



**INSTITUTO TECNOLÓGICO SUPERIOR DE POZA RICA**

**PROBLEMAS UNIDAD 15**

**TERMODINAMICA**

**YUNUS A. CENGEL Y MICHAEL A. BOLES**

**ING. GUADALUPE DIANTES JEREZ**

**MAQUINAS Y EQUIPOS TERMICOS 1**

**EMMA YESSENIA SALAS SANTOS**

**INGENIERIA ELECTROMECHANICA**

**6 "A"**

**27/FEBRERO/2015**

## Capítulo 15. Reacciones químicas

### PROBLEMAS

#### Combustibles y Combustión

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

La gasolina se trata como octano  $C_8H_{18}$ , y el diésel como dodecano,  $C_{12}H_{26}$ . El gas natural, que es una mezcla de metano y cantidades más pequeñas de otros gases, algunas veces se trata como metano,  $CH_4$ .

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

Durante la combustión, el nitrógeno se comporta como un gas inerte y no reacciona con otros elementos químicos. Pero aun en ese caso, la presencia de nitrógeno influye de manera considerable en el resultado de un proceso de combustión, pues el nitrógeno 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 energía química liberada durante la combustión.

**15-3C** ¿Cómo afecta la presencia de humedad en el aire al resultado de un proceso de combustión?

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.

**15-4C** ¿Cómo se representa la temperatura del punto de rocío de los gases producto? ¿Cómo se determina esto?

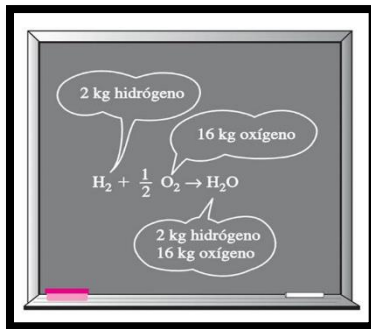
La temperatura de punto de rocío de los productos es la temperatura a la cual el vapor de agua en los productos empieza a condensarse cuando los productos se enfrían a presión constante. La temperatura de punto de rocío de una mezcla de gas-vapor es la temperatura de saturación del vapor de agua correspondiente a su presión parcial. En consecuencia, primero debe determinarse la presión parcial del vapor de agua  $P_v$  en los productos.

Si se supone un comportamiento de gas ideal para los gases de combustión, se tiene por lo tanto:

$$P_v = \left( \frac{N_v}{N_{prod}} \right) (N_{prod})$$

$$T_{pr} = (T_{sat})(P_v)$$

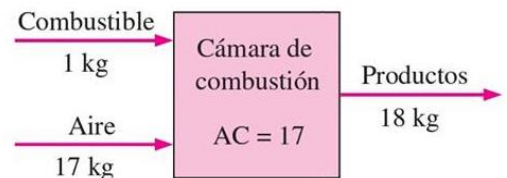
**15-5C** ¿Acaso se conserva intacto el número de átomos de cada elemento durante una reacción química? ¿Qué ocurre con el número total de moles?



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. Y el número total de moles no se conserva durante una reacción química.

**15-6C** ¿Qué es la relación aire-combustible? ¿Cómo se vincula con la relación combustible-aire?

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. El recíproco de la relación aire-combustible se conoce como relación combustible-aire.



**FIGURA 15-6**

**15-7C** ¿La relación aire-combustible expresada en una base molar es idéntica a la relación aire-combustible expresada en una base de masa?

Si porque en una base de masa se define como la relación entre la masa del aire y la masa de combustible y en una base molar como la proporción entre el número de moles de aire y el número de moles del combustible.

*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. Es decir,*

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}}$$

*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 de combustible.*

## Procesos de combustión teórica y real

### 15-8C ¿Cuáles son las causas de la combustión incompleta?

Un proceso de combustión es **incompleto** si los productos de combustión contienen algo de combustible o componentes no quemados, como C, H<sub>2</sub>, CO, o bien, OH. El **oxígeno insuficiente** es una razón obvia para la combustión incompleta. La combustión incompleta sucede también cuando en la cámara de combustión hay más oxígeno del necesario para la combustión completa. Esto puede atribuirse a la mezcla 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 elevadas temperaturas.

### 15-9C ¿Qué es más probable encontrar en los productos de una combustión incompleta de un combustible hidrocarburo, CO u OH? ¿Por qué?

CO o como simples partículas C ya que el oxígeno es atraído con mayor fuerza hacia el hidrógeno que hacia el carbono y el hidrógeno en el combustible normalmente se quema por completo, formando H<sub>2</sub>O, aun cuando exista menos oxígeno del necesario para la combustión completa.

### 15-10C ¿Qué representa 100 por ciento de aire teórico?

La cantidad mínima de aire necesaria para la combustión completa de un combustible recibe el nombre de aire estequiométrico o teórico.

### 15-11C ¿La combustión completa y la combustión teórica son idénticas? Si no lo son, ¿en que difieren?

Son idénticas ya que en ambos casos todos los componentes combustibles de un combustible se queman totalmente durante un proceso de combustión, pero difieren en que en la combustión teórica utilizada la cantidad mínima de aire necesaria

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

El b) ya que serían 170 por ciento de aire teórico.

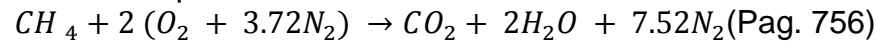
**15-13 Durante un proceso de combustión se quema metano (CH<sub>4</sub>) con una cantidad estequiométrica de aire. Suponga una combustión completa y determine las razones aire-combustible y combustible-aire.**

### Solución

El combustible es quemado completamente con una cantidad estequiométrica de aire (0% de exceso de aire). Se determinará la relación aire-combustible (AC). Se determinará la relación recíproca combustible-aire (CA).

### Suposiciones

La combustión es completa. La combustión teórica del metano es



### Propiedades

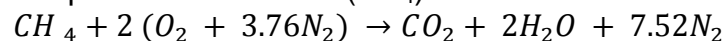
Masa molar del aire  $28.97 \text{ Kg/Kmol} \approx 29.0 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-1)

Masa molar del carbono  $12.011 \text{ Kg/Kmol} \approx 12 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

Masa molar del Hidrogeno  $2.016 \text{ Kg/Kmol} \approx 2 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

### Análisis

Ya que la ecuación química del metano (CH<sub>4</sub>) es



Y de esta ecuación sacamos el número de moles del aire el carbono y el hidrogeno

|                             |      |
|-----------------------------|------|
| Aire                        | 9.52 |
| Carbono (C)                 | 1    |
| Hidrogeno (H <sub>2</sub> ) | 2    |

La razón de que sean 9.52 moles de aire es que tenemos  $2 \times 3.76$  moles de N<sub>2</sub> + 2 moles de O<sub>2</sub>

La relación aire-combustible (AC) se determina tomando la proporción entre la masa de aire y la masa de combustible, según la ecuación:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{(NM)_{aire}}{(NM)_C + (NM)_{H_2}}$$

$$= \frac{(9.52 \text{ Kmole})(29.0 \text{ Kg/Kmole})}{(1 \text{ Kmole})(12 \text{ Kg/Kmole}) + (2 \text{ Kmole})(2 \text{ Kg/Kmole})}$$

$$= 17.255 \text{ Kg}_{aire} / \text{Kg}_{combustible}$$

La relación combustible-aire (CA) es el recíproco de la AC, por lo tanto usamos la ecuación:

$$CA = \frac{1}{AC} = \frac{1}{17.255 \text{ Kg}_{aire} / \text{Kg}_{combustible}}$$

$$= 0.058 \text{ kg}_{\text{combustible}}/\text{kg}_{\text{aire}}$$

**15-14** Durante un proceso de combustión se quema propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) con 75 por ciento de exceso de aire. Suponga una combustión completa y determine la razón aire-combustible.

