

#### IV. GASES DE COMBUSTION (EJEMPLOS)

##### 4.1 CALCULO DE LA MASA DE AIRE TEORICO NECESARIO

###### Planteamiento del problema.

Calcular la masa de aire teórico necesario para que se lleve a cabo la reacción de combustión de un combustible con la siguiente composición:

Elemento	% peso
C	87.0
H <sub>2</sub>	9.9
S	0.7
N <sub>2</sub>	0.6
O <sub>2</sub>	1.7
Cenizas	0.1

###### Solución:

Utilizando la relación del cálculo de  $m_{ta}$ :

$$\begin{aligned}m_{ta} &= 11.5 C + 34.5 (H - O/8) + 4.32 S \\m_{ta} &= 11.5 (.87) + 34.5 (.099 - 0.017/8) + 4.32 (0.007) \\m_{ta} &= 13.3774 \text{ partes de aire / partes de combustible} \quad (\text{en peso})\end{aligned}$$

##### 4.2 DETERMINACION DE LA COMPOSICION DE LOS GASES DE COMBUSTION

###### Planteamiento del problema.

Calcular la composición de los gases de la combustión del combustible No. 6, cuya composición se muestra en la Tabla 4-1.

En adelante, este combustible se utilizará en los cálculos de los gases de combustión para el sistema de lavado y purificación de gases.

Tabla 4-1. Propiedades del aceite combustible residual No. 6\*

Elemento	% en peso
C	87.0
H <sub>2</sub>	9.9
S	0.7
N <sub>2</sub>	0.6
O <sub>2</sub>	1.7
Cenizas	0.1
Desidad Específica	0.97
Poder Calorífico	-42.5 MJ/kg

\* Tomado de G.D. Ulrich, Procesos de I. Q. p. 50; 1993.

Suponer combustión completa y un 10 % de exceso de oxígeno.

### Solución:

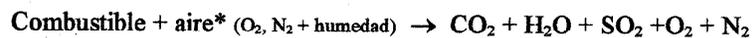
Lo primero que se debe determinar es el flujo de aire necesario para la oxidación. El cálculo del flujo de aire requiere de un cálculo convencional de la estequiometría de la combustión. Generalmente, la relación del aire teórico respecto al real es de aproximadamente 1 a 1.1 (110 % estequiométrico). Coeficiente de exceso de aire CE = 1.10

Tomando como base 100 gr de combustible:

Tabla 4-2. Análisis del Combustible

Componente	PM	% peso	gramos	gmol	% mol
C	12	87.0	87.0	7.250	58.96
H <sub>2</sub>	2	9.9	9.9	4.950	40.26
N <sub>2</sub>	28	0.6	0.6	0.021	0.17
O <sub>2</sub>	32	1.7	1.7	0.053	0.43
S	32	0.7	0.7	0.022	0.18
Cenizas	-	0.1	0.1	-	-
<i>Total</i>	-	<i>100.0</i>	<i>100.0</i>	<i>12.296</i>	<i>100.00</i>

La ecuación general de la combustión es:



Según Baskeslee y Burbac; 1973; en los análisis que se han realizado sobre los gases de combustión se ha encontrado una cantidad despreciable de combustible en la ceniza, y una cantidad despreciable de CO<sub>2</sub> (inferior a las 50 ppm) y óxidos de nitrógeno que consisten principalmente de NO y corresponden aproximadamente a la mitad del

nitrógeno del combustible. En este trabajo de tesis, no se tomará en cuenta la presencia del CO ni de los óxidos de nitrógeno, por ser cantidades muy pequeñas.

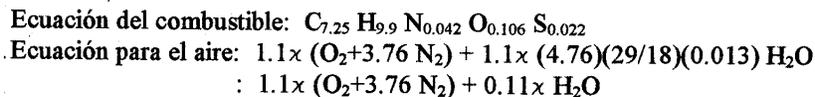
Para calcular las moles de aire es necesario calcular la humedad del aire, que no reacciona pero que sí aparece como producto.

\* Se define la composición del aire estándar (Ulrich, p.51; 1993), para propósitos de ingeniería, como 79 % en mol de nitrógeno y 21 % en mol de oxígeno, y contiene 0.013 kg de humedad / kg de aire seco (lo que equivale a 90 % de humedad relativa, HR, a 20 °C, o 60 % HR a 27 °C).

