

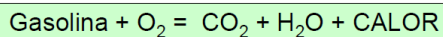
ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE N° 05

PROCESOS DE COMBUSTIÓN

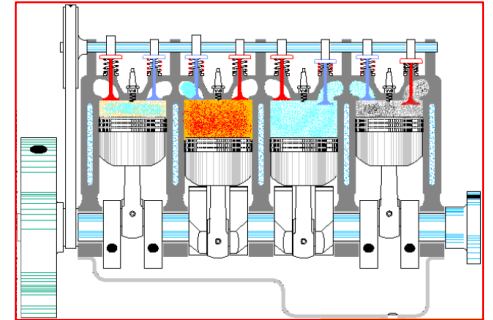
I. COMBUSTIÓN

La combustión no es más que una reacción química de oxidación, en la que normalmente se va a liberar una gran cantidad de calor (energía).

Es una reacción química de oxidación:



El calor producido es lo que mueve el motor



- ❑ La reacción de un elemento químico con el oxígeno se llama oxidación.
- ❑ Cuando el calor de reacción es negativo, dicho calor es liberado o entregado por el sistema, y el proceso se llama exotérmico.
- ❑ Si en cambio, el calor es positivo, el calor debe ser absorbido por el sistema durante la reacción química y el proceso se denomina endotérmico.
- ❑ **Combustible:** Toda sustancia (Hidrocarburo) capaz de arder.
- ❑ **Comburente:** Sustancia (Aire) que aporta el oxígeno para que el combustible sufra oxidación.

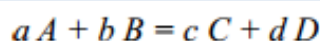
En una reacción de oxidación tendremos la siguiente ecuación:

Primer Miembro

Segundo Miembro



Entonces la ecuación también podría tomar la siguiente forma, donde las letras mayúsculas indican las sustancias químicas y las minúsculas indican la cantidad de moles de dichas sustancias. Y se denominan genéricamente reactantes a las sustancias escritas antes del signo igual (A y B) y productos a las escritas después del signo igual (C y D).



- ❑ Se puede dar el caso en que el combustible esté formado por una mezcla de sustancias entre las cuales hay una o más que no reaccionan con el O₂, por ejemplo SO₂. En este caso, estas sustancias también pasarán en forma completa a los humos (productos).

1.1. COMBUSTIBLES

Los combustibles normalmente son una combinación de Carbono, Hidrógeno y Azufre, tal como podemos ver en la siguiente tabla:

NOMBRE QUÍMICO	NOMBRE COMERCIAL	FÓRMULA
Octano	Gasolina	C_8H_{17}
Iso-octano	Gasolina	C_8H_{18}
	Diésel	$C_{12}H_{26}$
	Diésel	$C_{14.4}H_{24.9}$
Propano	Gas Licuado de petróleo	C_4H_{10}
Butano		C_3H_8
Etano		C_2H_6
Metano	Gas natural	CH_4
	Alcohol Etilico	C_2H_5OH
	Biodiesel	$CH_3 - O - CO - R_3$

1.1.1. Propiedades de algunos combustibles

COMBUSTIBLE	FORMULA	DENSIDAD	PODER CALORIFICO
Gasolina	C_8H_{18}	700 kg/m ³	11,000 kcal/m ³
Diésel	$C_{12}H_{26}$	850 kg/m ³	10,100 kcal/m ³
Gas Natural	90% CH_4	Líquido a $-160^\circ C$ y presión atmosférica.	9,200 kcal/m ³
GLP	60% C_4H_{10} 40% C_3H_8	Líquido a $20^\circ C$ y 2.5 bar	22,244 kcal/m ³ 6, 595 kcal/lt

1.2. COMBURENTE (AIRE)

Sustancia gaseosa, transparente, inodora e insípida que envuelve la Tierra y forma la atmósfera; está constituida principalmente por oxígeno y nitrógeno, y por cantidades variables de argón, vapor de agua y anhídrido carbónico.

COMPONENTE	Fracción Molar
N_2	0.7809
O_2	0.2095
Ar	0.0093
CO_2	0.0003

La masa molar de esta mezcla (Aire) es 28.967 kg/kmol

Para casi todos los cálculos de combustión podemos tratar al Argón y al Dióxido de carbono como Nitrógeno adicional ya que son inertes y aparecen en pequeñas cantidades, Utilizando esta suposición, un mol de Aire se compone de 0.79 moles de N_2 y 0.21 moles de O_2 .



Por lo tanto, el N_2 pasará íntegramente a los humos.

1.2.1. COMPOSICION MOLAR Y MÁSCICA DEL AIRE

BASE MOLAR
0.21 moles de O₂ + 0.79 moles de N₂ = 1 mol de aire
1 mol de O₂ + 3.76 moles de N₂ = 4.76 moles de aire
BASE DE MASA
0.232 kg de O₂ + 0.768 kg de N₂ = 1 kg de aire
1 kg de O₂ + 3.31 kg de N₂ = 4.31 kg de aire

II. TIPOS DE COMBUSTIÓN

Los procesos de combustión se pueden clasificar en:

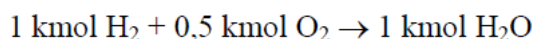
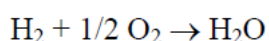
2.1. COMBUSTIÓN COMPLETA

Las sustancias del combustible se queman hasta el máximo grado posible de oxidación. En consecuencia, no habrá sustancias combustibles en los humos (productos).