### Solución

El combustible es quemado completamente con exceso de aire. Se determinarán la AC.

### Suposiciones

La combustión es completa. Los gases son gases ideales.

### Propiedades

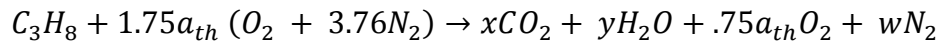
Masa molar del aire  $28.97 \text{ Kg}/\text{Kmol} \approx 29.0 \text{ Kg}/\text{Kmol}$  (Tabla A-1)

Masa molar del carbono  $12.011 \text{ Kg}/\text{Kmol} \approx 12 \text{ Kg}/\text{Kmol}$  (Tabla A-27)

Masa molar del Hidrogeno  $2.016 \text{ Kg}/\text{Kmol} \approx 2 \text{ Kg}/\text{Kmol}$  (Tabla A-27)

### Análisis

La entrada de aire será de  $1.75a_{th}$  ya que hay un 75% en el exceso de aire. Por lo tanto la ecuación de combustión se escribiría así:



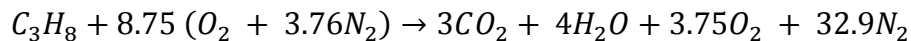
Continuamos diciendo que si

C:  $3 = x \rightarrow x = 3$

H:  $8 = 2y \rightarrow y = 4$

O:  $2(1.75a_{th}) = 2x + y + (2 \times 0.75) a_{th} \rightarrow a_{th} = 5$

N<sub>2</sub>:  $(1.75a_{th} \times 3.76) = w \rightarrow w = 32.9$



|                             |           |
|-----------------------------|-----------|
| Aire                        | 41.65kmol |
| Carbono (C)                 | 3kmol     |
| Hidrogeno (H <sub>2</sub> ) | 4kmol     |

$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{(NM)_{\text{aire}}}{(NM)_C + (NM)_{H_2}}$$

$$= \frac{(41.65\text{Kmol})(29.0 \text{ Kg}/\text{Kmol})}{(3\text{Kmol})(12 \text{ Kg}/\text{Kmol}) + (4\text{Kmol})(2\text{Kg}/\text{Kmol})}$$

$$= 27.451 \text{ Kg}_{\text{aire}} / \text{Kg}_{\text{combustible}}$$

**15-15** Durante un proceso de combustión se quema acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) con aire estequiométrico. Suponga una combustión completa y determine la relación aire-combustible por unidad de masa y por unidad molar.

### Solución

El combustible es quemado completamente con una cantidad estequiométrica de aire (0% de exceso de aire). Se determinarán la AC por unidad de masa y por unidad molar.

### Suposiciones

La combustión es completa. Los gases son gases ideales. El aire es estequiométrico.

### Propiedades

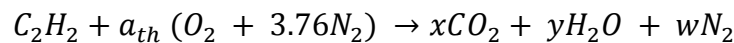
Masa molar del aire  $28.97 \text{ Kg} / \text{Kmol} \approx 29.0 \text{ Kg} / \text{Kmol}$  (Tabla A-1)

Masa molar del carbono  $12.011 \text{ Kg} / \text{Kmol} \approx 12 \text{ Kg} / \text{Kmol}$  (Tabla A-27)

Masa molar del Hidrogeno  $2.016 \text{ Kg} / \text{Kmol} \approx 2 \text{ Kg} / \text{Kmol}$  (Tabla A-27)

### Análisis

Antes que nada aplicamos la ecuación de combustión para el acetileno con aire estequiométrico.



Hacemos las operaciones necesarias para el balanceo

$$\text{C: } 2 = x \rightarrow x = 2$$

$$\text{H: } 2 = 2y \rightarrow y = 1$$

$$\text{O: } 2(a_{th}) = 2x + y \rightarrow a_{th} = 2.5$$

$$\text{N}_2: (a_{th} \times 3.76) = w \rightarrow w = 9.4$$

$$\text{Continuamos diciendo que } \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 2.5 (\text{O}_2 + 3.76\text{N}_2) \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 32.9\text{N}_2$$

|                |          |
|----------------|----------|
| Aire           | 11.9kmol |
| Carbono (C)    | 2kmol    |
| Hidrogeno (H2) | 1kmol    |

$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{(NM)_{\text{aire}}}{(NM)_C + (NM)_{\text{H}_2}}$$

$$= \frac{(11.9\text{Kmol})(29.0 \text{ Kg/Kmol})}{(2\text{Kmol})(12 \text{ Kg/Kmol}) + (1\text{Kmol})(2\text{Kg/Kmol})}$$

$$= 13.27 \text{ Kg}_{\text{aire}} / \text{Kg}_{\text{combustible}}$$

\*Como se mencionó en la **PREGUNTA 15-7C** la relación aire-combustible expresada en una base molar es idéntica a la relación aire-combustible expresada en una base de masa

**15-16** Durante un proceso de combustión se quema 1 kmol de etano ( $C_2H_6$ ) con una cantidad desconocida de aire. Un análisis de los productos de combustión revela que la combustión es completa y que hay 3 kmol de  $O_2$  libre en los productos. Determine a) la relación aire-combustible y b) el porcentaje de aire teórico usado durante este proceso.

### Solución

El combustible es quemado completamente con exceso de aire. Se determinarán la AC. Se determina el porcentaje de aire teórico utilizado.

### Suposiciones

La combustión es completa. Los gases son gases ideales. Hay 3kmol de  $O_2$  libre en el producto.