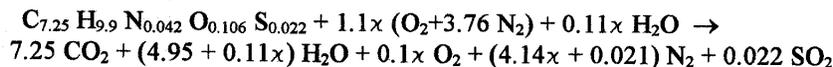
En base a lo anterior, se calculan las moles de agua en el aire :

$$(0.013 \text{ mol H}_2\text{O/mol a.s.}) (29/18) (1 \text{ mol aire}/.21 \text{ mol O}_2) (x \text{ mol O}_2)$$

$$\text{Moles de H}_2\text{O (Humedad del aire)} = 0.09974x \text{ (CE)}$$



Ecuación general:

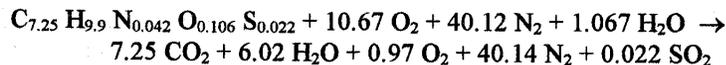
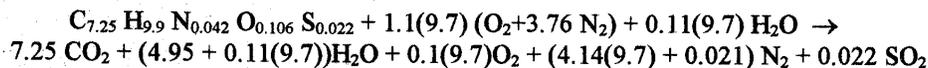


Donde  $x$  representa las moles de oxígeno adicionadas que deben reaccionar con el combustible para oxidar al carbono, hidrógeno y azufre a  $CO_2$ ,  $H_2O$  y  $SO_2$ .

$$x = 7.25 + 4.95/2 + 0.022 - 0.106/2$$

$$x = 9.7 \text{ moles de O}_2 \text{ teórico}$$

Sustituyendo el valor de  $x$  en la ecuación general:



Las moles totales de aire, que son la suma del oxígeno, nitrógeno y humedad, en moles:

$$\text{Moles de oxígeno reales} = 10.67 \text{ (10 \% de exceso)}$$

$$\text{Moles de nitrógeno} = 40.12$$

$$\begin{aligned}\text{Moles de agua} &= 1.067 \\ \text{Moles de aire} &= 10.67 + 40.12 + 1.067 \\ &= 51.86\end{aligned}$$

De acuerdo a lo anterior, la composición del aire requerido es

Tabla 4-3. Composición del aire necesario para la combustión

Componente	PM	gmol	% mol	gr	% peso
N <sub>2</sub>	28	40.12	77.37	1123.36	75.69
O <sub>2</sub>	32	10.67	20.57	341.44	23.01
H <sub>2</sub> O	18	1.07	2.06	19.26	1.3
Total	-	51.86	100	1484.06	100

La composición de los gases de combustión en base húmeda será:

Tabla 4-4. Composición de los gases de combustión (base húmeda)

Componente	gmol	% mol	gr	% peso
N <sub>2</sub>	40.14	73.78	1124.19	70.97
O <sub>2</sub>	0.97	1.78	31.04	1.96
CO <sub>2</sub>	7.25	13.33	319.00	20.14
SO <sub>2</sub>	0.022	0.04	1.41	0.09
H <sub>2</sub> O	6.02	11.07	108.36	6.84
Total	54.40	100	1584	100

Mientras que en base seca será:

Tabla 4-5. Composición de los gases de combustión (base seca)

Componente	gmol	% mol	gr	% peso
N <sub>2</sub>	40.14	82.975	1124.19	76.18
O <sub>2</sub>	0.97	2.000	31.04	2.10
CO <sub>2</sub>	7.25	14.980	319.00	21.62
SO <sub>2</sub>	0.022	0.045	1.41	0.10
Total	48.38	100	1475.64	100

Para comprobar que los cálculos de combustión se han realizado bien, se efectúa un balance de masa:

$$\text{Masa de combustible} + \text{masa de aire} = \text{Masa de gases de combustión}$$

$$100 \text{ gr} + 1484 \text{ gr} = 1584 \text{ gr}$$

Dado que las sumas máxicas coinciden, los cálculos son correctos.

### 4.3 DETERMINACION DEL EXCESO DE AIRE MEDIANTE EL ANALISIS DE ORSAT

El análisis de los gases de combustión se realiza en base al volumen de los gases secos, como porcentajes en mol del  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{O}_2$ , y, por diferencia, del  $\text{N}_2$ . A partir de este análisis es posible determinar el exceso de aire con el que se estuvo trabajando.

#### Planteamiento del problema.

Si el análisis de Orsat señala un 15 % de  $\text{CO}_2$  en un gas de combustión (cuya composición es igual al del apartado anterior, tabla 4-1), calcular el exceso de aire empleado, conociendo previamente el análisis del combustible.