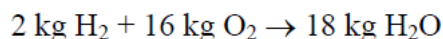
En los productos de la combustión completa se puede encontrar:

REACTANTES	PRODUCTOS
C +O ₂	CO ₂
H₂ + 1/2 O ₂	H ₂ O
S + O ₂	SO ₂
SH ₂ +3/2O ₂	SO ₂ + H ₂ O
CO+1/2O ₂	CO ₂
N ₂	N ₂

NOTA El balance de materia de las reacciones químicas se denomina estequiometría. Siempre se plantea en moles, y la sumatoria de masas de ambos miembros siempre deberá ser iguales, tal como se muestra en el siguiente ejemplo:



Con los pesos moleculares: $M(\text{H}_2) = 2 \text{ kg/kmol}$; $M(\text{O}_2) = 32 \text{ kg/kmol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ kg/kmol}$.



2.3. COMBUSTIÓN INCOMPLETA.

El combustible no se oxida completamente, se forman sustancias que todavía pueden seguir oxidándose; por ejemplo, CO. Estas sustancias se denominan inquemados. La presencia de inquemados indica que la combustión se está realizando en forma incompleta. Otros inquemados pueden ser H₂, C_nH_m, H₂S y C. Estas sustancias son los contaminantes más comunes que escapan a la atmósfera en los gases de combustión.

2.4. COMBUSTIÓN TEÓRICA O ESTEQUIOMÉTRICA.

Es la combustión que se realiza con la cantidad teórica de oxígeno estrictamente necesaria para producir la oxidación total del combustible sin que se produzcan inquemados.

En consecuencia, no se encuentra O₂ en los humos, ya que dicho O₂ se consumió totalmente durante la combustión. Esta combustión se denomina teórica porque en la práctica siempre se producen inquemados, aunque sea en muy pequeña proporción.

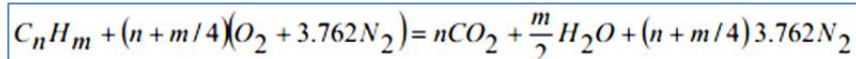
Aire Teórico o Estequiométrico:

Cantidad mínima de aire que proporciona el oxígeno necesario para que se produzca una combustión completa.

Considerando el proceso de combustión teórica, en la **Tabla 4** se presenta la información sobre los productos esperados en función de la riqueza de la mezcla para el caso de combustión de un hidrocarburo.

ϕ	Productos de combustión
< 1.0	CO ₂ , H ₂ O, N ₂ , O ₂
= 1.0	CO ₂ , H ₂ O, N ₂
> 1.0	CO ₂ , H ₂ O, N ₂ , CO, H ₂

Al hidrocarburo de composición general C_nH_m le corresponde una ecuación de reacción de combustión completa estequiométrica de la siguiente forma:



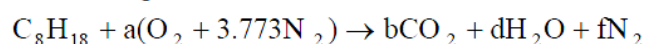
2.4.1. Ejemplos de balances Estequiométrico

a) Determine la cantidad de aire teórico necesario y la fracción molar de los gases de escape en una combustión completa del Isooctano (C₈H₁₈).

Procedimiento de solución:

Inicialmente se plantea la ecuación global de combustión y se realiza el balance másico de las cantidades de C, H, O y N.

Reacción global de combustión :



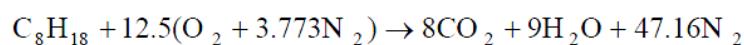
Balance másico

$$C \rightarrow b = 8$$

$$H \rightarrow d = 9$$

$$O \rightarrow a = (2b + d)/2 = 12.5$$

$$N \rightarrow f = 3.773a = 47.16$$

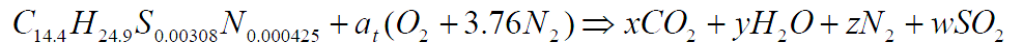


Fracción molar de los productos :

$$Y_{CO_2} = 12.47\%; \quad Y_{H_2O} = 14.03\%; \quad Y_{N_2} = 73.50\%$$

Por lo tanto la cantidad de aire teórico necesario para esta reacción en moles es: 12,5 (1+3,773)= 59,66 mol.

- b) Utilizando una reacción global de combustión efectué el balance químico y determine la fracción molar de los gases de escape cuando se quema una mezcla de Diésel Premium y aire empleando la cantidad teórica del aire ($\phi=1$)



$$C \Rightarrow x = 14.4$$

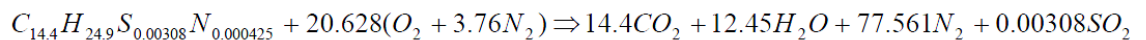
$$H \Rightarrow 2y = 24.9 \quad y = 12.45$$

$$S \Rightarrow w = 0.00308$$

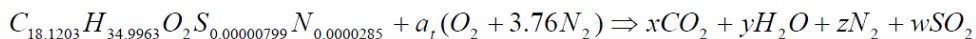
$$O \Rightarrow 2a_t = 2x + y + 2w$$

$$\text{con } x = 14.4, y = 12.45, w = 0.00308 \quad a_t = 20.628$$

$$N \Rightarrow 2z = 0.000425 + 2a_t(3.76) \quad z = 77.561$$



- c) Utilizando una reacción global de combustión efectué el balance químico y determine la fracción molar de los gases de escape cuando se quema una mezcla de B100 Ester metílico de palma y aire empleando la cantidad teórica del aire ($\phi=1$)



$$C \Rightarrow x = 18.1203$$

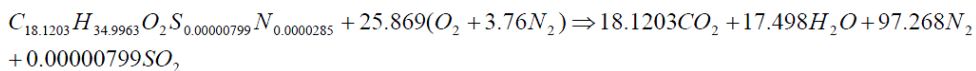
$$H \Rightarrow 2y = 34.9963 \quad y = 17.498$$