### Propiedades

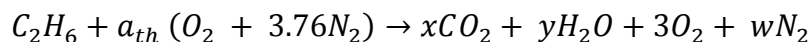
Masa molar del aire  $28.97 \text{ Kg/Kmol} \approx 29.0 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-1)

Masa molar del carbono  $12.011 \text{ Kg/Kmol} \approx 12 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

Masa molar del Hidrogeno  $2.016 \text{ Kg/Kmol} \approx 2 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

### Análisis

La entrada de aire será de  $a_{th}$  ya que hay 3kmol de  $O_2$  producto. Por lo tanto la ecuación de combustión se escribiría de la siguiente manera:



Buscamos los valores faltantes

C:  $2 = x \rightarrow x = 2$

H:  $6 = 2y \rightarrow y = 3$

O:  $2a_{th} = 2x + y + (2 \times 3) \rightarrow a_{th} = 6.5$

$N_2: (a_{th} \times 3.76) = w \rightarrow w = 24.44$

Balanceando...  $C_2H_6 + 6.5 (O_2 + 3.76N_2) \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O + 3O_2 + 24.44N_2$

|                |       |
|----------------|-------|
| Aire           | 30.94 |
| Carbono (C)    | 2     |
| Hidrogeno (H2) | 3     |

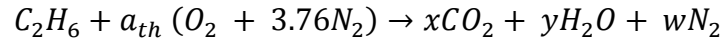
$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{(NM)_{aire}}{(NM)_C + (NM)_{H_2}}$$

$$= \frac{(30.94 \text{ Kmole})(29.0 \text{ Kg/Kmole})}{(2 \text{ Kmole})(12 \text{ Kg/Kmole}) + (3 \text{ Kmole})(2 \text{ Kg/Kmole})}$$



$$= 29.908 \text{ Kg}_{\text{aire}} / \text{Kg}_{\text{combustible}}$$

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:



Resolvemos las incógnitas

$$C: 2 = x \rightarrow x = 2$$

$$H: 6 = 2y \rightarrow y = 3$$

$$O: 2a_{th} = 2x + y \rightarrow a_{th} = 3.5$$

$$N_2: (a_{th} \times 3.76) = w \rightarrow w = 13.16$$

Aplicamos la siguiente ecuación

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje de aire teorico} &= \frac{m_{\text{aire,act}}}{m_{\text{aire,th}}} = \frac{N_{\text{aire,act}}}{N_{\text{aire,th}}} \\ &= \frac{(6.5)(4.76) \text{ kmol}}{(3.5)(4.76) \text{ kmol}} \\ &= 1.85 \end{aligned}$$

$$\%_{\text{aire teorico}} = 185.71\%$$

**15-17E** Durante un proceso de combustión se quema etileno ( $C_2H_4$ ) con 200 por ciento de aire teórico. Suponga una combustión completa y una presión total de 14.5 psia, y determine a) la relación de aire-combustible y b) la temperatura de punto de rocío de los productos.

### Solución

El combustible es quemado completamente con exceso de aire. Se determinarán la AC y el punto de rocío de los productos.

### Suposiciones

La combustión es completa. Los gases de combustión son gases ideales.

### Propiedades

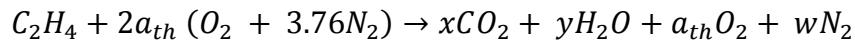
Masa molar del aire  $28.97 \text{ lb/Kmol} \approx 29.0 \text{ lb/Kmol}$  (Tabla A-1)

Masa molar del carbono  $12.011 \text{ lb/Kmol} \approx 12 \text{ lb/Kmol}$  (Tabla A-27)

Masa molar del Hidrogeno  $2.016 \text{ lb/Kmol} \approx 2 \text{ lb/Kmol}$  (Tabla A-27)

### Análisis

La ecuación de combustión puede ser escrita, como



Continuamos diciendo que si

$$C: 2 = x \rightarrow x = 2$$

$$H: 4 = 2y \rightarrow y = 2$$

$$O: 2(2a_{th}) = 2x + y + 2a_{th} \rightarrow a_{th} = 3$$

$$N_2: (2a_{th} \times 3.76) = w \rightarrow w = 22.56$$

Sustituyendo para balancear la ecuación:



|                |            |
|----------------|------------|
| Aire           | 28.56 kmol |
| Carbono (C)    | 2 kmol     |
| Hidrogeno (H2) | 2 kmol     |

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{(NM)_{aire}}{(NM)_C + (NM)_{H_2}}$$

$$= \frac{(28.56 \text{ Kmol})(29.0 \text{ lb/Kmol})}{(2 \text{ Kmol})(12 \text{ Kg/Kmol}) + (2 \text{ Kmol})(2 \text{ lb/Kmol})}$$

$$= 29.58 \text{ lb}_{aire} / \text{lb}_{combustible}$$

La temperatura de rocío se determina encontrando primero la presión parcial de vapor agua  $P_v$  de los productos aplicando el siguiente procedimiento

$$P_v = \left( \frac{N_v}{N_{prom}} \right)$$

$$P_v = \left[ \frac{2 \text{ lb/mol}}{(2 + 2 + 3) + (2)(3)(3.76)} \right] 14.5$$

$$P_v = 0.981 \text{ Psi}$$

| Psi     | T °F |
|---------|------|
| 0.95052 | 100  |
| 0.981   | e    |
| 1.2767  | 110  |

Interpolando:

$$e = d - \frac{(a - b)(d - f)}{a - c}$$

$$e = 100 - \frac{(0.95052 - 0.981)(100 - 110)}{0.95052 - 1.2767}$$

$$e = 100.90^{\circ}F$$

**15-18** Durante un proceso de combustión se quema propileno ( $C_3H_6$ ) con 50 por ciento de exceso de aire. Suponga una combustión completa y una presión total de 105 kPa, y determine a) la relación aire-combustible y b) la temperatura a la cual el vapor de agua en los productos empezara a condensarse.

### Solución

El combustible es quemado completamente con exceso de aire. Se determinarán la AC y la temperatura a la cual el vapor de agua en los productos empezara a condensarse.

### Suposiciones

La combustión es completa. Los gases de combustión son gases ideales.

### Propiedades

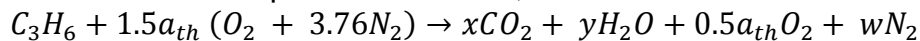
Masa molar del aire  $28.97 \text{ Kg/Kmol} \approx 29.0 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-1)

Masa molar del carbono  $12.011 \text{ Kg/Kmol} \approx 12 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

Masa molar del Hidrogeno  $2.016 \text{ Kg/Kmol} \approx 2 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

### Análisis

La ecuación de combustión puede ser escrita, como



Resolvemos la ecuación

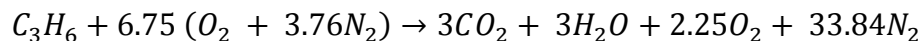
$$C: 3 = x \rightarrow x = 3$$

$$H: 6 = 2y \rightarrow y = 3$$

$$O: 2(1.5a_{th}) = 2x + y + (2 \times 0.5)a_{th} \rightarrow a_{th} = 4.5$$

$$N_2: (2a_{th} \times 3.76) = w \rightarrow w = 33.84$$

Sustituyendo para balancear la ecuación:



|                |            |
|----------------|------------|
| Aire           | 32.13 kmol |
| Carbono (C)    | 3 kmol     |
| Hidrogeno (H2) | 3 kmol     |

