los productos. *Respuestas:* *a*) 25.9 lbm aire/lbm combustible, *b*) 105 °F

15-24 Se quema etano (C_2H_6) con 20 por ciento de exceso de aire durante un proceso de combustión. Suponiendo combustión completa y una presión total de 100 kPa, determine *a*) la relación aire-combustible y *b*) la temperatura de punto de rocío de los productos.

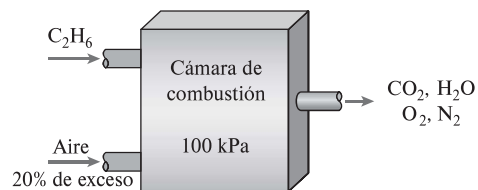



FIGURA P15-24

15-25 Se quema octano (C_8H_{18}) con 250 por ciento de aire teórico, que entra en la cámara de combustión a 25 °C. Suponiendo combustión completa y una presión total de 1 atm, determine

* Los problemas marcados con "C" son preguntas de concepto, y se exhorta a los alumnos a contestarlas todas. Los problemas marcados con una "E" están en unidades inglesas, y quienes utilizan unidades SI pueden ignorarlos. Los problemas con un ícono  son extensos y se recomienda emplear un software apropiado para resolverlos.

a) la relación aire-combustible y b) la temperatura de rocío de los productos.

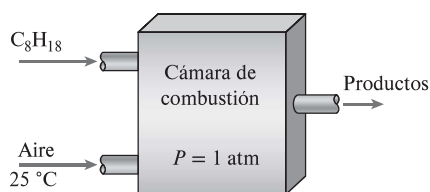


FIGURA P15-25

15-26 Se quema butano (C_4H_{10}) en 200 por ciento de aire teórico. Para combustión completa, ¿cuántas kmol de agua deben rociarse en la cámara de combustión por kmol de combustible para que los productos de combustión tengan una temperatura de punto de rocío de $60^\circ C$ cuando la presión de los productos es de 100 kPa?


15-27 Una mezcla de combustible de 60 por ciento de masa de metano (CH_4) y 40 por ciento de masa de etanol (C_2H_6O) se quema por completo con aire teórico. Si la tasa de flujo total del combustible es 10 kg/s, determine la tasa de flujo requerida del aire. *Respuesta:* 139 kg/s

15-28 Se quema un kmol de etano (C_2H_6) con una cantidad desconocida de aire durante un proceso de combustión. Un análisis de los productos de combustión revela que la combustión es completa, y hay 3 kmol de O_2 libre en los productos. Determine a) la relación aire-combustible y b) el porcentaje de aire teórico utilizado durante este proceso.

15-29 Cierta gas natural tiene el siguiente análisis volumétrico: 65 por ciento de CH_4 , 8 por ciento de H_2 , 18 por ciento de N_2 , 3 por ciento de O_2 , y 6 por ciento de CO_2 . Luego se quema este gas por completo con la cantidad estequiométrica de aire seco. ¿Cuál es la relación aire-combustible en este proceso de combustión?

15-30 Repita el problema 15-29 reemplazando el aire seco con aire húmedo que entra a la cámara de combustión a $25^\circ C$, 1 atm, y 85 por ciento de humedad relativa.

15-31 Un combustible gaseoso con un análisis volumétrico de 45 por ciento de CH_4 , 35 por ciento de H_2 y 20 por ciento de N_2 se quema por completo con 130 por ciento de aire teórico. Determine a) la relación aire-combustible y b) la fracción de vapor de agua que condensaría si los gases del producto se enfriaran a $25^\circ C$ a 1 atm. *Respuestas:* a) 14.0 kg aire/kg combustible, b) 83.6 por ciento

15-32  Reconsidere el problema 15-31, y con un software apropiado, estudie los efectos de variar los porcentajes de CH_4 , H_2 y N_2 que constituyen el combustible y la temperatura de los gases del producto en el rango de 5 a $85^\circ C$.

15-33 Se quema metano (CH_4) con aire seco. El análisis de los productos en base seca es de 5.20 por ciento de CO_2 , 0.33 por ciento de CO , 11.24 por ciento de O_2 y 83.23 por ciento de N_2 . Determine a) la relación aire-combustible y b) el porcentaje usado del aire teórico. *Respuestas:* a) 34.5 kg aire/kg combustible, b) 200 por ciento

15-34 El mezclador de combustible de un quemador de gas natural mezcla metano (CH_4) con aire para formar una mezcla de combustible a la salida. Determine las tasas de flujo másico en las dos entradas necesarias para producir 0.5 kg/s de una mezcla ideal de combustión a la salida.

15-35 Se quema *n*-octano (C_8H_{18}) con 60 por ciento de exceso de aire, y 15 por ciento del carbono en el combustible forma monóxido de carbono. Calcule las fracciones molares de los productos y la temperatura de punto de rocío del vapor de agua en los productos cuando éstos están a una presión de 1 atm.

Respuestas: 0.0678 (CO_2), 0.0120 (CO), 0.0897 (H_2O), 0.0808 (O_2), 0.7498 (N_2), $44.0^\circ C$

15-36 Se quema alcohol metílico (CH_3OH) con 50 por ciento de exceso de aire. La combustión es incompleta y el 10 por ciento del carbono en el combustible forma monóxido de carbono. Calcule la fracción molar del monóxido de carbono y el peso molecular aparente de los productos.

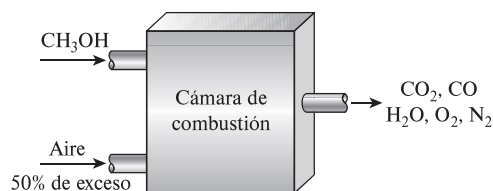


FIGURA P15-36

15-37 Determine la relación combustible-aire cuando un carbón de Colorado tiene un análisis final (basado en masa) de 79.61 de C, 4.66 por ciento de H_2 , 4.76 por ciento de O_2 , 1.83 por ciento de N_2 , 0.52 por ciento de S, y 8.62 por ciento de ceniza (incombustible), se quema con 50 por ciento de exceso de aire. *Respuesta:* 0.0576 kg combustible/kg aire

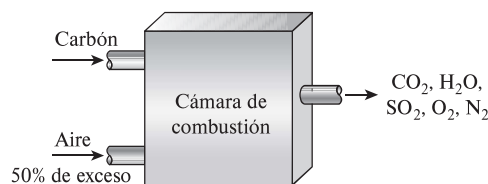


FIGURA P15-37

15-38 Un carbón de Utah tiene un análisis final (basado en masa) de 61.40 por ciento de C, 5.79 por ciento de H_2 , 25.31 por ciento de O_2 , 1.09 por ciento de N_2 , 1.41 por ciento de S, 5.00 por ciento de cenizas (incombustibles) con la cantidad estequiométrica de aire, pero la combustión es incompleta, y el 5 por ciento del carbono en el combustible se convierte en monóxido de carbono. Calcule la fracción másica y el peso molecular aparente de los productos y la masa de aire requerida por unidad de masa de combustible quemado.