$$S \Rightarrow w = 0.00000799$$

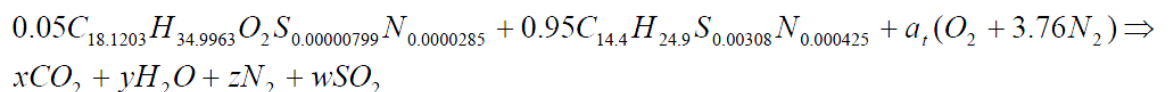
$$O \Rightarrow 2 + 2a_t = 2x + y + 2w$$

$$\text{con } x = 18.1203, y = 17.498, w = 0.00000799 \quad a_t = 25.869$$

$$N \Rightarrow 2z = 0.0000285 + 2a_t(3.76) \quad z = 97.268$$



- d) Utilizando una reacción global de combustión efectué el balance químico y determine la fracción molar de los gases de escape cuando se quema una mezcla de Diésel B5 y aire empleando la cantidad teórica del aire ($\phi=1$)



$$C \Rightarrow x = 0.05(18.1203) + 0.95(14.4), x = 14.586$$

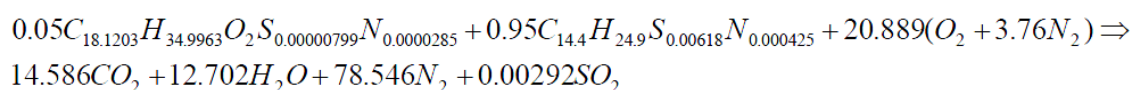
$$H \Rightarrow 2y = 0.05(34.9963) + 0.95(24.9), y = 12.702$$

$$S \Rightarrow w = 0.05(0.00000799) + 0.95(0.00308), w = 0.00292$$

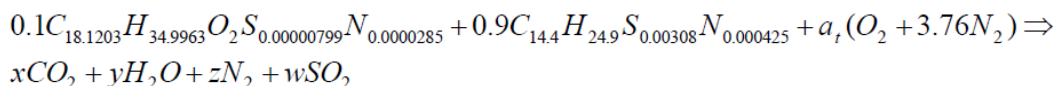
$$O \Rightarrow 0.05(2) + 2a_t = 2x + y + 2w$$

$$\text{con } x = 14.586, y = 12.702, w = 0.00292 \quad a_t = 20.889$$

$$N \Rightarrow 2z = 0.05(0.0000285) + 0.95(0.000425) + 2a_t(3.76) \quad z = 78.546$$



- e) Utilizando una reacción global de combustión efectué el balance químico y determine la fracción molar de los gases de escape cuando se quema una mezcla de Diésel B10 y aire empleando la cantidad teórica del aire ($\phi=1$)



$$C \Rightarrow x = 0.1(18.1203) + 0.9(14.4), x = 14.772$$

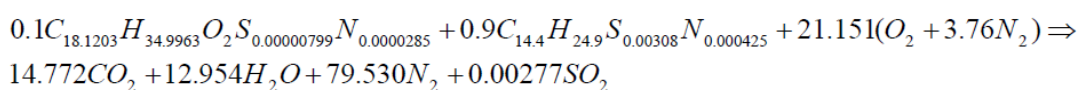
$$H \Rightarrow 2y = 0.1(34.9963) + 0.9(24.9), y = 12.954$$

$$S \Rightarrow w = 0.1(0.00000799) + 0.9(0.00308), w = 0.00277$$

$$O \Rightarrow 0.1(2) + 2a_r = 2x + y + 2w$$

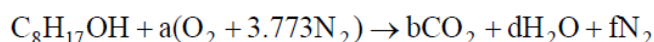
$$\text{con } x = 14.772, y = 12.954, w = 0.0056492 \quad a_r = 21.151$$

$$N \Rightarrow 2z = 0.1(0.0000999) + 0.9(0.000425) + 2a_r(3.76) \quad z = 79.530$$



- f) Determine la composición de los productos para la combustión del Octanol ($C_8H_{17}OH$) con su cantidad de aire teórico.

En el balance de masas se debe recordar que debido a que este combustible ya contiene un porcentaje de O_2 en el cálculo definitivo esta cantidad no es necesario suministrarla con el aire.

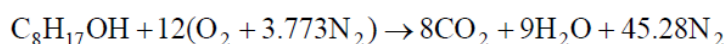


$$C \rightarrow b = 8$$

$$H \rightarrow d = 9$$

$$O \rightarrow 2a + 1 = 2b + d; \quad a = 12$$

$$N \rightarrow f = 45.28$$



2.4.2. Ejercicios propuestos de balances Estequiométrico

- a) Utilizando una reacción global de combustión efectué el balance químico y determine la fracción molar de los gases de escape para cada uno de los combustibles abajo descritos, oxidados con aire, empleando la cantidad teórica del aire ($\phi=1$)

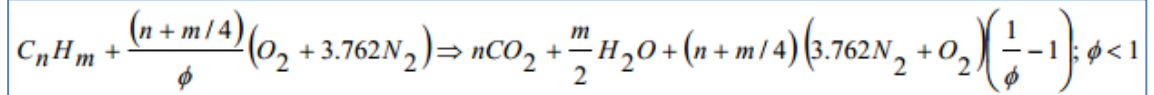
Gasolina:
Nonano C_9H_{20}
Octano C_8H_{17}
Isooctano C_8H_{18}
Diésel:
$C_{12}H_{26}$
$C_{14.4}H_{24.9}$

Gas Natural:
90% de Metano CH_4
Gas Licuado de Petróleo:
60% de Propano C_3H_8
40% de Butano C_4H_{10}
Otros Hidrocarburos:
Etano C_2H_6
Octanol $C_8H_{17}OH$

2.5. COMBUSTIÓN CON EXCESO DE AIRE.

Es la combustión que se lleva a cabo con una cantidad de aire superior a la estequiométrica. Esta combustión tiende a no producir inquemados. Es típica la presencia de O_2 en los humos.