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{(NM)_{aire}}{(NM)_C + (NM)_{H_2}}$$

$$= \frac{(32.13 \text{Kmol})(29.0 \text{Kg/Kmol})}{(3 \text{Kmol})(12 \text{Kg/Kmol}) + (3 \text{Kmol})(2 \text{Kg/Kmol})}$$

$$\mathbf{22.185 \text{Kg}_{aire}/\text{Kg}_{combustible}}$$

Al tener nuestras unidades en sistema ocupamos esta ecuacion

$$P_v = \left( \frac{N_v}{N_{\text{prod}}} \right) (P) = \left( \frac{3 \text{kmol}}{33.63 \text{kmol}} \right) (105 \text{kPa}) = 9.36 \text{kPa}$$

Buscamos el valor en la tabla e interpolamos

| TABLA A-4 |      |
|-----------|------|
| KPa       | T °C |
| 7.3851    | 40   |
| 9.36      | e    |
| 9.5953    | 45   |

$$e = d - \frac{(a - b)(d - f)}{a - c}$$

$$e = 40 - \frac{(7.3851 - 9.36)(40 - 45)}{7.3851 - 9.5953}$$

$$\mathbf{T_{pr} = 44.46^\circ\text{C}}$$

\*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

**15-19** Se quema alcohol propílico ( $C_3H_7OH$ ) con 50 por ciento de exceso de aire. Escriba la ecuación de la relación balanceada para una combustión completa y determine la relación aire-combustible.

### Solución

Escribir la ecuación de reacción y balancearla determinando que fue una reacción completa y determinar la relación aire-combustible.

### Suposiciones

Los gases de combustión son gases ideales. La reacción esta balanceada y completa.

### Propiedades

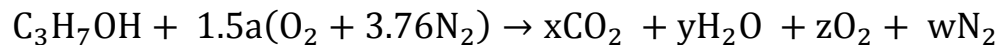
Masa molar del aire  $28.97 \text{ Kg/Kmol} \approx 29.0 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-1)

Masa molar del carbono  $12.011 \text{ Kg/Kmol} \approx 12 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

Masa molar del Hidrogeno  $2.016 \text{ Kg/Kmol} \approx 2 \text{ Kg/Kmol}$  (Tabla A-27)

### Análisis

Escribimos la ecuación de la combustión



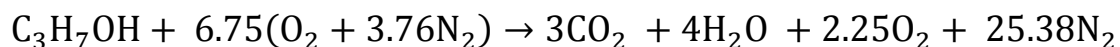
C:  $3=x$

H:  $8 = 2y$ ;  $y = 4$

O:  $2(1.5)a + 1 = 2x + y + 2z$ ;  $z = 0.5 a_{th}$ ;  $a_{th} = 4.5$

N:  $3.76(2)(1.5a) = 2w$ ;  $w = 25.38$

Sustituyendo para balancear la ecuación:



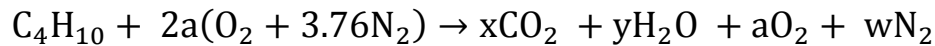
$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{NM_{\text{aire}}}{NM_C + NM_{H_2}}$$

$$AC = \frac{(6.75 \times 4.76 \text{ kmol})(29 \text{ kg/kmol})}{(3 \text{ kmol})(12 \text{ kg/kmol}) + 4 \text{ kmol}(2 \text{ kg/kmol}) + 1 \text{ kmol}(\frac{\text{kg}}{\text{kmol}})}$$

$$15.5295 \text{ kg}_{\text{aire}}/\text{kg}_{\text{combustible}}$$

**15-20** Se quema butano ( $C_4H_{10}$ ) con 200 por ciento de aire teórico. Para una combustión completo, ¿Cuántos kmol de agua deberán rociarse en la cámara de combustión por kmol de combustible si los productos de combustión deberán tener una temperatura de punto de rocío de  $60^\circ C$  cuando la presión del producto sea 100kPa?

### Análisis



C:  $4 = x$

H:  $10 = 2y$ ,  $y = 5$ ,

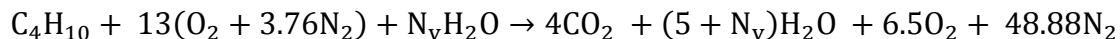
O:  $2(2)a_{th} = 2x + y + 2a_{th}$ ,  $a = 6.5$ ;

N:  $3.76(2)(2a_{th}) = 2w$ ,  $w = 48.88$

Sustituyendo para balancear la ecuación:



Cuando se le rocía con agua la ecuación aumenta en  $H_2O$  por lo tanto tiene que balancearse de nuevo.  $N_v$  = moles de vapor de agua



Obtenemos la presión de saturación a  $60^\circ C$

Psat a  $60^\circ C = 19.947 \text{ kPa}$

Utilizando la fórmula:

$$y_{\text{vapor de agua}} = \frac{P_{\text{saturacion del vapor de agua}}}{P_{\text{producto}}} = \frac{19.947 \text{ kPa}}{100 \text{ kPa}} = .1994 \text{ kPa}$$

De otra manera:

$$y_{\text{vapor de agua}} = \frac{N_{\text{del agua en el producto}}}{N_{\text{total del producto}}} = \frac{(5 + N_v)}{4 + (5 + N_v) + 6.50 + 48.88} = .1994 \text{ kPa}$$

Despejamos el número de moles de agua:

$$\frac{(5 + N_v)}{4 + (5 + N_v) + 6.50 + 48.88} = .1994 \text{ kPa}$$

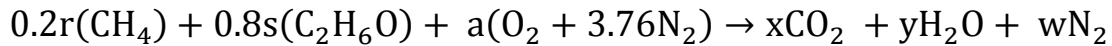
$$N_v - .1994N_v = .7976 + .997 + 1.2961 + 9.7466 - 5$$

$$N_v = 9.7892 \text{ kmol}$$

**15-21** Una mezcla de combustible de 20 por ciento de masa de metano (CH<sub>4</sub>) y 80 por ciento de masa de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) se quema completamente con aire teórico. Si el flujo másico total es 31 kg/s, determine el flujo másico de aire requerido.

### Análisis

La ecuación se enuncia como sigue:



Balanceando la ecuación:

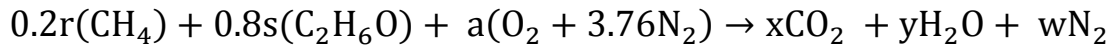
$$\text{C: } .2r + 1.6s = x;$$

$$\text{H: } .8r + 4.8s = 2y,$$

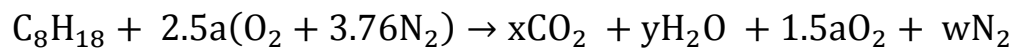
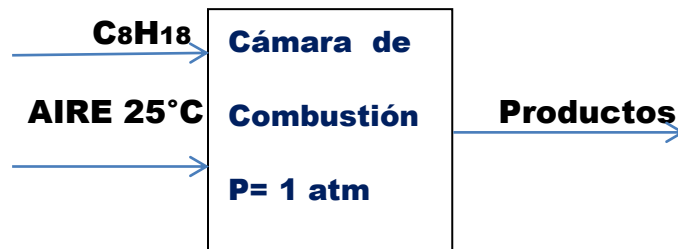
$$\text{O: } .8s + 2a_{th} = 2x + y;$$

$$\text{N: } 3.76(2)(a_{th}) = 2w$$

Sustituyendo para balancear la ecuación:



**15-22** Se quema octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) con 250 por ciento de aire teórico, el cual entra a la cámara de combustión a 25°C. Suponga una combustión completa y una presión total de 1 atm, y determine a) la relación de aire-combustible y b) la temperatura de punto de rocío de los productos.