15-39 Se quema alcohol metílico (CH_3OH) con 100 por ciento de exceso de aire. Durante el proceso de combustión el 60 por ciento del carbono en el combustible se convierte en CO_2 y 40 por ciento se convierte en CO . Escriba la ecuación balanceada de la reacción y determine la relación aire-combustible.

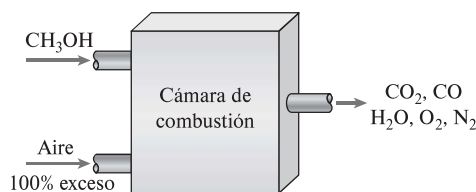


FIGURA P15-39

Entalpía de formación y entalpía de combustión

15-40C ¿Qué es la entalpía de combustión? ¿Cómo se distingue de la entalpía de reacción?

15-41C ¿Qué es la entalpía de formación? ¿Cómo se distingue de la entalpía de combustión?

15-42C ¿Cuándo son idénticas la entalpía de formación y la entalpía de combustión?


15-43C ¿Cambia la entalpía de formación de una sustancia con la temperatura?

15-44C ¿Qué son los poderes caloríficos superior e inferior de un combustible? ¿En qué se distinguen? ¿Cómo se relaciona el poder calorífico de un combustible con su entalpía de combustión?

15-45 Calcule los poderes caloríficos superior e inferior de un carbón de Utah que tiene un análisis final (basado en masa) de 61.40 por ciento de C, 5.79 por ciento de H₂, 25.31 por ciento de O₂, 1.09 por ciento de N₂, 1.41 por ciento de S, y 5.00 por ciento de cenizas (incombustibles). La entalpía de formación del SO₂ es -297 100 kJ/kmol.

Respuestas: 30 000 kJ/kg, 28 700 kJ/kg

15-46 Determine la entalpía de combustión del metano (CH₄) a 25 °C y 1 atm, usando los datos de entalpía de formación de la tabla A-26. Suponga que el agua en los productos está en forma líquida. Compare su resultado con el valor listado en la tabla A-27. Respuesta: -890 330 kJ/kmol

15-47  Reconsidere el problema 15-46. Usando un software apropiado, estudie el efecto de la temperatura en la entalpía de combustión. Grafique la entalpía de combustión como función de la temperatura dentro del rango de 25 a 600 °C.

15-48 Repita el problema 15-46 para etano gaseoso (C₂H₆).

15-49 Repita el problema 15-46 para octano líquido (C₈H₁₈).

15-50 Se quema etano (C₂H₆) a presión atmosférica con la cantidad estequiométrica de aire como el oxidante. Determine el calor rechazado, en kJ/kmol combustible, cuando los productos y los reactivos están a 25 °C y el agua aparece en los productos como vapor.

15-51 Reconsidere el problema 15-50. ¿Cuál es la presión mínima de los productos necesaria para asegurarse de que el agua aparecerá en forma de vapor en los productos?

15-52 Calcule el PCS y el PSI de *n*-octano gaseoso (C₈H₁₈). Compare sus resultados con los valores que aparecen en la tabla A-27.

Análisis de sistemas reactivos con base en la primera ley

15-53C Considere un proceso de combustión completa durante el cual tanto los reactivos como los productos se mantienen en el mismo estado. La combustión se lleva a cabo con *a*) 100 por ciento de aire teórico, *b*) 200 por ciento de aire teórico y *c*) la cantidad químicamente correcta de oxígeno puro. ¿En qué caso será máxima la cantidad de transferencia de calor? Explique.

15-54C Considere un proceso de combustión completa durante el cual los reactivos entran a la cámara de combustión a 20 °C y los productos salen a 700 °C. La combustión se lleva a cabo con *a*) 100 por ciento de aire teórico, *b*) 200 por ciento de aire teórico y *c*) la cantidad químicamente correcta de oxígeno puro. ¿En qué caso será mínima la cantidad de transferencia de calor? Explique.

15-55C Deduzca una relación de balance de energía para un sistema reactivo cerrado que experimenta un proceso de expansión o compresión de cuasiequilibrio a presión constante.

15-56 Propano líquido (C₃H₈) entra a una cámara de combustión a 25 °C a razón de 1.2 kg/min donde se mezcla y quema con 150 por ciento de exceso de aire que entra a la cámara de combustión a 12 °C. Si la combustión es completa y la temperatura de salida de los gases de combustión es de 1 200 K, determine *a*) el flujo másico del aire y *b*) la razón de la transferencia de calor de la cámara de combustión.

Respuestas: *a*) 47.1 kg/min, *b*) 5 194 kJ/min

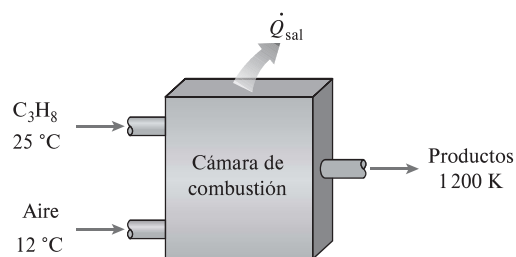


FIGURA P15-56

15-57E Se quema octano líquido (C₈H₁₈) a 77 °F por completo durante un proceso de combustión de flujo estacionario con 180 por ciento de aire teórico que entra a la cámara de combustión a 77 °F. Si los productos salen a 2 500 R, determine *a*) la relación aire-combustible y *b*) la transferencia de calor de la cámara de combustión durante este proceso.

15-58 Se quema propano (C₃H₈) en un calentador ambiental con 50 por ciento de exceso de aire. El combustible y el aire entran al calentador de manera estacionaria a 1 atm y 17 °C, mientras que los productos de combustión salen a 1 atm y 97 °C. Calcule el calor transferido en este calentador, en kJ/kmol de combustible. Respuesta: 1 953 000 kJ/kmol de combustible

15-59 Se quema propano (C₃H₈) con una relación aire-combustible de 25 en un horno de calentamiento a presión atmosférica. Determine la transferencia térmica por kilogramo de combustible quemado cuando la temperatura de los productos es tal que el agua líquida apenas comienza a formarse en los productos.

15-60 Se quema gas benceno (C₆H₆) a 25 °C durante un proceso de combustión de flujo estacionario con 95 por ciento de

aire teórico que entra a la cámara de combustión a 25 °C. Todo el hidrógeno que contiene el combustible se quema y se convierte en H₂O, pero una parte del carbono se quema y se convierte en CO. Si los productos salen a 1 000 K, determine a) la fracción molar del CO en los productos y b) la transferencia de calor de la cámara de combustión durante este proceso.