Si bien la incorporación de aire permite evitar la combustión incompleta y la formación de inquemados, trae aparejada la pérdida de calor en los productos de combustión, reduciendo la temperatura de combustión y la eficiencia.

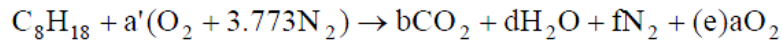


2.5.1. Ejemplos de balances con exceso de aire (mezcla pobre)

- a) Utilizando una reacción global de combustión determine la composición molar de los productos de la combustión para la combustión de una mezcla de iso-octano con 25% del aire teórico ($e = 0.25$).

Proceso de Solución

Para las especies cuando la riqueza $\phi < 1$ se usa la Tabla 4. Se debe tomar en cuenta que para el cálculo del requerimiento de aire se agrega el porcentaje de exceso de aire (e) a la cantidad teórica para el combustible en estudio. Para este caso el nuevo requerimiento es 1.25 veces el teórico y el exceso de aire aparece formando parte del O_2 y N_2 en los productos.

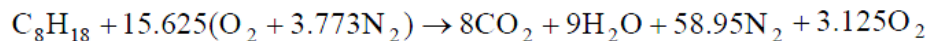


$$C \rightarrow b = 8$$

$$H \rightarrow d = 9$$

$$O \rightarrow a' = (1 + e)a = (1 + e)12.5 = 15.625$$

$$N \rightarrow f = 3.773a' = 58.95$$



2.6. COMBUSTIÓN CON DEFECTO DE AIRE

En esta combustión, el aire disponible es menor que el necesario para que se produzca la oxidación total del combustible. Por lo tanto, se producen inquemados.

2.6.1. Ejemplos de balances con defecto de aire (mezcla rica)

- a) Utilizando una reacción global de combustión determine la fracción molar de los productos de la combustión para la combustión de una mezcla de iso-octano y aire, Las condiciones de trabajo del motor indican que consume mezcla con riqueza $\phi = 1.2$. Considere una temperatura en la cámara de combustión de 2000K.

Proceso de solución:

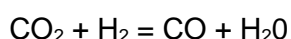
Según la información dada en la Tabla 4 la ecuación global de la combustión para los casos de mezcla rica muestra que se tienen 5 especies como productos, pero

el balance másico solo permite plantear 4 ecuaciones, requiriéndose por lo tanto del empleo de una ecuación extra (ecuación de equilibrio). Para calcular la composición de los productos de combustión en MCIA en el caso de emplear mezclas ricas la relación adicional que se emplea es la reacción de equilibrio agua-gas, la cual permite relacionar los moles de: CO₂, CO, H₂O e H₂.

En este caso la combustión es incompleta y a diferencia de los casos de combustión completa, para su solución se requiere junto con la reacción de equilibrio conocer la temperatura a la cual las especies formadas se encuentran en equilibrio químico.



Y la ecuación de equilibrio agua-gas es:

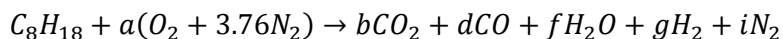


Cuya constante de equilibrio químico, K, en función de la temperatura que relaciona los moles en equilibrio de productos presentes en la ecuación global de combustión se halla a partir de la Ec. 8:

$$\ln K_{(T)} = \frac{M_{\text{H}_2\text{O}} M_{\text{CO}}}{M_{\text{CO}_2} M_{\text{H}_2}} = 2.743 - \frac{1.761\text{e}3}{T} - \frac{1.611\text{e}6}{T^2} + \frac{0.2803\text{e}9}{T^3} \quad (8)$$

Para hallar el valor de K nos apoyaremos en el siguiente concepto:

El logaritmo neperiano o natural es el logaritmo cuya base es el número neperiano $e=2,7182$ y se denota por; $\log_e K = \log K$, además; $\log_e K = n \rightarrow e^n = K$.



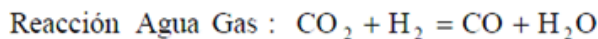
$$\text{C} \rightarrow b + d = 8$$

$$\text{H} \rightarrow f + g = 9$$

$$\text{Moles de aire : } a = \frac{M_a T}{\phi} = \frac{12.5}{1.2} = 10.42$$

$$\text{O} \rightarrow 2a = 2b + d + f; \quad 20.84 = 2b + d + f$$

$$\text{N} \rightarrow i = 3.773a; \quad i = 39.30$$



$$\text{Cuya constante de equilibrio es : } K_{(T)} = \frac{M_{\text{H}_2\text{O}} M_{\text{CO}}}{M_{\text{CO}_2} M_{\text{H}_2}} = \frac{fd}{bg}$$

$$\ln K_{(T)} = 2.743 - \frac{1.761\text{e}3}{T} - \frac{1.611\text{e}6}{T^2} + \frac{0.2803\text{e}9}{T^3}$$

$$\ln K = 2.743 - \frac{1.76 \times 10^3}{2000} - \frac{1.611 \times 10^6}{2000^2} + \frac{0.2803 \times 10^9}{2000^3}$$

$$\ln K = 1.49$$

$$\log_e K = 1.49$$

$$K = e^{1.49} = 2.7182^{1.49}$$

$$K = 4.458 = 4.46$$

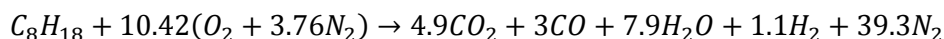
$$K_{(1)} = \frac{M_{H_2O} M_{CO}}{M_{CO_2} M_{H_2}} = \frac{fd}{bg}$$

$$\text{En función de los } M_{H_2O}: 4.46 = \frac{f(f-4.84)}{(12.84-f)(9-f)}$$

$$4.46(12.84 - f)(9 - f) = f(f - 4.84)$$

$$3.46f^2 - 92.56f + 515.39 = 0$$

$$f = 7.9$$



III. COEFICIENTE DE AIRE O RELACIÓN LAMDA λ

$$\lambda = \frac{\text{Masa de aire aportado}}{\text{Masa de aire necesario para combustión estequiométrica}}$$

Si $\lambda = 1$ la mezcla es estequiométrica.