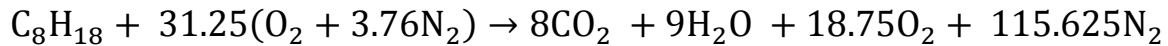
$$\text{C: } 8 = x;$$

$$\text{H: } 18 = 2y, \quad y = 9,$$

$$\text{O: } 2(2.5)a_{th} = 2x + y + 3a_{th}, \quad a_{th} = 12.5;$$

$$N: 3.76(2)(2.5a_{th}) = 2w, \quad w = 115.625$$

Sustituyendo para balancear la ecuación:



$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}}$$

$$AC = \frac{(31.25 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(8 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 9 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)} = 37.839 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Para la temperatura de punto de rocío:

$$1 \text{ atm} = 101.324998 \text{ kPa}$$

$$P_v = \left( \frac{N_v}{N_{\text{prod}}} \right) (P_{\text{prod}}) = \left( \frac{9 \text{ kmol}}{151.375 \text{ kmol}} \right) (101.324998 \text{ kPa}) = 6.04 \text{ kPa}$$

De la tabla A-5

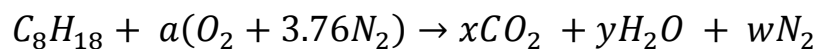
$$T_{\text{pr}} = T_{\text{sat a } P_v} = T_{\text{sat a } 6.04 \text{ kPa}} = \frac{(6.04 \text{ kPa} - 5 \text{ kPa})(40.29^\circ\text{C} - 32.87^\circ\text{C})}{(7.5 \text{ kPa} - 5 \text{ kPa})} + 32.87^\circ\text{C} = 35.956^\circ\text{C}$$

**15-23 En un motor de reacción se quema gasolina (se considera C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) de manera estable con aire. Si la relación aire-combustible es 18 kg de aire/kg de combustible, determine el porcentaje de aire teórico usado durante este proceso.**

### Análisis

Un proceso de combustión donde todos los componentes inflamables del combustible se queman por completo tiene la siguiente forma combustible .

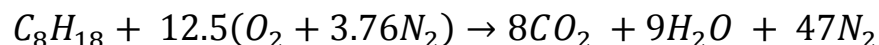
La ecuación de la combustión es la siguiente:



Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$\begin{aligned} C: 8 &= x; & H: 18 &= 2y, \quad y = 9, & O: 2a &= 2x + y, \quad a = 12.5; \\ N: 3.76(2)(a) &= 2w, & w &= 47 \end{aligned}$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:





Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(12.5 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(8 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 9 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)} = 15.1359 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

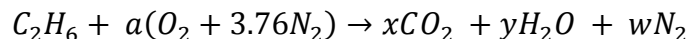
Para obtener el porcentaje teórico de aire usado debemos dividir de la siguiente manera:

$$\text{Aire teorico \%} = \frac{AC_{con \text{ aire total}}}{AC_{con \text{ aire teorico}}} = \frac{18 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}}{15.1359 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}} \times 100 = 118.922\%$$

**15-24** En una cámara de combustión se quema etano ( $C_2H_6$ ) a una tasa de 8 kg/h con aire que entra a una tasa de 176 kg/h. Determine el porcentaje de exceso de aire utilizado durante este proceso.

### Análisis

A ecuación de la combustión es la siguiente:

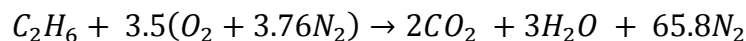


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: 2 = x; \quad H: 6 = 2y, \quad y = 3, \quad O: 2a_{th} = 2x + y, \quad a_{th} = 3.5;$$

$$N: 3.76(2)(a_{th}) = 2w, \quad w = 65.8$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(3.5 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(2 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 3 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)} = 16.10 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Ahora obtendremos la relación AC con el aire total:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{176 \frac{\text{kg}}{\text{h}}}{8 \frac{\text{kg}}{\text{h}}} = 22 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

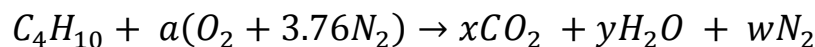
para obtener el porcentaje teórico de aire usado debemos dividir de la siguiente manera:

$$\text{Aire teorico \%} = \frac{AC_{\text{con aire total}}}{AC_{\text{con aire teorico}}} = \frac{22 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}}{16.10 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}} \times 100 = 136.6459\%$$

**15-25** Un kilogramo de butano ( $C_4H_{10}$ ) se quema con 25 kg de aire que está a  $30^\circ\text{C}$  y 90 kPa. Suponga que la combustión es completa y que la presión de los productos es 90 kPa; determine a) el porcentaje de aire teórico utilizado y b) la temperatura del punto de rocío de los productos.

### Análisis

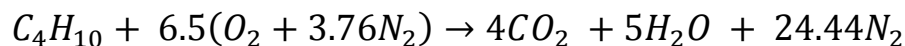
La ecuación de la combustión es la siguiente:



Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$\begin{aligned} C: 4 &= x; & H: 10 &= 2y, \quad y = 5, & 0: 2a_{th} &= 2x + y, \quad a_{th} = 6.5; \\ N: 3.76(2)(a_{th}) &= 2w, & w &= 24.44 \end{aligned}$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{NM_{\text{aire}}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(6.5 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(4 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 5 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)} = 15.47 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Ahora obtendremos la relación ac con el aire total:

$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{25 \text{ kg}}{1 \text{ kg}} = 25 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Para obtener el porcentaje teórico de aire usado debemos dividir de la siguiente manera:

$$\text{Aire teorico \%} = \frac{AC_{\text{con aire total}}}{AC_{\text{con aire teorico}}} = \frac{25 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}}{15.47 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}} \times 100 = 161.603\%$$

Para determinar la temperatura de punto de rocío se aplica lo siguiente:

$$P_v = \left( \frac{N_v}{N_{prod}} \right) (P_{prod}) = \left( \frac{5 \text{ kmol}}{33.44 \text{ kmol}} \right) (90 \text{ kPa}) = 13.45 \text{ kPa}$$

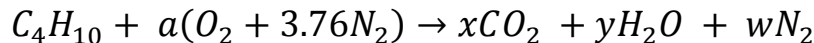
$$P_v = \text{presión de vapor de agua}, N_v = \text{moles de agua}, N_{prod} = \text{moles total de producto}, P_{prod} = \text{presión total}$$

ya para buscar la temperatura ocuparemos la tabla a-5 (agua saturada, tabla de presiones):

$$T_{pr} = T_{sat \text{ a } P_v} = T_{sat \text{ a } 13.45 \text{ kPa}} = \frac{(13.45 \text{ kPa} - 10 \text{ kPa})(53.97^\circ\text{C} - 45.81^\circ\text{C})}{(15 \text{ kPa} - 10 \text{ kPa})} + 45.81^\circ\text{C} = 51.4404^\circ\text{C}$$

**15-26E** Una lbm de butano ( $C_4H_{10}$ ) se quema con 25 lbm de aire que está a  $90^\circ\text{F}$  y 14.7 psia. Suponga que la combustión es completa y que la presión de los productos es 14.7 psia, determine a) el porcentaje de aire teórico utilizado y b) la temperatura del punto de rocío de los productos.