Respuestas: a) 2.1 por ciento, b) 2 113 MJ/kmol C₆H₆

15-61 Se quema etano gaseoso (C₂H₆) a 25 °C en una cámara de combustión de flujo estacionario a razón de 5 kg/h con la cantidad estequiométrica de aire, que se precalienta a 500 K antes de que entre a la cámara de combustión. Un análisis de los gases de combustión revela que todo el hidrógeno que contiene el combustible se quema y se transforma en H₂O, pero sólo el 95 por ciento del carbono se quema y se transforma en CO₂, el 5 por ciento restante forma CO. Si los productos salen de la cámara de combustión a 800 K, determine la tasa de transferencia de calor de la cámara de combustión. Respuesta: 200 MJ/h

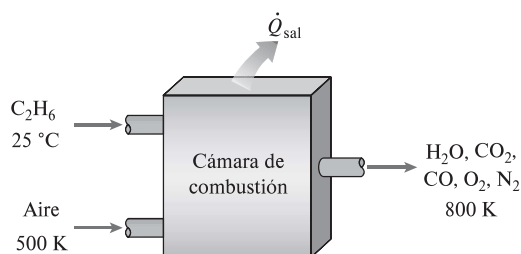



FIGURA P15-61

15-62 Un carbón de Texas que tiene un análisis final (en masa) de 39.25 por ciento de C, 6.93 por ciento de H₂, 41.11 por ciento de O₂, 0.72 por ciento de N₂, 0.79 por ciento de S y 11.20 por ciento de cenizas (no combustibles) se quema estacionariamente con 40 por ciento de exceso de aire en una caldera de una planta termoeléctrica. El carbón y el aire entran a esta caldera en condiciones estándar y los productos de combustión en la chimenea están a 127 °C. Calcule la transferencia de calor, en kJ/kg de combustible, en esta caldera. Incluya el efecto del azufre que aparece en el análisis de energía observando que el dióxido de azufre tiene una entalpia de formación de -297 100 kJ/kmol y un calor específico promedio a presión constante de $c_p = 41.7$ kJ/kmol·K.

15-63 Gas octano (C₈H₁₈) a 25 °C se quema estacionariamente con 80 por ciento de exceso de aire a 25 °C, 1 atm y 40 por ciento de humedad relativa. Suponiendo que la combustión es completa y que los productos salen de la cámara de combustión a 1 000 K, determine la transferencia de calor durante este proceso por unidad de masa de octano.

15-64  Reconsidere el problema 15-63, y con un software apropiado investigue el efecto de la cantidad de exceso de aire en la transferencia de calor del proceso de combustión. Haga variar el exceso de aire de 0 a 200 por ciento. Grafique la transferencia de calor contra el exceso de aire y explique los resultados.

15-65 Alcohol etílico líquido [C₂H₅OH(l)] a 25 °C se quema en una cámara de combustión de flujo estable con 40 por ciento de exceso de aire que también entra a 25 °C. Los productos sa-

len de la cámara a 600 K. Suponiendo que la combustión es completa, determine el flujo volumétrico de alcohol etílico requerido, para suministrar calor a razón de 2 000 kJ/s. A 25 °C, la densidad del alcohol etílico líquido es de 790 kg/m³, el calor específico a una presión constante es de 114.08 kJ/mol·K, y la entalpia de vaporización es de 42 340 kJ/kmol.

Respuesta: 6.81 L/min

15-66 Se quema propano gaseoso (C₃H₈) en un proceso a presión constante de flujo estacionario a 100 kPa con 200 por ciento de aire teórico. Durante el proceso de combustión, el 90 por ciento del carbono que contiene el combustible se convierte en CO₂ y el 10 por ciento se convierte en CO. Determine

- la ecuación de combustión balanceada,
- la temperatura de punto de rocío de los productos, en °C, y
- la transferencia de calor de la cámara de combustión, en kJ, después de que se queman 100 kmol de combustible cuando los reactivos entran a la cámara de combustión a 25 °C y los productos se enfrían a 25 °C.

	\bar{h}_f° , kJ/kmol
C ₃ H ₈ (g)	-103 850
CO ₂	-393 520
CO	-110 530
H ₂ O(g)	-241 820
H ₂ O(l)	-285 830


115-67 Una mezcla gaseosa de combustible, que es 40 por ciento de propano (C₃H₈) y 60 por ciento de metano (CH₄) por volumen, se mezcla con la cantidad teórica de aire seco, y se quema en un proceso de flujo uniforme y presión constante, a 100 kPa. Tanto el combustible como el aire entran a la cámara de combustión a 298 K, y experimentan un proceso de combustión completa. Los productos salen de la cámara de combustión a 398 K. Determine

- la ecuación de combustión balanceada,
- la cantidad de vapor de agua condensado de los productos, y
- el flujo necesario de aire en kg/h cuando el proceso de combustión produce una salida de transferencia térmica de 97 000 kJ/h.

	\bar{h}_f° , kJ/kmol	M , kJ/kmol	\bar{c}_p , kJ/kmol·K
C ₃ H ₈ (g)	-103 850	44	
CH ₄ (g)	-74 850	16	
CO ₂	-393 520	44	41.16
CO	-110 530	28	26.21
H ₂ O(g)	-241 820	18	34.28
H ₂ O(l)	-285 830	18	75.24
O ₂		32	30.14
N ₂		28	29.17

Respuesta: c) 34.4 kg/h

15-68 Un recipiente de volumen constante contiene una mezcla de 120 g de gas metano (CH₄) y 600 g de O₂ a 25 °C y 200 kPa. El contenido del recipiente se enciende ahora y el gas metano se quema por completo. Si la temperatura final es de 1 200 K, determine a) la presión final en el recipiente y b) la transferencia de calor durante este proceso.

15-69  Reconsidere el problema 15-68, y con un software apropiado, investigue el efecto de la temperatura final en la presión final y la transferencia de calor durante el proceso de combustión. Haga variar la temperatura final de 500 a 1 500 K. Grafique la presión final y la transferencia de calor contra la temperatura final y explique los resultados.