Si $\lambda < 1$ la mezcla es RICA

Si $\lambda > 1$ la mezcla es POBRE

EJEMPLOS:

- 1) Un motor está quemando una mezcla Gasolina Aire del tipo 1/12,5 ¿Cuánto vale λ ?

Solución

$$\lambda = 12,5/14,7 = 0,85$$

El motor está quemando una mezcla RICA

- 2) Un motor está quemando una mezcla Gasolina Aire del tipo 1/18 ¿Cuánto vale λ ?

Solución

$$\lambda = 18/14,7 = 1,22$$

El motor está quemando una mezcla POBRE

- 3) Un motor está quemando una mezcla Gasolina Aire del tipo 1,1 ¿Cuánto vale su relación en peso?

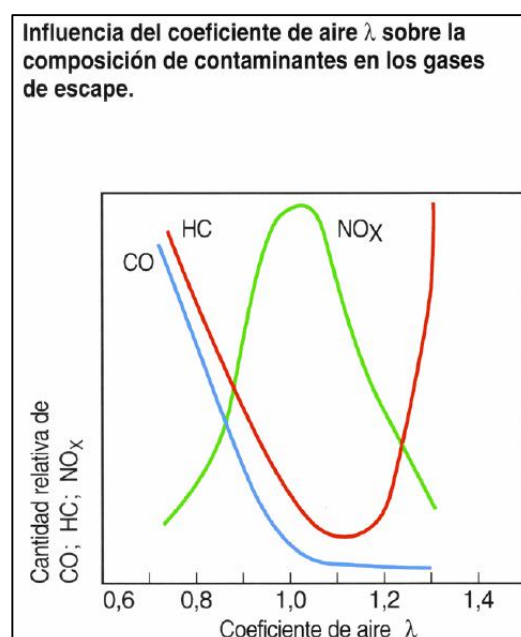
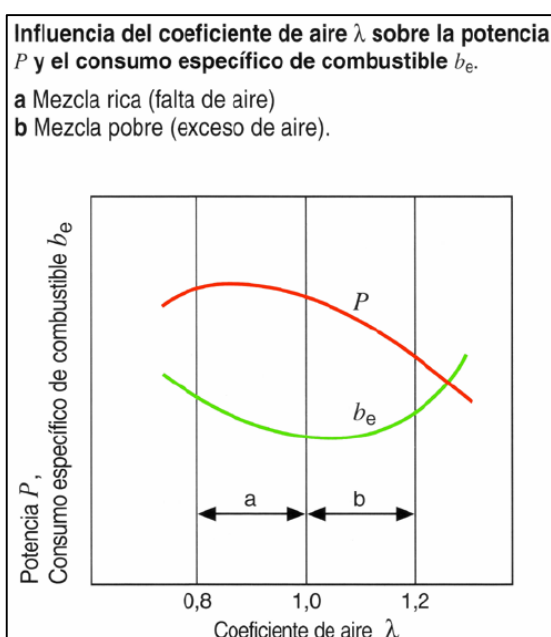
$$\text{Solución} \quad 1,1 = x/14,7 \quad x = 16,17$$

Para quemar 1 Kg de gasolina el motor emplea 16,17 Kg de aire. El motor está quemando una mezcla POBRE

3.1. COEFICIENTE λ Y CARACTERÍSTICAS DE FUNCIONAMIENTO DEL MOTOR OTTO

Considerando que el peso del aire teórico que debería consumir por kg de gasolina es de **14.7**, las características de funcionamiento del motor son los siguientes.

Mezcla	%	Consecuencias
	<0,75	El motor se ahoga y la mezcla no inflama por lo que el motor deja de funcionar
Rica	0,75 ÷ 0,85	Mezcla demasiado rica, que en uso instantáneo, proporciona incrementos de potencia
	0,85 ÷ 0,95	Potencia máxima en régimen continuo (pendiente, adelantamientos, etc.)
Normal	0,95 ÷ 1,05	Conducción normal (régimenes de cruce)
	1,05 ÷ 1,15	Mínimo consumo con ligera pérdida de potencia
Pobre	1,15 ÷ 1,30	Disminución considerable de potencia con aumento de consumo por pérdida de rendimiento
	>1,30	El motor no funciona, no se propaga la llama



a) MEZCLA IDEAL $\lambda=1$

Entre **0,99 y 1,01**; el motor debe funcionar con éste régimen, tanto en ralentí como en régimen estacionario.

b) MEZCLAS POBRES $\lambda > 1$

Entre **1,01 y 1,15**; consumo mínimo, el motor pierde potencia.

Entre **1,01 y 1,15**; el motor pierde mucha potencia y aumenta el consumo. Se producen problemas de autoencendido y explosiones en escape.

Mayores que 1,30; la mezcla no es inflamable.

b.1. INCONVENIENTES:

- Calentamiento excesivo del motor
- Perdidas de potencia
- Deterioros en la válvula de escape y en el catalizador.

b.2. VENTAJAS:

- Ahorro de combustible

c) MEZCLAS RICAS $\lambda < 1$

Menor que 0,75; el motor se ahoga. Mezcla poco inflamable

Entre 0,75 y 0,85; mezcla muy rica, proporciona aumento de potencia si las aceleraciones son breves.