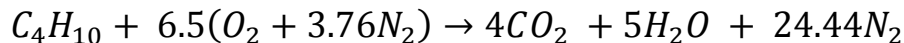
La ecuación de la combustión es la siguiente:



Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$\begin{aligned} C: 4 &= x; & H: 10 &= 2y, \quad y = 5, & O: 2a_{th} &= 2x + y, \quad a_{th} = 6.5; \\ N: 3.76(2)(a_{th}) &= 2w, & w &= 24.44 \end{aligned}$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(6.5 \times 4.76 \text{ lbmol}) \left( \frac{29 \text{ lbm}}{\text{lbmol}} \right)}{(4 \text{ lbmol}) \left( \frac{12 \text{ lbm}}{\text{lbmol}} \right) + 5 \text{ lbmol} \left( \frac{2 \text{ lbm}}{\text{lbmol}} \right)} = 15.47 \frac{\text{lbm aire}}{\text{lbm combustible}}$$

Ahora obtendremos la relación AC con el aire total:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{25 \text{ lb}}{1 \text{ lb}} = 25 \frac{\text{lbm aire}}{\text{lbm combustible}}$$

Para obtener el porcentaje teórico de aire usado debemos dividir de la siguiente manera:

$$\text{Aire teorico \%} = \frac{AC_{\text{con aire total}}}{AC_{\text{con aire teorico}}} = \frac{25 \frac{\text{lbm aire}}{\text{lbm combustible}}}{15.47 \frac{\text{lbm aire}}{\text{lbm combustible}}} \times 100 = 161.603\%$$

Para determinar la temperatura de punto de rocío se aplica lo siguiente:

$$P_v = \left( \frac{N_v}{N_{\text{prod}}} \right) (P_{\text{prod}}) = \left( \frac{5 \text{ lbmol}}{33.44 \text{ lbmol}} \right) (14.7 \text{ psia}) = 2.1979 \text{ psia}$$

$$1 \text{ Psi} = 6.89475729 \text{ KiloPascals}$$

$$2.1979 \text{ psia} = 15.15 \text{ kPa}$$

$$P_v = \text{presion de vapor de agua}, N_v = \text{moles de agua}, N_{\text{prod}}$$

$$= \text{moles total de producto}, P_{\text{prod}} = \text{presion total}$$

Ya para buscar la temperatura ocuparemos la tabla a-5 (agua saturada, tabla de presiones):

$$T_{\text{pr}} = T_{\text{sat a } P_v} = T_{\text{sat a } 15.15 \text{ kPa}} = \frac{(15.15 \text{ kPa} - 15 \text{ kPa})(60.06^\circ\text{C} - 53.97^\circ\text{C})}{(20 \text{ kPa} - 15 \text{ kPa})} + 53.97^\circ\text{C}$$

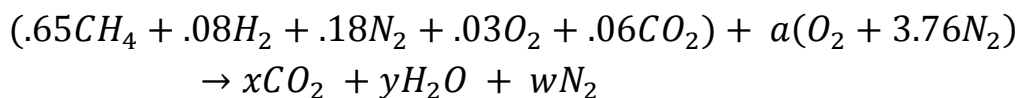
$$= 54.152^\circ\text{C}$$

$$54.152^\circ\text{C} = 129.47^\circ\text{F}$$

**15-27** Cierta gas natural tiene el siguiente análisis volumétrico: 65 por ciento de CH<sub>4</sub>, 8 por ciento de H<sub>2</sub>, 18 por ciento de N<sub>2</sub>, 3 por ciento de O<sub>2</sub> y 6 por ciento de CO<sub>2</sub>. Después este gas se quema por completo con la cantidad estequiométrica de aire seco. ¿Cuál es la razón de aire-combustible para este proceso de combustión?

### Análisis

La ecuación de la combustión es la siguiente:

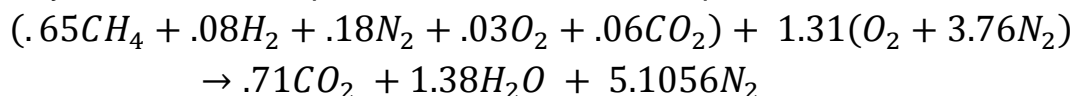


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$\text{C: } .71 = x; \quad \text{H: } 2.76 = 2y, \quad y = 1.38, \quad \text{O: } .06 + .12 + 2a_{\text{th}} = 2x + y, \quad a_{\text{th}} = 1.31;$$

$$\text{N: } .36 + 3.76(2)(a_{\text{th}}) = 2w, \quad w = 5.1056$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

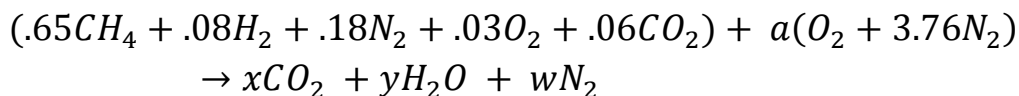
$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{NM_{\text{aire}}}{NM_{\text{C}} + NM_{\text{H}_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M \\ = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(1.31 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(.71 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 1.32 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + .36 \text{ kmol} \left( \frac{14 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + .18 \text{ kmol} \left( \frac{16 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}$$

$$= 9.4775 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

**15-28** Repita el problema 15-27, pero sustituya el aire seco por aire húmedo que entra a la cámara de combustión a 25°C, 1 atm y 85 por ciento de humedad relativa.