15-70 Una cámara de combustión cerrada está diseñada para mantener una presión constante de 300 kPa durante un proceso de combustión. La cámara de combustión tiene un volumen inicial de 0.5 m^3 y contiene una mezcla estequiométrica de gas octano (C_8H_{18}) y aire a 25°C . La mezcla se enciende y se observa que los gases del producto están a 1 000 K al final del proceso de combustión. Suponiendo una combustión completa y tratando tanto a los reactivos como a los productos como gases ideales, determine la transferencia de calor de la cámara de combustión durante este proceso. *Respuesta:* 3 610 kJ

15-71 Para suministrar aire caliente a una casa, un horno de gas de alta eficiencia quema propano gaseoso (C_3H_8) con una eficiencia de combustión de 96 por ciento. Tanto el combustible como el 140 por ciento del aire teórico entran a la cámara de combustión a 25°C y 100 kPa, y la combustión es completa. Como éste es un horno de alta eficiencia, los productos de combustión se enfrían a 25°C y 100 kPa antes de salir del horno. Para mantener la casa a la temperatura deseada, se necesita una tasa de transferencia de calor de 25 000 kJ/h del horno. Determine el volumen de agua condensada de los gases de combustión por día. *Respuesta:* 6.86 L/día

15-72E Un tanque de volumen constante contiene una mezcla de 1 lbmol de gas benceno (C_6H_6) y 60 por ciento de exceso de aire a 77°F y 1 atm. Luego se enciende el contenido del tanque, y todo el hidrógeno que contiene el combustible se quema y se transforma en H_2O , pero sólo el 92 por ciento del carbono se quema y se transforma en CO_2 , el 8 por ciento restante forma CO . Si la temperatura final en el tanque es de 2 100 R, determine la transferencia de calor de la cámara de combustión durante este proceso. *Respuesta:* $7.57 \times 10^5 \text{ Btu}$

Temperatura de flama adiabática

15-73C Un combustible se quema por completo, primero con la cantidad estequiométrica de aire y luego con la cantidad estequiométrica de oxígeno puro. ¿En cuál caso será más alta la temperatura de flama adiabática?


15-74C Un combustible a 25°C se quema en una cámara de combustión bien aislada de flujo estacionario con aire que también está a 25°C . ¿En qué condiciones será máxima la temperatura de flama adiabática?

15-75E Se quema hidrógeno (H_2) a 40°F con 20 por ciento de exceso de aire que también está a 40°F durante un proceso de combustión adiabático de flujo estacionario. Suponiendo combustión completa, determine la temperatura de salida de los gases producto de la combustión.

15-76 ¿Cuál es la temperatura de flama adiabática del metano (CH_4) cuando se quema con 30 por ciento de exceso de aire?

15-77 Se quema gas octano (C_8H_{18}) a 25°C establemente con 30 por ciento de exceso de aire a 25°C , 1 atm y 60 por ciento de humedad relativa. Suponiendo que la combustión es comple-

ta y adiabática, calcule la temperatura de salida de los gases producto de la combustión.

15-78  Reconsidere el problema 15-77, y con un software apropiado, investigue el efecto de la humedad relativa en la temperatura de los gases producto de la combustión. Trace la temperatura de salida de los gases producto de la combustión en una función de la humedad relativa con $0 < \phi < 100$ por ciento.

15-79 Se quema gas acetileno (C_2H_2) a 25°C durante un proceso de combustión de flujo estacionario con 30 por ciento de exceso de aire a 27°C . Se observa que se pierden 75 000 kJ de calor de la cámara de combustión hacia los alrededores por kmol de acetileno. Suponiendo que la combustión es completa, determine la temperatura de salida de los gases producto. *Respuesta:* 2 301 K

15-80 Se quema alcohol etílico [$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(g)$] con 200 por ciento de exceso de aire en un contenedor adiabático de volumen constante. Inicialmente, el aire y el alcohol etílico están a 100 kPa y 25°C . Suponiendo combustión completa, determine la temperatura y presión finales de los productos de combustión. *Respuesta:* 1 435 K, 493 kPa.

15-81 Se quema metano (CH_4) con 300 por ciento de exceso de aire en un contenedor adiabático de volumen constante. Inicialmente el aire y el metano están a 1 atm y 25°C . Suponiendo combustión completa, determine la presión y temperatura finales de los productos de combustión. *Respuesta:* 394 kPa, 1 160 K

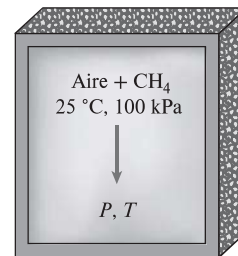


FIGURA P15-81

15-82 Un gran ferrocarril ha experimentado con quemar carbón pulverizado en la cámara de combustión de una turbina. Se introdujo un 50 por ciento de exceso de aire en la cámara de combustión a 1 380 kPa y 127°C mientras que el carbón pulverizado se inyectó a 25°C . La combustión fue adiabática y a presión constante. Basado en un carbón de Colorado que tiene un análisis final (basado en masa) de 79.61 por ciento de C, 4.66 por ciento de H_2 , 4.76 por ciento de O_2 , 1.83 por ciento de N_2 , 0.52 por ciento de S y 8.62 de cenizas (incombustibles), ¿cuál es

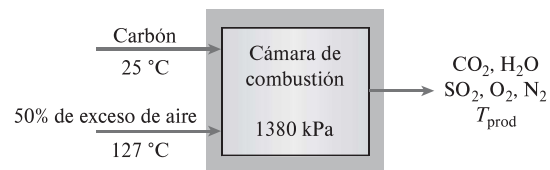


FIGURA P15-82

la temperatura estimada de los productos de combustión? Ignore el efecto del azufre que aparece en el balance de energía.

15-83 Reconsidere el problema 15-82. Los productos de combustión se expanden en una turbina isentrópica a 140 kPa. Calcule el trabajo producido por esta turbina en kJ/kg de combustible.

Cambio de entropía y análisis de sistemas reactivos con base en la segunda ley

15-84C Exprese el principio de incremento de entropía para sistemas químicos reactivos.

15-85C ¿Cómo se determinan los valores absolutos de entropía de los gases ideales a presiones diferentes de una atmósfera?

15-86C ¿Qué representa la función de Gibbs de formación de un compuesto?

15-87 Octano líquido (C_8H_{18}) entra a una cámara de combustión de flujo estacionario a $25^\circ C$ y 1 atm a razón de 0.25 kg/min. Se quema con 50 por ciento de exceso de aire que también entra a $25^\circ C$ y 1 atm. Los productos se dejan enfriar a $25^\circ C$. Suponiendo combustión completa y que todo el H_2O en los productos está en forma líquida, determine *a*) la tasa de transferencia de calor de la cámara de combustión, *b*) la tasa de generación de entropía y *c*) la tasa de destrucción de exergía. Suponga que $T_0 = 298$ K y que los productos salen de la cámara de combustión a una presión de 1 atm.

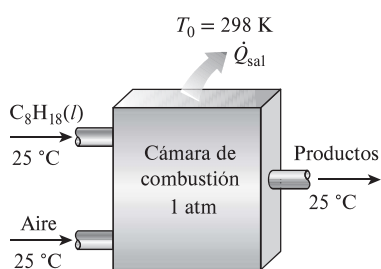


FIGURA P15-87

15-88 Se quema *n*-octano [$C_8H_{18}(l)$] en el motor de un automóvil con 200 por ciento de exceso de aire. El aire entra al motor a 1 atm y $25^\circ C$. El combustible líquido a $25^\circ C$ se mezcla con este aire antes de la combustión. Los productos de la combustión salen del sistema de escape a 1 atm y $77^\circ C$. ¿Cuál es la cantidad máxima de trabajo, en kJ/kg de combustible que este motor puede producir? Considere $T_0 = 25^\circ C$.