Entre 0,85 y 0,99; Mezcla rica, se entrega potencia de forma continuada, pero el consumo aumenta. No se debe usar de forma continuada.

c.1. INCONVENIENTES:

- Mayor consumo

c.2. VENTAJAS:

- Más potencia

3.1.1. Relación de Máxima Potencia

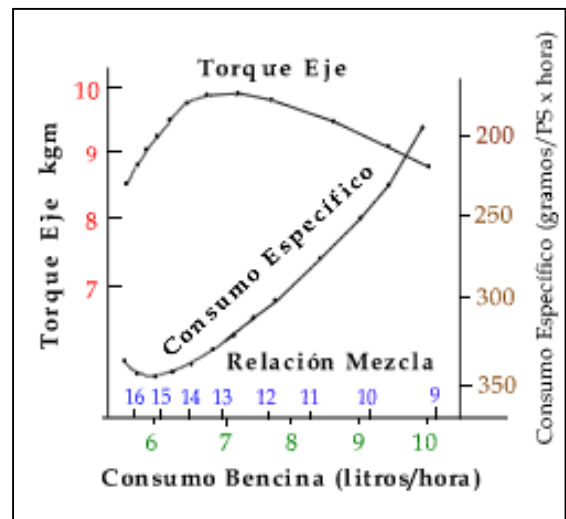
Esta se obtiene con una mezcla que presenta 20% menos de aire que la proporción económica, es decir, 1 gramo de gasolina por cada 12,5 gramos de aire.

3.1.2. Rendimiento de Motor

El desempeño de un motor varía de acuerdo a la relación de mezcla que utiliza. Si un motor funciona a velocidad constante y variamos la proporción de aire combustible que lo alimenta su potencia varía de acuerdo al gráfico siguiente.

A medida que se mejora el rendimiento volumétrico de un motor, mayor cantidad de mezcla alcanza los cilindros y por consiguiente su potencia aumenta. Otras mejoras se obtienen si se ajusta apropiadamente lo siguiente:

- Atomización de la gasolina.
- Uniformidad de alimentación a cada cilindro.
- Aumento de relación de compresión.
- Punto de encendido eléctrico.



Si el armado o los ajustes de un motor no son realizados correctamente su potencia máxima es imposible de conseguir y su consumo de combustible disminuye.

IV. RELACIÓN AIRE-COMBUSTIBLE Y/O COMBUSTIBLE -AIRE

En un proceso de combustión frecuentemente no solo es necesario conocer la cantidad de aire, sino también la cantidad de combustible, por lo que es común para cuantificarlos hacer uso de la relación Aire-Combustible o de su inverso Combustible-Aire.

4.1. AIRE - COMBUSTIBLE (AC).

Es la relación entre la cantidad de aire y la cantidad de combustible que participan en una reacción de combustión. Esta puede ser expresada en base molar o base másica.

$$\text{En Masa: } AF = AC = \frac{\text{Masa de aire}}{\text{Masa de combustible}} \left[\frac{\text{kg de aire}}{\text{kg de combustible}} \right]$$

$$\text{En Moles: } AF = AC = \frac{\# \text{ Moles de aire}}{\# \text{ Moles de combustible}} \left[\frac{\text{mol de aire}}{\text{mol de combustible}} \right]$$

Teniendo en cuenta que, la masa es igual al número de moles multiplicado por el peso o masa molecular ($m = n * M$), podemos escribir la relación siguiente:

$$AC = \frac{\text{masa de aire}}{\text{masa de combustible}} = \frac{\# \text{ moles de aire} * M_{AIRE}}{\# \text{ de moles de combustible} * M_{COMB}}$$

$$AC = \overline{AC} * \frac{M_{AIRE}}{M_{COMB}}$$

EJEMPLO:

1) Para la reacción del iso-octano C_8H_{18} determinar la relación aire-combustible.

Solución:

- De los ejemplos de balance estequiométrico, se sabe que el número de moles de aire necesario para la combustión del octano es 59,5.
- El número de moles de combustible de la misma ecuación es igual a 1.
- La relación será:

Solución:

De: (0.21 moles de O_2 + 0.79 moles de N_2)= 1 mol de **aire**

$$(0.21 * 16 * 2 + 0.79 * 2 * 14) = 1 \text{ mol de aire}$$

$$28.97 = 1 \text{ mol de aire}$$

$$\text{En mol } \overline{AC} = \frac{59,5 \text{ moles de aire}}{1 \text{ de mol de combustible}} = 59,5 \frac{\text{moles de aire}}{\text{mol de combustible}}$$

$$\text{En masa } AC = 59,5 * \frac{28,97 \text{ kg/mol de aire}}{114,22 \text{ kg/mol de comb}} = 15,09 \frac{\text{kg de aire}}{\text{kg de comb.}}$$

2) Determinar la relación aire combustible, para una combustión completa del metano en base molar y másica en las siguientes condiciones:

2.1) Con la cantidad teórica del aire.