Tabla 4-1. Propiedades del aceite combustible residual No. 6\*

Elemento	% en peso
C	87.0
$\text{H}_2$	9.9
S	0.7
$\text{N}_2$	0.6
$\text{O}_2$	1.7
Cenizas	0.1
Desidad Especifica	0.97
Poder Calorífico	-42.5 MJ/kg

\* Tomado de G.D. Ulrich, Procesos de I. Q. p. 50; 1993.

#### Solución:

De acuerdo con los pesos moleculares de cada constituyente del combustible, se tienen las siguientes moles:

Tabla 4-6. Moles de combustión

Compuesto	% en peso	Peso Molecular	Moles
C	87.0	12	7.250
$\text{H}_2$	9.9	2	4.950
S	0.7	32	0.022
$\text{N}_2$	0.6	28	0.021
$\text{O}_2$	1.7	32	0.053

Si por cada mol de Carbono, hidrógeno y azufre que se quema se forma una mol de  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{SO}_2$ , las moles producidas de gases de combustión son:

$$\begin{aligned}
 \text{CO}_2 &= 7.25 \\
 \text{H}_2\text{O} &= 4.95 \\
 \text{SO}_2 &= 0.022 \\
 \text{N}_2 &= 0.021 + \text{N}_2 \text{ del aire}
 \end{aligned}$$

Por lo tanto, las moles de oxígeno necesarias para llevarse a cabo la combustión serán:

$$\begin{aligned}
 \text{C} : & 7.25 \times 1 = 7.25 \\
 \text{H}_2 : & 4.95 \times 0.5 = 2.475 \\
 \text{S} : & 0.022 \times 1 = 0.022 \\
 \text{O}_2 : & 0.053 \times (-1) = -0.053 \\
 \text{Total} = & 9.7 \text{ moles de O}_2
 \end{aligned}$$

Y si por cada mol de oxígeno presente en el aire se tienen 3.76 moles de nitrógeno, entonces:

$$\text{Moles de nitrógeno} = 9.70 (3.76) = 36.472$$

En el cálculo de las moles de aire no es necesario incluir la humedad del aire, que sí aparece como producto, pero que no se toma en cuenta, ya que el análisis de Orsat se realiza sobre base seca.

$$\text{Moles de Aire} = 9.70 + 36.472 = 46.172$$

Las moles de gases de combustión son:

$$\begin{aligned}
 \text{CO}_2 &= 7.25 \\
 \text{H}_2\text{O} &= 4.95 \\
 \text{SO}_2 &= 0.022 \\
 \text{N}_2 &= 0.021 + 36.472 = 36.493
 \end{aligned}$$

La suma de las cantidades anteriores constituye las moles totales de los gases de combustión.

$$\text{Moles de gases de comb.} = 48.715$$

Mientras que las moles de gases secos son:

$$\begin{aligned}
 \text{CO}_2 &= 7.25 \\
 \text{SO}_2 &= 0.022 \\
 \text{N}_2 &= 36.491
 \end{aligned}$$

De ahí,

$$\text{Moles de gases secos} = 43.765$$

El % de CO<sub>2</sub> en los gases secos es de:

$$\% \text{ CO}_2 = (100) (7.25 / 43.765) = 16.57 \%$$

Suponiendo un exceso de aire del 5 %,

$$\text{Moles de CO}_2 = 7.25$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de gases secos} &= 43.765 + 46.172 (0.05) \\ &= 46.074 \end{aligned}$$

Con lo que ahora el % de CO<sub>2</sub> será:

$$\% \text{ de CO}_2 = (100) 7.25 / 46.074 = 15.74 \%$$

Con un exceso de aire de 10 %, el % de CO<sub>2</sub> es:

$$\text{Moles de CO}_2 = 7.25$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de gases secos} &= 43.765 + 46.172 (0.1) \\ &= 48.382 \end{aligned}$$

$$\% \text{ de CO}_2 = (100) 7.25 / 48.382 = 15 \%$$

Conforme se aumenta el aire teórico, las moles de CO<sub>2</sub> son las mismas, pero el % de CO<sub>2</sub> va disminuyendo, pues queda más diluido con el exceso de aire.

Los resultados obtenidos de % de CO<sub>2</sub> vs. % de exceso de aire se muestran en la tabla 4-7.