15-89 Reconsidere el problema 15-88. El motor del automóvil se debe modificar para que queme gas natural (metano, CH_4).

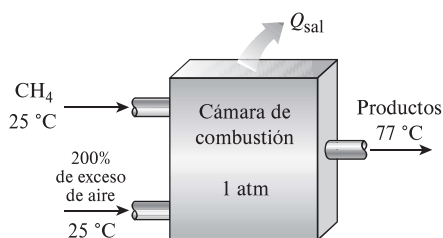


FIGURA P15-89

Suponiendo que todos los factores permanecen iguales, ¿cuál es el trabajo máximo que el motor modificado puede producir, en kJ/kg de combustible? Respuesta: 51 050 kJ/kg de combustible

15-90E Se quema gas benceno (C_6H_6) a 1 atm y $77^\circ F$ durante un proceso de combustión de flujo estacionario con 90 por ciento de aire teórico que entra a la cámara de combustión a $77^\circ F$ y 1 atm. Todo el hidrógeno que hay en el combustible se quema y se convierte en H_2O , y una parte del carbono se quema y se convierte en CO. Se pierde calor hacia los alrededores a $77^\circ F$, y los productos salen de la cámara de combustión a 1 atm y 1 900 R. Determine *a*) la transferencia de calor de la cámara de combustión y *b*) la destrucción de exergía.

15-91 Entra gas etileno (C_2H_4) a una cámara de combustión adiabática a $25^\circ C$ y 1 atm y se quema con 25 por ciento de exceso de aire que entra a $25^\circ C$ y 1 atm. La combustión es completa, y los productos salen de la cámara de combustión a 1 atm de presión. Suponiendo $T_0 = 25^\circ C$, determine *a*) la temperatura de los productos, *b*) la generación de entropía, y *c*) la destrucción de exergía.

Respuestas: *a*) 2 270 K, *b*) 1 311 kJ/mol·K, *c*) 390 800 kJ/kmol

15-92 Se quema *n*-octano [$C_8H_{18}(l)$] en la cámara de combustión de presión constante del motor de un avión con 70 por ciento de exceso de aire, que entra a la cámara de combustión a 600 kPa y $327^\circ C$. Se inyecta combustible líquido a $25^\circ C$, y los productos de combustión salen a 600 kPa y $1 227^\circ C$. Determine la generación de entropía y la destrucción de exergía por unidad de masa de combustible durante este proceso de combustión. Considere $T_0 = 25^\circ C$.

15-93 Una cámara de combustión de flujo estacionario se alimenta con CO a $37^\circ C$ y 110 kPa a razón de 0.4 m³/min y aire a $25^\circ C$ y 110 kPa a razón de 1.5 kg/min. Se transfiere calor a un medio a 800 K, y los productos de combustión salen de la cámara de combustión a 900 K. Suponiendo que la combustión es completa y $T_0 = 25^\circ C$, determine *a*) la tasa de transferencia de calor de la cámara de combustión y *b*) la tasa de exergía.

Respuestas: *a*) 3 567 kJ/min, *b*) 1 610 kJ/min

Problemas de repaso

15-94 Se quema propano (C_3H_8) con la cantidad estequiométrica de oxígeno. Determine las fracciones de masa de dióxido de carbono y agua en los productos. También, calcule la masa de agua en los productos por unidad de masa de combustible quemado.

15-95 Se quema *n*-octano (C_8H_{18}) con 60 por ciento de exceso de aire en el motor de un automóvil. Suponiendo combustión completa y que la presión en el sistema de escape es de 1 atm, determine la temperatura mínima de los productos de combustión antes de que comience a formarse agua líquida en el sistema de escape.

15-96E Se quema un carbón de Utah que tiene un análisis elemental másico de 61.40 por ciento de C, 5.79 por ciento de H_2 , 25.31 por ciento de O_2 , 1.09 por ciento de N_2 , 1.41 por ciento de S, 5.00 por ciento de cenizas (no combustibles), con 25 por ciento de exceso de aire en una caldera a presión atmosférica. Calcule la masa de agua en los productos por unidad de masa de carbón quemado, y la temperatura de punto de rocío del va-

por de agua en los productos. *Respuestas:* 0.549 lbm H₂O/lbm carbón, 108 °F

15-97 Se quema un carbón de Colorado que tiene un análisis másico final de 79.61 por ciento de C, 4.66 por ciento de H₂, 4.76 por ciento de O₂, 1.83 por ciento de N₂, 0.52 por ciento de S, y 8.62 por ciento de cenizas (incombustibles) en una caldera industrial con 10 por ciento de aire. La temperatura y presión en la chimenea de humo son 50 °C y 1 atm, respectivamente. Calcule la fracción del agua en los productos de combustión que es líquida y la fracción que es vapor.

15-98 Se quema una muestra de 1 g de un cierto combustible en una bomba colorimétrica que contiene 2 kg de agua con 100 g de aire en la cámara de reacción. Si la temperatura del agua se eleva 2.5 °C cuando se establece el equilibrio, determine el poder calorífico del combustible en kJ/kg.

15-99E Se quema hidrógeno con 100 por ciento de exceso de aire que entra a la cámara de combustión a 90 °F, 14.5 psia y 60 por ciento de humedad relativa. Suponiendo combustión completa, determine *a)* la relación aire-combustible y *b)* el flujo volumétrico de aire necesario para quemar el hidrógeno a razón de 25 lbm/h.

15-100 Se quema *n*-butano (C₄H₁₀) con la cantidad estequiométrica de aire en una estufa de cocina. Los productos de combustión están a 1 atm de presión y 40 °C. ¿Qué fracción del agua en estos productos es líquida?

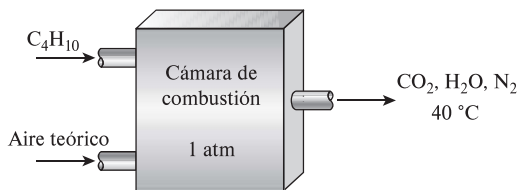


FIGURA P15-100

15-101 Una mezcla gaseosa de 60 por ciento de propano (C₃H₈) y 40 por ciento de butano (C₄H₁₀) en volumen se quema en aire de modo que la relación aire-combustible es de 25 kg aire/kg combustible cuando el proceso de combustión es completo. Determine *a)* los moles de nitrógeno en el aire suministrado al proceso de combustión, en kmol/kmol de combustible, *b)* los moles de agua formada en el proceso de combustión, en kmol/kmol de combustible, y *c)* los moles de oxígeno en los gases producto en kmol/kmol de combustible.

Respuestas: *a)* 33.8 *b)* 4.40, *c)* 3.38

15-102 Calcule los poderes caloríficos superior e inferior de combustible metano gaseoso (CH₄). Compare sus resultados con los valores que aparecen en la tabla A-27.