2.2) Con un exceso de 40 % de aire

2.3) Con un defecto de 20 % de aire

Solución:

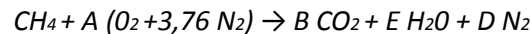
La fórmula química del metano es: CH₄

2.1) **Con cantidad teórica de aire**

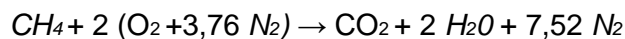
a) La combustión es completa por lo tanto:

- Todo el carbono formara dióxido de carbono con el oxígeno
- Todo el hidrógeno formara agua con el oxígeno
- No habrá exceso de Oxígeno, por 1 mol de O₂ hay 3,76 de N₂.
- El nitrógeno es neutro

b) La ecuación Estequiométrica o teórica tendrá la siguiente estructura:



c) La ecuación Estequiométrica correcta será:



d) La cantidad de aire teórico necesario para esta reacción en mol es:

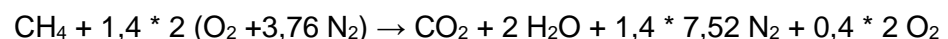
$$2 * (1 + 3,76) = 9,52 \text{ mol.}$$

e) La relación aire - combustible teórica será:

$$\text{En mol} \quad \overline{AC} = \frac{9,52 \text{ moles de aire}}{1 \text{ de mol de comb}} = 9,52 \frac{\text{moles de aire}}{\text{mol de comb}}$$

$$\text{En masa} \quad AC = 9,52 * \frac{28,97 \text{ kg/mol de aire}}{16 \text{ kg/mol de comb}} = 17,2 \frac{\text{kg de aire}}{\text{kg de comb.}}$$

2.2) **Con un exceso del 40 % de aire**, implica un 140 % o 1,4 del aire teórico. Esto quiere decir que habrá un excedente de oxígeno y nitrógeno en un 40 % en relación a la ecuación anterior. Balanceando nuevamente tenemos:



$$\text{En mol} \quad \overline{AC} = \frac{1,4 * 9,52 \text{ moles de aire}}{1 \text{ de mol de comb}} = 13,328 \frac{\text{moles de aire}}{\text{mol de comb}}$$

$$\text{En masa} \quad AC = 13,328 * \frac{28,97 \text{ kg/mol de aire}}{16 \text{ kg/mol de comb}} = 24,13 \frac{\text{kg de aire}}{\text{kg de comb.}}$$

- 2.3) Cuando se trata de un 20 % por defecto de aire, es lo mismo que un 80 % del aire teórico. Resolviendo la ecuación y considerando que ahora debe aparecer en los productos monóxido de carbono por tratarse de una combustión incompleta, tenemos



$$\text{En mol} \quad \overline{AC} = \frac{0,8 * 9,52 \text{ moles de aire}}{1 \text{ de mol de comb}} = 7,616 \frac{\text{moles de aire}}{\text{mol de comb}}$$

$$\text{En masa} \quad AC = 7,616 * \frac{28,97}{16} = 13,79 \frac{\text{kg de aire}}{\text{kg de comb.}}$$

- 3) Utilizando los resultados de los ejemplos resueltos en la sección de combustión estequiométrica, calcule la relación estequiométrica aire combustible (A/C) del Diésel Premium.

Solución

$$\begin{aligned} \frac{A}{C} &= \frac{a_t [O_2 + 3.76N_2]}{C_{14.4}H_{24.9}S_{0.00318}N_{0.000425}} = \frac{20.628[31.998 + 3.76(28.012)]}{14.4(12.011) + 24.9(1.0079) + 0.00318(32.064) + 0.000425(14.006)} \\ &= \frac{2832.701319}{198.1630261} = 14.3:1 \quad \frac{A}{C} = 14.3 \end{aligned}$$

- 4) Utilizando los resultados de los ejemplos resueltos en la sección de combustión estequiométrica, calcule la relación estequiométrica aire combustible (A/C) del diésel B100.

Solución

$$\begin{aligned} \frac{A}{C} &= \frac{a_t [O_2 + 3.76N_2]}{C_{18.1203}H_{34.9963}O_{0.00000799}N_{0.0000285}} = \frac{25.869[31.998 + 3.76(28.012)]}{18.1203(12.011) + 34.9963(1.0079) + 2(15.999) + 0.00000799(32.064) + 0.0000285(14.006)} = \frac{3552.411791}{284.9140471} = 12.47 \\ \frac{A}{C} &= 12.47 \end{aligned}$$

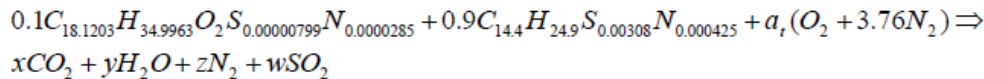
- 5) Utilizando los resultados de los ejemplos resueltos en la sección de combustión estequiométrica, calcule la relación estequiométrica aire combustible (A/C) del diésel B5.

Solución

$$\begin{aligned} \frac{A}{C} &= \frac{a_t [O_2 + 3.76N_2]}{0.05C_{18.1203}H_{34.9963}O_{0.00000799}N_{0.0000285} + 0.95C_{14.4}H_{24.9}S_{0.00308}N_{0.000425}} \\ \text{masa}_{\text{aire}} &= 20.889[31.998 + 3.76(28.012)] = 2868.542 \\ \text{masa}_{5\%} &= 0.05[18.12(12.011) + 34.996(1.0079) + 2(15.9) + 7.9 \times 10^{-6}(32.064) + 28.5 \times 10^{-6}(14.006)] = 14.25 \\ \text{masa}_{95\%} &= 0.95[14.4(12.011) + 24.9(1.0079) + 0.00308(32.064) + 0.000425(14.006)] = 188.254 \\ \frac{A}{C} &= [\text{masa}_{\text{aire}} / (\text{masa}_{5\%} + \text{masa}_{95\%})] = (2868.542 / 202.499) = 14.16 \quad \frac{A}{C} = 14.16 \end{aligned}$$

6) Calcule la relación estequiométrica aire combustible (A/C) del diésel B10.