Si se construye una gráfica tomando el exceso de aire en las abscisas y como ordenadas, el % de CO<sub>2</sub>, es posible conocer el % de exceso de aire con el que se está trabajando, leyendo en la gráfica el exceso de aire que corresponde al % de CO<sub>2</sub> obtenido del análisis de los gases de combustión con el aparato Orsat.

Tabla 4-7. Determinación del % de exceso de aire

Coefficiente de exceso, CE	% exceso de aire	% de CO <sub>2</sub>
1	0	16.57
1.05	5	15.74
1.10	10	15.00
1.15	15	14.30
1.20	20	13.68
1.25	25	13.11
1.30	30	12.58
1.35	35	12.10
1.40	40	11.65
1.50	50	10.85
1.60	60	10.14
1.70	70	9.53
1.80	80	8.98
1.90	90	8.50
2.00	100	8.06

**Respuesta.** En este caso, dado que el análisis orsat señala un 15 % de CO<sub>2</sub>, la gráfica de la figura 2 determina un 10 % de exceso de aire.

El exceso de aire también puede calcularse en función del porcentaje de CO<sub>2</sub> en los gases, a partir de la siguiente relación:

$$PC = (100) MC / (MG + (CE - 1))$$

donde:

PC = % de CO<sub>2</sub>

MG = moles de gases secos producidos / unidad de combustible

MC = moles de CO<sub>2</sub> producidos / unidad de combustible

MA = moles de aire teórico necesario para combustión / unidad de combustible

CE = coeficiente de exceso de aire

Despejando de la relación a CE, se tiene:

$$CE = 1 + [ (100 MC - MG PC) / (PC MA) ]$$

De esta manera, si dado un análisis de Orsat de gases, se tiene un 15 % de CO<sub>2</sub>, se tiene un exceso de aire de:

$$CE = 1 + [ ((100 \times 7.25) - (43.763 \times 15)) / (15 \times 46.17) ]$$

CE = 1.10

### DETERMINACION DE EXCESO DE AIRE MEDIANTE EL ANALISIS ORSAT

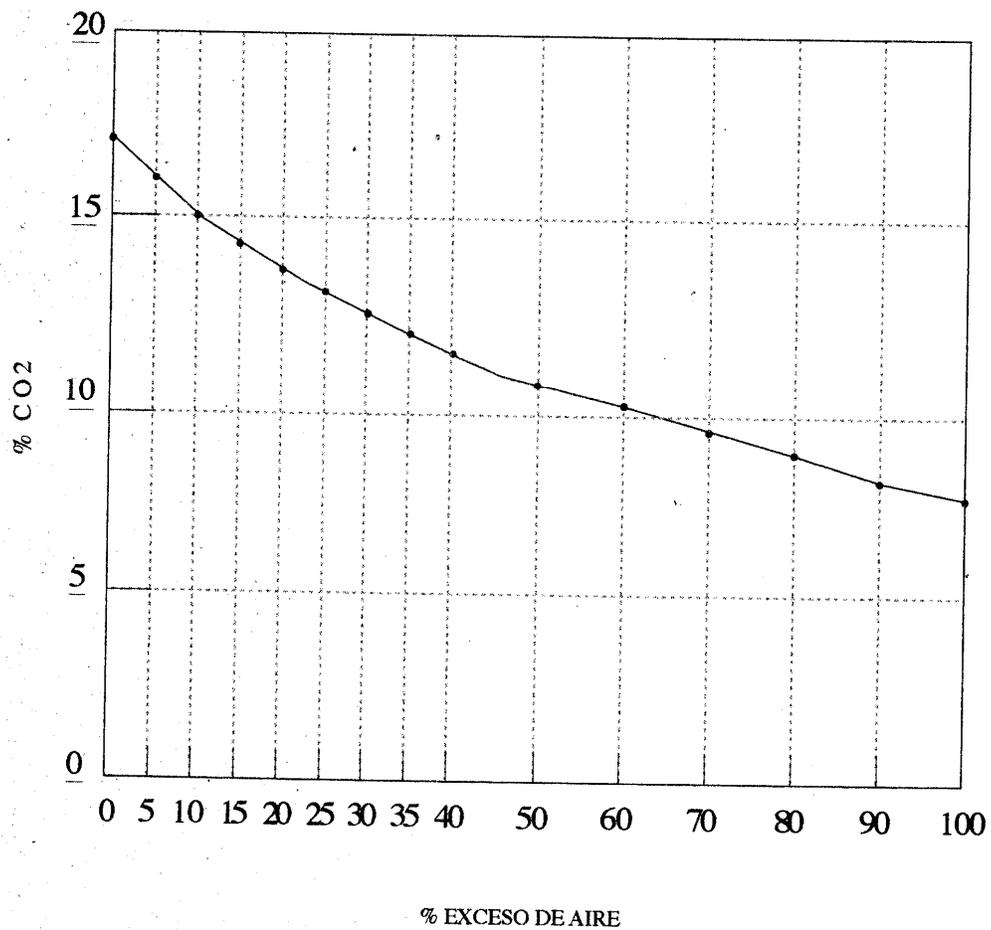


Fig. 2 Determinación de exceso de aire mediante el análisis Orsat.

#### 4.4 PROPIEDADES DEL GAS DE COMBUSTION.

##### Planteamiento del problema.

A partir de la composición del gas de combustión del apartado 4.2, tabla 4-1, calcular el valor de su peso molecular y de su densidad a 25 °C, en base húmeda y en base seca.

##### Solución:

##### Determinación del peso molecular promedio.

El peso molecular promedio de la mezcla gaseosa se calculará a partir de la fracción volumen y del peso molecular de cada constituyente:

$$\overline{PM}_G = \sum_{i=1}^n (PM_i \cdot \text{fracción vol})$$

En base seca:

$$\overline{PM}_G = 30.49$$

En base húmeda:

$$\overline{PM}_G = 29.11$$

##### Cálculo de la densidad:

$$\rho_G = PM/22.41 \text{ (273/298)}$$

En base seca:

$$\rho_G = 1.2465 \text{ kg/m}^3 = 0.07766 \text{ lb/pie}^3$$

En base húmeda

$$\rho_G = 1.19 \text{ kg/m}^3 = 0.07413 \text{ lb/pie}^3$$

#### 4.5 TEMPERATURA DE CONDENSACION DEL VAPOR DE AGUA

##### Planteamiento del problema.

Determinar si el vapor de agua contenido en los gases de combustión condensaría a la temperatura de 25 °C y, calcular la temperatura de rocío.

**Solución:**

Para saber si el vapor contenido en la mezcla gaseosa condensará o no, es preciso calcular la presión de vapor del agua a esa temperatura y compararla con la presión parcial que ejerce el vapor en la mezcla.

De la ecuación de Antoine:

$$\log p_v = A - B/(C+T)$$

donde

$p_v$  es la presión de vapor, en mmHg

T es la temperatura, en °C.

Las constantes para el agua son:

Tabla 4-8. Constantes de Antoine para el agua\*

Temperatura, °C	A	B	C
0 - 60	8.10765	1750.286	235
60 - 150	7.96681	1668.21	228

\* Tomados de Himmelblau, Principios y Cálculos Básicos de la I. Q., p. 624.

Por lo que, a 25 °C:

$$p_v = 23.756 \text{ mmHg} = 0.0313 \text{ atm}$$

Mientras que la presión parcial es el producto de la fracción mol en el gas por la presión total de la mezcla:

$$\bar{p}_{\text{H}_2\text{O}} = y p_t$$

$$f_{\text{mol}} \text{ del vapor de agua} = y = 0.1107$$

$$\text{Presión total} = p_t = 1 \text{ atm (760 mmHg)}$$

$$\bar{p}_{\text{H}_2\text{O}} = (0.1107)(760) = 84.132 \text{ mmHg} = 0.1107 \text{ atm.}$$

Puesto que su presión de vapor es menor que la presión parcial en el gas, sí ocurre la condensación del vapor de agua en la mezcla gaseosa.

Para determinar la temperatura a la cual empieza a ocurrir la condensación (temperatura de rocío), se emplea también la ec. de Antoine.

$$\log p_v = A - B/(C+T)$$

Despejando T:

$$T = B / (A - \log p_v) - C$$

Para que la condensación empiece a ocurrir, tiene que suceder que la presión de vapor del agua sea igual a la presión parcial del vapor de agua:

$$p_v = p_{H_2O} = 84.132 \text{ mmHg,}$$

$$T_r = 48.1 \text{ }^\circ\text{C}$$

**Respuesta.** La temperatura de rocío de los gases de combustión será de 48 °C. Esto significa que a temperaturas inferiores a los 48 °C el vapor de agua contenido en la mezcla gaseosa condensará.