15-103 Se suministra gas CO a una cámara de combustión de flujo estacionario a 37 °C y 110 kPa a razón de 0.4 m³/min, y aire a 25 °C y 110 kPa a razón de 1.5 kg/min. Los productos de combustión salen de la cámara de combustión a 900 K. Suponiendo que la combustión es completa, determine la tasa de transferencia de calor de la cámara de combustión.

15-104 Se quema gas metano (CH₄) de manera estacionaria con aire seco que entra a la cámara de combustión a 17 °C. El análisis volumétrico de los productos sobre una base seca es de

5.20 por ciento de CO₂, 0.33 por ciento de CO, 11.24 por ciento de O₂, y 83.23 por ciento de N₂. Determine el porcentaje de aire teórico utilizado y *b)* la transferencia de calor de la cámara de combustión por kmol de CH₄ si los productos de combustión salen a 700 K.

15-105 Inicialmente un tanque rígido de 6 m³ contiene una mezcla de 1 kmol de gas hidrógeno (H₂) y la cantidad estequiométrica de aire a 25 °C. El contenido del tanque se enciende y todo el hidrógeno en el combustible se quema y se convierte en H₂O. Si los productos de combustión se enfrían a 25 °C, determine *a)* la fracción de H₂O que se condensa y *b)* la transferencia de calor de la cámara de combustión durante este proceso.

15-106 Entra gas propano (C₃H₈) a una cámara de combustión de flujo estacionario a 1 atm y 25 °C y se quema con aire que entra a la cámara de combustión en el mismo estado. Determine la temperatura de flama adiabática para *a)* combustión completa con 100 por ciento del aire teórico, *b)* combustión completa con 200 por ciento de aire teórico y *c)* combustión incompleta (algo de CO en los productos) con 90 por ciento del aire teórico.

15-107 Determine la temperatura más alta posible que se puede obtener cuando se quema estacionariamente gasolina líquida (que se supone es C₈H₁₈) a 25 °C con aire a 25 °C y 1 atm. ¿Cuál sería su respuesta si se usara oxígeno puro a 25 °C en vez de aire para quemar el combustible?

15-108 Propano líquido [C₃H₈(*l*)] ingresa a una cámara de combustión a 25 °C y 1 atm a razón de 0.4 kg/min cuando se mezcla y quema con 150 por ciento de exceso de aire que entra en la cámara de combustión a 25 °C. La transferencia de calor de la cámara de combustión es de 53 kW. Escriba la ecuación de combustión balanceada y determine *a)* el flujo másico del aire, y *b)* la masa molar promedio (peso molecular) de los gases producto y *c)* la temperatura de los productos de la combustión.

Respuestas: *a)* 15.6 kg/min, *b)* 28.6 kg/kmol, *c)* 1140 K

15-109 Se quema *n*-octano [C₈H₁₈(*g*)] con la cantidad estequiométrica de aire. Determine el trabajo máximo que se puede producir, en kJ/kg de combustible, cuando el aire, el combustible, y los productos de combustión están a 25 °C y 1 atm.

Respuesta: 45 870 kJ/kg de combustible

15-110 Repita el problema 15-109 si se usa 100 por ciento de exceso de aire para la combustión.

15-111E Se quema metano (CH₄) con 100 por ciento de exceso de aire, y el 10 por ciento del carbono forma monóxido de carbono. Determine el trabajo máximo que se puede producir, en Btu/lbm de combustible, cuando el aire, el combustible y los productos están a 77 °F y 1 atm.

15-112 Una caldera de vapor de agua calienta agua líquida a 200 °C hasta vapor sobrecalentado a 4 MPa y 400 °C. Se quema combustible de metano (CH₄) a presión atmosférica con 50 por ciento de exceso de aire. El combustible y el aire entran a la caldera a 25 °C, y los productos de combustión salen a 227 °C. Calcule *a)* la cantidad de vapor que se genera por unidad de masa de combustible que se quema, *b)* el cambio de la exergía de los flujos de combustión, en kJ/kg de combustible, *c)* el cambio de la exergía del flujo de vapor, en kJ/kg de vapor, y *d)* el

potencial de trabajo perdido, en kJ/kg de combustible. Considere $T_0 = 25^\circ\text{C}$.

Respuestas: a) 18.72 kg vapor/kg combustible, b) 49 490 kJ/kg combustible, c) 1 039 kJ/kg vapor de agua y d) 30 040 kJ/kg combustible

15-113 Repita el problema 15-112 utilizando carbón de Utah que tiene un análisis másico final de 61.40 por ciento de C, 5.79 por ciento de H_2 , 25.31 por ciento de O_2 , 1.09 por ciento de N_2 , 1.41 por ciento de S, y 5.00 por ciento de cenizas (incombustibles). Ignore el efecto del azufre en los balances de energía y entropía.

15-114 Octano líquido (C_8H_{18}) entra a una cámara de combustión de flujo estacionario a 25°C y 8 atm a razón de 0.8 kg/min. Se quema con 200 por ciento de exceso de aire que se comprime y precalienta a 500 K y 8 atm antes de entrar a la cámara de combustión. Después de la combustión, los productos entran a una turbina adiabática a 1 300 K y 8 atm y salen de ella a 950 K y 2 atm. Suponiendo una combustión completa y $T_0 = 25^\circ\text{C}$, determine a) la razón de transferencia de calor de la cámara de combustión, b) la potencia de salida de la turbina y c) el trabajo reversible y la destrucción de exergía de todo el proceso.

Respuestas: a) 770 kJ/min, b) 263 kW, c) 514 kW, 251 kW

15-115 El horno de una planta de generación eléctrica particular se puede considerar que consiste en dos cámaras: una cámara de combustión adiabática donde el combustible se quema por completo y adiabáticamente, y un intercambiador de calor donde el calor se transfiere isotérmicamente a una máquina térmica de Carnot. Los gases de combustión en el intercambiador de calor se mezclan bien, de modo que su temperatura se mantiene uniforme en todo momento que es igual a la temperatura de salida de los gases producidos, T_p . La producción de trabajo de la máquina térmica de Carnot se puede expresar como

$$w = Q\eta_c = Q\left(1 - \frac{T_0}{T_p}\right)$$

donde Q es la magnitud de la transferencia de calor a la máquina térmica y T_0 es la temperatura del entorno. La producción de trabajo de la máquina de Carnot será cero ya sea cuando $T_p = T_{fa}$ (lo que significa que los gases de combustión entrarán al intercambiador de calor y saldrán de él a la temperatura de flama adiabática T_{fa} y por lo tanto $Q = 0$) o cuando $T_p = T_0$ (lo que significa que la temperatura de los gases de combustión en el intercambiador de calor será T_0 y por lo tanto $\eta_c = 0$), y alcanzará un máximo en algún punto intermedio. Tratando los gases de combustión como gases ideales con calores específicos constantes y suponiendo que su composición no cambia en el intercambiador de calor, demuestre que la producción de trabajo de la máquina térmica de Carnot será máxima cuando

$$T_p = \sqrt{T_{fa} T_0}$$

También demuestre que la producción máxima de la máquina de Carnot en este caso es

$$W_{\text{máx}} = CT_{fa}\left(1 - \sqrt{\frac{T_0}{T_{fa}}}\right)^2$$

donde C es una constante cuyo valor depende de la composición de los gases de combustión y sus calores específicos.