Solución



$$C \Rightarrow x = 0.1(18.1203) + 0.9(14.4), x = 14.772$$

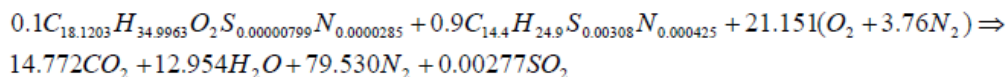
$$H \Rightarrow 2y = 0.1(34.9963) + 0.9(24.9), y = 12.954$$

$$S \Rightarrow w = 0.1(0.00000799) + 0.9(0.00308), w = 0.00277$$

$$O \Rightarrow 0.1(2) + 2a_t = 2x + y + 2w$$

$$\text{con } x = 14.772, y = 12.954, w = 0.00277 \quad a_t = 21.151$$

$$N \Rightarrow 2z = 0.1(0.0000999) + 0.9(0.000425) + 2a_t(3.76) \quad z = 79.530$$



$$\frac{A}{C} = \frac{a_t[O_2 + 3.76N_2]}{0.1C_{18.1203}H_{34.9963}O_2S_{0.00000799}N_{0.0000285} + 0.9C_{14.4}H_{24.9}S_{0.00308}N_{0.000425}}$$

$$\text{masa}_{\text{aire}} = 21.151[31.998 + 3.76(28.012)] = 2904.93328$$

$$\text{masa}_{10\%} = 0.1[18.12(12.011) + 34.996(1.0079) + 2(15.9) + 7.9 \times 10^{-6}(32.064) + 28.5 \times 10^{-6}(14.006)] = 28.5$$

$$\text{masa}_{90\%} = 0.9[14.4(12.011) + 24.9(1.0079) + 0.00308(32.064) + 0.000425(14.006)] = 178.3467$$

$$\frac{A}{C} = [\text{masa}_{\text{aire}} / (\text{masa}_{10\%} + \text{masa}_{90\%})] = (2904.5213 / 206.846) = 14.04 \quad \frac{A}{C} = 14.04$$

4.2. COMBUSTIBLE - AIRE (CA)

Es la definición inversa de AC

En masa	$CA = \frac{\text{masa de combustible}}{\text{masa de aire}}$
En moles	$\overline{CA} = \frac{\# \text{ moles de combustible}}{\# \text{ de moles de aire}}$

Con ambos	$CA = \overline{CA} * \frac{M_{COMB}}{M_{AIRE}}$
-----------	--

En la práctica normalmente el aire que se suministra para las reacciones de combustión no coincide con el aire teórico o estequiométrico calculado, si no que exceden a este en unos casos y son menores en otros.

La cantidad de aire suministrado se expresa en relación al aire teórico, si se suministra más aire que el teórico, se refiere a un exceso de aire y si es menor que el teórico, se refiere a un defecto de aire.

En un proceso de combustión, a pesar que puede haber un exceso de aire, no siempre se produce una combustión completa y entre los productos de la combustión se puede encontrar muchas veces cierta cantidad de monóxido de carbono (CO). Cantidad que depende de muchos factores, como: la agitación, la turbulencia, mezcla incompleta, tiempo insuficiente, etc.

Si la cantidad de aire suministrado en la combustión es relativamente menor al aire teórico, la combustión será incompleta, por consiguiente en los productos de la combustión aparecen necesariamente monóxido de carbono, por cuanto el carbono se unirá al oxígeno para formarlo, en vez de formar dióxido de carbono.

Si la cantidad de aire suministrado es bastante menor al teórico, entre los productos de la combustión encontraremos aparte del monóxido de carbono, algunos hidrocarburos. Esto indica que no todo el combustible a combustionado.

Componente	Masa Molecular (kg/ kmol)
O ₂	32
N ₂	28
H ₂	2
S	32
C	12
CO	28
CO ₂	44
SO ₂	64
C _n H _m	12 n + m
H ₂ O	18
SH ₂	34

4.3. RAZÓN DE EQUIVALENCIA: (ϕ)

Está definida por la relación entre la cantidad aire-combustible teórico y la cantidad de aire-combustible real o por su inverso.

$$\phi = \frac{AC_{TEÓRICO}}{AC_{REAL}} = \frac{CA_{REAL}}{CA_{TEÓRICO}}$$

- Cuando hay exceso de aire: $\phi < 1$ y se denomina mezcla pobre; Menor consumo de combustible, menor potencia.
- Con defecto de aire: $\phi > 1$ y se denomina mezcla rica; Aumento de potencia
- Para aire estequiométrico: $\phi = 1$

EJEMPLOS:

- 1) Determinar la relación de equivalencia, para una combustión completa del metano en base molar y másica en las siguientes condiciones:
 - 1.1) Con la cantidad teórica del aire.
 - 1.2) Con un exceso de 40 % de aire
 - 1.3) Con un defecto de 20 % de aire

Solución:

La fórmula química del metano es: CH₄

1.1) Con la cantidad teórica del aire.

$$\phi = \frac{AC_{TEÓRICO}}{AC_{REAL}} = \frac{17.2}{17.2} = 1$$

- 1.2) Con un exceso del 40 % de aire,** implica un 140 % o 1,4 del aire teórico. Esto quiere decir que habrá un excedente de oxígeno y nitrógeno en un 40 % en relación a la ecuación anterior. Balanceando nuevamente tenemos:

$$\phi = \frac{AC_{TEÓRICO}}{AC_{REAL}} = \frac{17.2}{24.13} = 0.71$$

- 1.3) Cuando se trata de un 20 % por defecto de aire,** es lo mismo que un 80 % del aire teórico. Resolviendo la ecuación y considerando que ahora debe aparecer en los productos monóxido de carbono por tratarse de una combustión incompleta, tenemos

$$\phi = \frac{AC_{TEÓRICO}}{AC_{REAL}} = \frac{17.2}{13.79} = 1.247$$