La ecuación de la combustión es la siguiente:

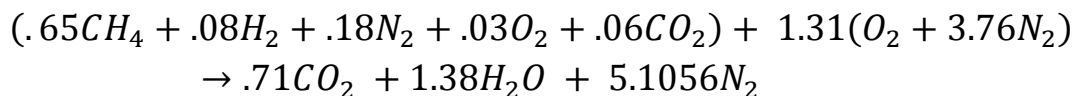


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: .71 = x; \quad H: 2.76 = 2y, \quad y = 1.38, \quad O: .06 + .12 + 2a_{th} = 2x + y, \quad a_{th} = 1.31;$$

$$N: .36 + 3.76(2)(a_{th}) = 2w, \quad w = 5.1056$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Después se determina la cantidad de humedad que acompaña el aire

$$4.76a_{th} = 4.76(1.31) = 6.2356$$

La presión parcial de la humedad es

$$P_v = \phi_{\text{aire}} P_{\text{sat a } 25^\circ C} = (.85)(3.1598 \text{ kPa}) = 2.69433 \text{ kPa}$$

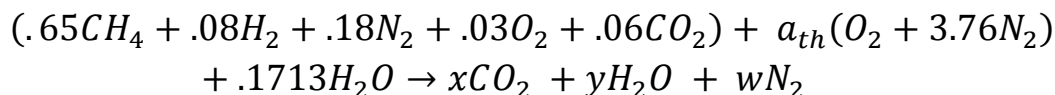
Si se supone el comportamiento de gas ideal, el número de moles de humedad que se obtiene es:

$$N_{v,\text{aire}} = \left( \frac{P_{v,\text{aire}}}{P_{\text{total}}} \right) N_{\text{total}} = \left( \frac{2.69433 \text{ kPa}}{101.325 \text{ kPa}} \right) (6.2356 + N_{v,\text{aire}})$$

$$N_{v,\text{aire}} = .1668 + .0265 N_{v,\text{aire}}$$

$$N_{v,\text{aire}} = 1.713 \text{ kmol}$$

Se debe añadir la cantidad de moles de humedad en ambos lados para que la ecuación este balanceada



Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: .71 = x; \quad H: 3.1026 = 2y, \quad y = 1.551, \quad O: .06 + .12 + .1713 + 2a_{th} = 2x + y, \quad a_{th} = 1.29;$$

$$N: .36 + 3.76(2)(a_{th}) = 2w, \quad w = 5.03$$

Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(1.29 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + .1713 \text{ kmol} \left( \frac{16 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + .1713 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(.71 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 1.32 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + .36 \text{ kmol} \left( \frac{14 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + .18 \text{ kmol} \left( \frac{16 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}$$

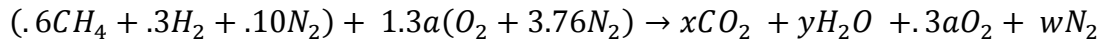
$$AC = \frac{181.155 \text{ kg}}{19.08 \text{ kg}}$$

$$= 9.4944 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

**15-29** Un combustible gaseoso con un análisis volumétrico de 60 por ciento de CH<sub>4</sub>, 30 por ciento de H<sub>2</sub> y 10 por ciento de N<sub>2</sub> 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 se condensaría si los gases producto fueran enfriados hasta 20°C a 1 atm.

### Análisis

La ecuación de la combustión es la siguiente:

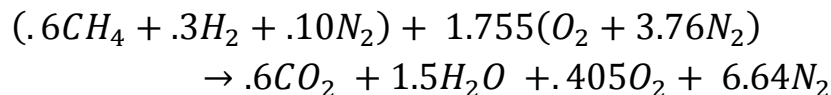


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: .6 = x; \quad H: 3 = 2y, \quad y = 1.5, \quad O: 2.6a_{th} = 2x + y + .6a_{th}, \quad a_{th} = 1.35;$$

$$N: .10 + 4.88(2)(a_{th}) = 2w, \quad w = 6.64$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(1.755 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(.6 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 1.5 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + .2 \text{ kmol} \left( \frac{14 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}$$

$$= 18.6354 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Si se supone que la temperatura de rocío de los productos es mayor a 20°C, un poco de vapor de agua se condensará cuando los productos se enfrían hasta los 20°C. Si  $N_w$  kmol de H<sub>2</sub>O se condensa, se dejará (1.5- $N_w$ ) kmol de vapor de agua

en los productos. Resultará que el número de moles de los productos en la fase gaseosa también disminuirá de  $(9.145 - N_w)$ . Si se trata de gases producidos como gases ideales,  $N_w$  se determina igualando la fracción molar de vapor de agua con su fracción de presión.

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

$$\frac{(1.5 - N_w)}{(9.145 - N_w)} = \frac{2.3392 kPa}{101.325 kPa}$$

$$151.98 kPa - 101.325 N_w = 21.391 kPa - 2.3392 N_w$$

$$N_w = 1.3192 kmol$$

**15-31** Cierta carbón mineral tiene el siguiente análisis con base en la masa: 82 por ciento de C, 5 por ciento de H<sub>2</sub>O, 2 por ciento de H<sub>2</sub>, 1 por ciento de O<sub>2</sub> y 10 por ciento de ceniza. El carbón mineral se quema con 50 por ciento de exceso de aire. Determine la relación aire-combustible.

### Análisis

Antes de sacar la ecuación, debemos suponer cuando carbón estamos utilizando para poder sacar la cantidad de moles de cada uno de los reactivos. supongamos que se quema 1kg de carbón

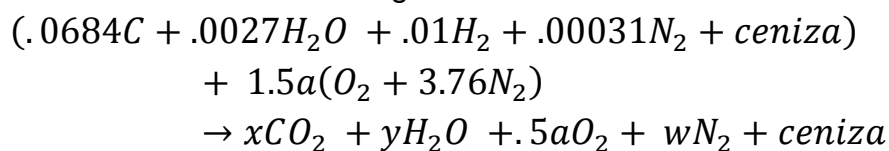
$$N_c = \frac{m}{M_c} = \frac{.82}{\frac{12kg}{kmol}} = 0.06833 kmol$$

$$N_{H_2O} = \frac{m}{M_{H_2O}} = \frac{.05}{\frac{18kg}{kmol}} = 0.0027 kmol$$

$$N_{H_2} = \frac{m}{M_{H_2}} = \frac{.02}{\frac{2kg}{kmol}} = 0.01 kmol$$

$$N_{O_2} = \frac{m}{M_{O_2}} = \frac{.01}{\frac{32kg}{kmol}} = 0.00031 kmol$$

La ecuación de la combustión es la siguiente:

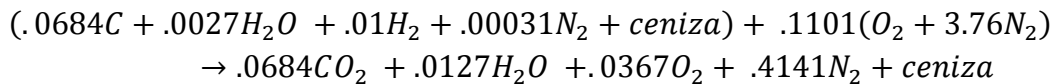


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: .0684 = x; \quad H: .0254 = 2y, \quad y = .0127, \quad O: .0027 + 3a_{th} = 2x + y + a_{th}, \quad a_{th} = 0.0734;$$

$$N: .00031 + 3.76(2)(1.5a) = 2w, \quad w = .4141$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

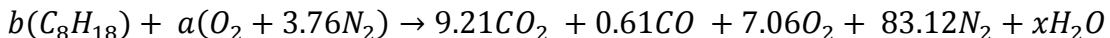
$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{numero de moles y } M \\ = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(.1101 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{1 \text{ kg de carbon}}$$

$$= 15.1982 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

**15-32** Se quema octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) con aire seco. El análisis volumétrico de los productos en una base seca es: 9.21 por ciento de CO<sub>2</sub>, 0.61 por ciento de CO, 7.06 por ciento de O<sub>2</sub> y 83.12 por ciento de N<sub>2</sub>. Determine a) la relación aire-combustible y b) el porcentaje de aire teórico utilizado.