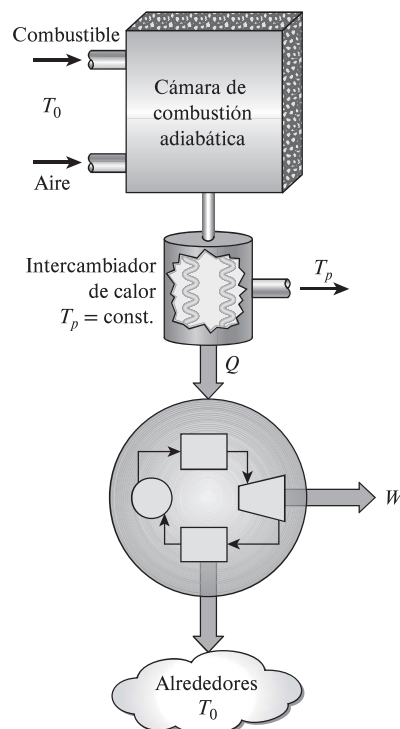
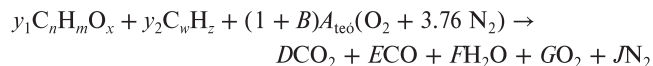


FIGURA P15-115

15-116 Considere la combustión de una mezcla de un alcohol, $\text{C}_n\text{H}_m\text{O}_x$, y un combustible de hidrocarburo, C_wH_z , con exceso de aire teórico, y combustión incompleta de acuerdo con la reacción química como sigue:



donde y_1, y_2 son las fracciones molares de la mezcla combustible, $A_{\text{teó}}$ es el O_2 teórico necesario para este combustible y B es la cantidad de exceso de aire, en forma decimal. Si a es la fracción de carbono en el combustible que se convierte en dióxido de carbono y b es la cantidad restante que se convierte en monóxido de carbono, determine los coeficientes $A_{\text{teó}}, D, E, F, G$ y J para una cantidad B de exceso de aire. Escriba los coeficientes D, E, F, G y J como funciones de $y_1, y_2, n, m, x, w, z, a, b, B$ y $A_{\text{teó}}$ en las formas correctas más simples.

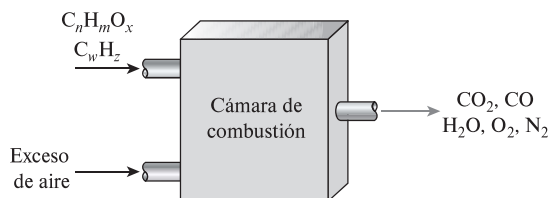




FIGURA P15-116


15-117 Desarrolle una expresión para el poder calorífico superior de un alcano gaseoso $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ en función de n .


15-118 Con un software apropiado, escriba un programa general para determinar la temperatura de


flama adiabática durante la combustión completa de un combustible de hidrocarburo (C_nH_m) a 25 °C en una cámara de combustión de flujo estacionario cuando el porcentaje de exceso de aire y su temperatura se especifican. Como caso muestra, determine la temperatura de flama adiabática de propano líquido (C_3H_8) cuando se quema de manera estacionaria con 120 por ciento de exceso de aire a 25 °C.

15-119  Usando un software apropiado, determine el efecto de la cantidad de aire en la temperatura de flama adiabática de octano líquido (C_8H_{18}). Suponga que tanto el aire como el octano están inicialmente a 25 °C. Determine la temperatura de flama adiabática para 75, 90, 100, 120, 150, 200, 300, 500 y 800 por ciento del aire teórico. Suponga que el hidrógeno en el combustible se quema a H_2O y el carbón a CO_2 , salvo cuando hay una deficiencia de aire. En el último caso, suponga que una parte del carbono forma CO . Grafique la temperatura de flama adiabática contra el porcentaje del aire teórico y explique los resultados.

15-120  Usando un software apropiado, determine el combustible, entre $CH_4(g)$, $C_2H_2(g)$, $C_2H_6(g)$, $C_3H_8(g)$, $C_3H_{18}(l)$, que da la temperatura máxima cuando se quema completamente en una cámara adiabática de volumen constante con la cantidad teórica de aire. Suponga que los reactivos están en el estado estándar de referencia.

15-121  Mediante un software apropiado, determine la razón de transferencia de calor para los combustibles $CH_4(g)$, $C_2H_2(g)$, $CH_3OH(g)$, $C_3H_8(g)$ y $C_3H_{18}(l)$ cuando se queman completamente en una cámara de combustión de flujo estable con la cantidad teórica de aire. Considere que los reactivos entran a la cámara de combustión a 298 K y que los productos salen de ella a 1 200 K.

15-122  Con un software apropiado, repita el problema 15-121 para a) 50, b) 100, y c) 200 por ciento de exceso de aire.

15-123  Utilizando un software apropiado, escriba un programa general para determinar la transferencia de calor durante la combustión completa del combustible de hidrocarburo (C_nH_m) a 25 °C en una cámara de combustión de flujo estable cuando se especifican el porcentaje de exceso de aire y las temperaturas de éste y los productos. Como ejemplo, determine la transferencia de calor por unidad de masa de combustible cuando propano líquido (C_3H_8) se quema de manera estable con 50 por ciento de exceso de aire a 25 °C y los productos de la combustión salen de la cámara de combustión a 1 800 K.

Problemas para el examen de fundamentos de ingeniería

15-124 Se quema estacionariamente un combustible en una cámara de combustión. La temperatura de combustión será máxima salvo cuando

- el combustible se precalienta.
- el combustible se quema con deficiencia de aire.
- el aire es seco.
- la cámara de combustión está bien aislada.
- la combustión es completa.

15-125 Se quema un combustible con 70 por ciento de aire teórico. Esto es equivalente a

- 30 por ciento de exceso de aire
- 70 por ciento de exceso de aire
- 30 por ciento de deficiencia de aire
- 70 por ciento de deficiencia de aire
- cantidad estequiométrica de aire

15-126 Se quema propano (C_3H_8) con 125 por ciento de aire teórico. La relación másica aire-combustible para este proceso de combustión es

- 12.3
- 15.7
- 19.5
- 22.1
- 23.4

15-127 Se quema gas benceno (C_6H_6) con 90 por ciento de aire teórico durante un proceso de combustión de flujo estable. La fracción molar del CO en los productos es

- 1.7%
- 2.3%
- 3.6%
- 4.4 %
- 14.3%

15-128 Un kmol de metano (CH_4) se quema con una cantidad desconocida de aire durante un proceso de combustión. Si la combustión es completa y hay 1 kmol de O_2 libre en los productos, la relación másica aire-combustible es

- 34.6
- 25.7
- 17.2
- 14.3
- 11.9

15-129 El poder calorífico superior del combustible de hidrocarburos C_nH_m con $m = 8$ está dado como 1 560 MJ/kmol de combustible. Entonces, su poder calorífico inferior es

- 1 384 MJ/kmol
- 1 208 MJ/kmol
- 1 402 MJ/kmol
- 1 514 MJ/kmol
- 1 551 MJ/kmol

15-130 Se quema metano (CH_4) completamente con 80 por ciento de exceso de aire durante un proceso de combustión de flujo estacionario. Si tanto los reactivos como los productos se mantienen a 25 °C y 1 atm y el agua en los productos existe en forma líquida, la transferencia de calor de la cámara de combustión por unidad de masa de metano es

- 890 MJ/kg
- 802 MJ/kg
- 75 MJ/kg
- 56 MJ/kg
- 50 MJ/kg

15-131 Se quema gas acetileno (C_2H_2) por completo durante un proceso de combustión de flujo estacionario. El combustible y el aire entran a la cámara de combustión a 25 °C, y los productos salen a 1 500 K. Si la entalpía de los productos con relación al estado estándar de referencia es -404 MJ/kmol de combustible, la transferencia de calor de la cámara de combustión es

- 177 MJ/kmol
- 227 MJ/kmol
- 404 MJ/kmol
- 631 MJ/kmol
- 751 MJ/kmol

15-132 Una mezcla equimolar de dióxido de carbono y vapor de agua a 1 atm y 60 °C entra a una sección de deshumidificación donde todo el vapor de agua se condensa y se quita de la mezcla, y el dióxido de carbono sale a 1 atm y 60 °C. El cam-

bio de entropía del dióxido de carbono en la sección de deshumidificación es

- a) $-2.8 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$ b) $-0.13 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$ c) 0
d) $0.13 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$ e) $2.8 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$

15-133 Un combustible se quema durante un proceso de combustión de flujo estacionario. Se pierde calor hacia el entorno a 300 K a razón de 1120 kW . La entropía de los reactivos que entran por unidad de tiempo es 17 kW/K , y la de los productos es 15 kW/K . La tasa total de destrucción de exergía durante este proceso de combustión es

- a) 520 kW b) 600 kW c) 1120 kW
d) 340 kW e) 739 kW

Problemas de diseño y ensayo

15-134 Obtenga la siguiente información sobre una planta eléctrica cercana a la ciudad donde vive: el tipo y cantidad de combustible; la potencia consumida por las bombas, ventiladores y otro equipo auxiliar; y la tasa de rechazo de calor en el condensador. Con estos datos, determine la tasa de pérdida de calor de las tuberías y otros componentes, y calcule la eficiencia térmica de la planta.

15-135 Un método promisorio de generación de electricidad por conversión directa de energía es el uso de generadores magnetohidrodinámicos (MHD). Escriba un ensayo sobre el estado actual de los generadores MHD. Explique sus principios de operación y en qué difieren de las centrales eléctricas convencionales. Analice los problemas que deben superarse antes de que los generadores MHD sean rentables.

15-136 ¿Qué es el combustible oxigenado? ¿Cuál sería el poder calorífico de los combustibles oxigenados en comparación con los de combustibles comparables de hidrocarburos en función de su masa unitaria? ¿Por qué el uso de combustibles oxigenados es obligatorio en algunas de las principales ciudades en los meses de invierno?

15-137 Con frecuencia se utilizan recipientes de volumen constante que contienen mezclas inflamables de vapores de hidrocarburos y aire a bajas presiones. Aunque la ignición de tales mezclas es muy improbable pues no hay otra fuente de combustión en el tanque, los códigos de seguridad y diseño exigen que el tanque soporte cuatro veces la presión que pudiera ocurrir en caso de que el tanque explotara. Para presiones manométricas operativas por debajo de 25 kPa , determine la presión a la que los recipientes deben diseñarse con el fin de cumplir con los

requerimientos de los códigos para a) acetileno $\text{C}_2\text{H}_2(g)$, b) propano $\text{C}_3\text{H}_8(g)$ y c) *n*-octano $\text{C}_8\text{H}_{18}(g)$. Justifique cualquier suposición que haga.

15-138 Una planta termoeléctrica usa un carbón de Pensilvania que tiene un análisis final (por masa) de 84.36 por ciento de C, 1.89 por ciento de H_2 , 4.40 por ciento de O_2 , 0.63 por ciento de N_2 , 0.89 por ciento de S y 7.83 por ciento de cenizas (no combustibles), como combustible para sus calderas. La planta está cambiando del carbón de Pensilvania a un carbón de Illinois que tiene un análisis final (por masa) de 67.40 por ciento de C, 5.31 por ciento de H_2 , 15.11 por ciento de O_2 , 1.44 por ciento de N_2 , 2.36 por ciento de S y 8.38 por ciento de cenizas (no combustibles), como combustible para sus calderas. Con el carbón de Pensilvania las calderas usaban 15 por ciento de exceso de aire. Desarrolle un programa para el nuevo carbón que muestre el calor liberado, la temperatura de punto de rocío en la chimenea, la temperatura de flama adiabática y la producción de dióxido de carbono para varias cantidades de exceso de aire. Use este programa para determinar cómo operar con el nuevo carbón en condiciones tan cercanas a las del viejo carbón como sea posible. ¿Hay algo más que se tendrá que cambiar para usar el nuevo carbón?

15-139 La eliminación segura de materiales de desecho peligrosos es una preocupación ambiental de gran importancia para las sociedades industrializadas, y crea problemas retadores para los ingenieros. Los métodos de eliminación que se usan comúnmente incluyen el relleno de terrenos, enterramiento bajo tierra, el reciclaje y la incineración o quemado. La incineración se usa frecuentemente como un medio práctico de eliminación de desechos combustibles como materiales orgánicos. Los reglamentos de la EPA exigen que el material de desecho se quemase casi por completo por encima de una temperatura especificada sin contaminar el ambiente. Para mantener la temperatura por encima de un cierto nivel, típicamente alrededor de $1100 \text{ }^\circ\text{C}$, se necesita usar un combustible cuando la combustión del material de desecho por sí solo no es suficiente para obtener la temperatura mínima especificada.

Cierto proceso industrial genera una solución líquida de etanol y agua como producto de desecho a razón de 10 kg/s . La fracción másica de etanol en la solución es 0.2 . Esta solución se va a quemar usando metano como combustible (CH_4) en una cámara de combustión de flujo estacionario. Proponga un proceso de combustión que cumpla esta tarea con una cantidad mínima de metano. Expresé sus suposiciones.