La ecuación de la combustión es la siguiente:



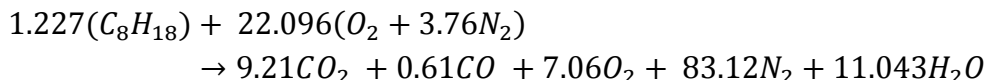
Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: 8b = 9.21 + .61 \quad b = 1.227; \quad H: 18b = 2x, \quad x = 11.043,$$

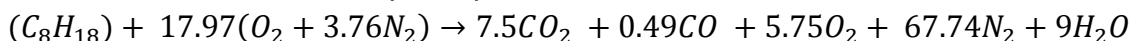
$$O: 2a = 18.42 + .61 + 14.12 + x, \quad a = 22.096;$$

$$N: 7.52a = 166.24,$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Debemos dividir entre 1.227 para que este todo a base de 1kmol de combustible



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

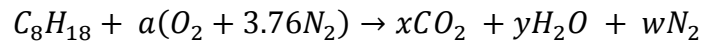
$$AC = \frac{m_{aire}}{m_{combustible}} = \frac{NM_{aire}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{numero de moles y } M \\ = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(17.97 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(8 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 9 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}$$



$$= 21.8056 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Para determinar el porcentaje de aire teórico, primero debemos obtener la cantidad de aire teórico, eso se hace tomando en cuenta que se hará una reacción teórica:

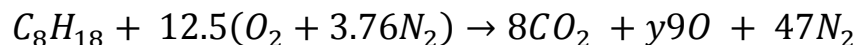


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: 8 = x; \quad H: 18 = 2y, \quad y = 9, \quad O: 2a_{th} = 2x + y, \quad a_{th} = 12.5;$$

$$N: 3.76(2)(a_{th}) = 2w, \quad w = 47$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



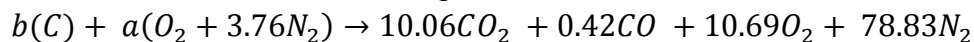
Entonces:

$$\text{Aire teorico \%} = \frac{m_{\text{aire,act}}}{m_{\text{aire teorico}}} = \frac{17.97 \text{ kmol}}{12.5 \text{ kmol}} \times 100 = 143.76\%$$

**15-33** Se quema carbón (C) con aire seco. El análisis volumétrico de los productos es 10.06 por ciento de CO<sub>2</sub>, 0.42 por ciento de CO, 10.69 por ciento de O<sub>2</sub> y 78.83 por ciento de N<sub>2</sub>. Determine a) la relación aire-combustible y b) el porcentaje de aire teórico utilizado.

### Análisis

La ecuación de la combustión es la siguiente:



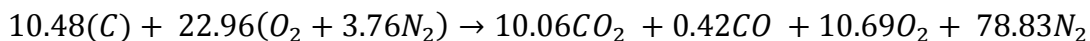
Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: b = 10.06 + .42 \quad b = 10.48;$$

$$O: 2a = 20.12 + .42 + 21.38, \quad a = 22.96;$$

$$N: 7.52a = 157.66,$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Debemos dividir entre 10.48 para que este todo a base de 1 kmol de combustible



Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

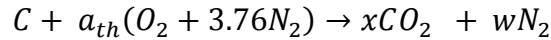
$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{NM_{\text{aire}}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M$$

$$= \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(2.19 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(1 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}$$

$$= 25.1923 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Para determinar el porcentaje de aire teórico, primero debemos obtener la cantidad de aire teórico, eso se hace tomando en cuenta que se hará una reacción teórica:

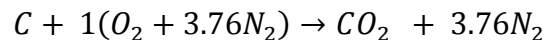


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: 1 = x; \quad O: 2a_{th} = 2x, \quad a_{th} = 1;$$

$$N: 3.76(2)(a_{th}) = 2w, \quad w = 3.76$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



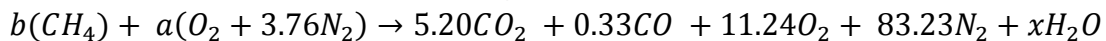
Entonces:

$$\text{Aire teorico \%} = \frac{m_{\text{aire,act}}}{m_{\text{aire teorico}}} = \frac{2.19 \text{ kmol}}{1 \text{ kmol}} \times 100 = 219\%$$

**15-34** Se quema metano (CH<sub>4</sub>) con aire seco. El análisis volumétrico de los productos en una base seca es 5.20 por ciento de CO<sub>2</sub>, 0.33 por ciento de CO, 11.24 por ciento de O<sub>2</sub> y 83.23 por ciento de N<sub>2</sub>. Determine a) la relación aire-combustible y b) el porcentaje de aire teórico utilizado.

### Análisis

La ecuación de la combustión es la siguiente:



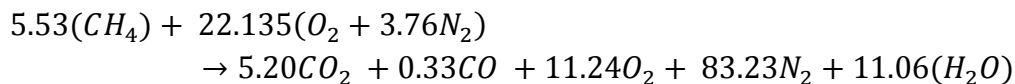
Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: b = 5.20 + .33 \quad b = 5.53; \quad H: 4b = 2x, \quad x = 11.06,$$

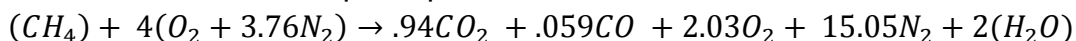
$$O: 2a = 10.4 + .33 + 22.48 + x, \quad a = 22.135;$$

$$N: 7.52a = 166.46,$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Debemos dividir entre 5.53 para que este todo a base de 1 kmol de combustible



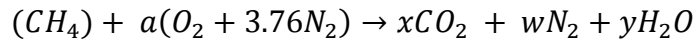
Ahora determinaremos la razón aire-combustible:

$$AC = \frac{m_{\text{aire}}}{m_{\text{combustible}}} = \frac{NM_{\text{aire}}}{NM_C + NM_{H_2}} \quad \text{donde } N = \text{número de moles y } M = \text{masa molar}$$

$$AC = \frac{(4 \times 4.76 \text{ kmol}) \left( \frac{29 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}{(1 \text{ kmol}) \left( \frac{12 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right) + 2 \text{ kmol} \left( \frac{2 \text{ kg}}{\text{kmol}} \right)}$$

$$= 34.51 \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

Para determinar el porcentaje de aire teórico, primero debemos obtener la cantidad de aire teórico, eso se hace tomando en cuenta que se hará una reacción teórica:

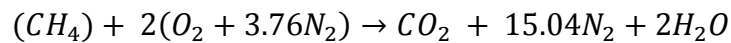


Ahora lo que se debe hacer es balancear la ecuación:

$$C: 1 = x; \quad H: 4 = 2y, \quad y = 2, \quad 0: 2a = 2x + y, \quad a = 2;$$

$$N: 3.76(2)(a) = 2w, \quad w = 15.04$$

Sustituyendo el balance quedaría la combustión completa:



Entonces:

$$\text{Aire teorico \%} = \frac{m_{\text{aire,act}}}{m_{\text{aire teorico}}} = \frac{4 \text{ kmol}}{2 \text{ kmol}} \times 100 = 200\%$$