XVI.- COMBUSTIÓN

pfernandezdiez.es

XVI.1.- INTRODUCCIÓN

Se entiende por combustión a toda reacción química que va acompañada de gran desprendimiento de calor; puede ser sumamente lenta, de tal manera que el fenómeno no vaya acompañado de una elevación de temperatura sensible a nuestros sentidos, como sucede en la oxidación del hierro en el aire húmedo, fenómeno conocido como *combustión lenta o eremacausia*, o con desprendimiento de calor muy rápido, como la detonación.

En toda combustión, el elemento que arde se denomina combustible y el que produce la combustión, comburente. Una combustión es la reacción del oxígeno con diversas sustancias, en general el carbono y el hidrógeno. En la mayoría de los casos el portador del oxígeno es el aire; el nitrógeno (salvo en la generación de los NO_x) y los demás componentes del aire no reaccionan con el combustible, por lo que en muchos cálculos no se tienen en cuenta. Los productos reaccionantes son, el combustible, el aire, los productos de la combustión gaseosos denominados humos o gases de escape y las cenizas que pueden originarse formadas por componentes no combustibles o no quemados del combustible (inquemados). Los explosivos y ciertos combustibles no precisan aire para realizar la combustión, por cuanto el oxígeno necesario lo tienen ya químicamente ligado a ellos.

En el proceso de combustión, las sustancias que intervienen reaccionan químicamente y tienen que cumplir:

a) El Principio de Conservación de la Materia, de forma que conocidas las cantidades de combustible y de aire necesario para la combustión, sea posible hallar la cantidad resultante de productos de combustión.

b) El Primer Principio de la Termodinámica, por cuanto las reacciones químicas, y en particular las combustiones, son transformaciones energéticas.

c) El Segundo Principio de la Termodinámica, que permite obtener el rendimiento termodinámico de la transformación de energía que tiene lugar durante la reacción química, y conocer en qué dirección y en qué proporción se desarrollará, (equilibrio químico).

La combustión se verifica tanto mejor cuanto más íntimamente estén unidos el combustible y el comburente, por lo que los combustibles más apropiados para realizar una combustión perfecta son los combustibles gaseosos. Hoy día se queman combustibles líquidos y carbón pulverizado en hogares especiales, que permiten una unión más íntima con el aire y el aprovechamiento de combustibles de bajo precio.

Cuando un combustible líquido o gaseoso se introduce en un hogar, nada más ponerse en contacto con el aire alcanza la temperatura de inflamación, y entra en combustión sin que se requiera ninguna transformación intermedia.

Cuando el combustible es sólido, en primer lugar experimenta una gasificación en la parrilla del hogar, de forma que los gases así producidos se combinan con el aire formando la llama; a continuación, la parte que contiene carbono, al alcanzar la temperatura de inflamación, entra en combustión por su superficie.

La combustión se denomina completa o perfecta, cuando toda la parte combustible se ha oxidado al máximo.

Si la combustión es incompleta o imperfecta, los productos de la combustión poseen sustancias todavía capaces de ser oxidadas, por ejemplo el CO que puede pasar a CO_2. La combustión incompleta aparece cuando el aire es insuficiente, o en aquellas zonas de las cámaras de combustión en las que el aire no llega en cantidad suficiente. En general se tiende a evitar las combustiones incompletas, ya que no sólo van ligadas a pérdidas de energía, sino también a procesos altamente contaminantes; el combustible que no ha reaccionado y los componentes combustibles de los humos, contienen una energía química que no se aprovecha, al tiempo que se generan elementos inquemados CH, y elementos contaminantes CO, NO_x, etc.

Balances de materia en las combustiones completas.- Los balances de materia a considerar en una combustión tienen como misión determinar la cantidad de oxígeno o aire necesario para efectuar dicha combustión. También tiene interés conocer la cantidad y composición de los productos de la combustión, ya que de la composición de los humos se puede deducir la marcha de la combustión y, con su análisis, se puede controlar la combustión, y si es perfecta o no.

Reacciones químicas de combustión.- Los elementos combustibles de la mayoría de las sustancias combustibles son, el carbono, el hidrógeno y una pequeña cantidad de azufre. Los cálculos se realizan mediante algunas reacciones químicas de estas sustancias con el oxígeno, teniendo en cuenta que:

- El combustible es un único compuesto químico, (sustancia pura), o bien una mezcla de sustancias puras, (mezcla de gases combustibles).

- El combustible, si es un líquido o un sólido, (fuel, carbón, etc), es una mezcla de diversos compuestos cuya composición química se puede determinar.

En cualquier caso, los elementos combustibles son sólo el C, H_2 y S y las reacciones de combustión se pueden reducir, cuando se trata de combustibles sólidos o líquidos, a las tres siguientes:

$$\begin{cases} C + O_2 = CO_2 \ (12\ kg\ C + 32\ kg\ O_2 = 44\ kg\ CO_2) \\ 2\ H_2 + O_2 = 2\ H_2O \ (2\ kg\ H_2 + 16\ kg\ O_2 = 18\ kg\ H_2O) \\ S + O_2 = SO_2 \ (32\ kg\ S + 32\ kg\ O_2 = 64\ kg\ SO_2) \end{cases}$$

Los gases que se desprenden del combustible sólido son: $\begin{cases} Hidrocarburos\ ligeros\ CH_4 \\ Pesados\ C_2H_4\ ,\ C_2H_2\ ,\ C_6H_6 \\ En\ algunos\ casos\ el\ CO\ y\ el\ SO_2 \end{cases}$, de forma que:

$$2\ CO + O_2 \rightarrow 2\ CO_2$$

$$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$C_2H_4 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$$

$$2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 2\ H_2O$$

$$2\ C_6H_6 + 15\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 6\ H_2O$$

Si la combustión es incompleta algunos gases combustibles escapan sin arder, encontrándose en los humos gases como el CO y algunos hidrocarburos.

En general, el oxígeno debe ser abundante para que la combustión sea lo más completa posible, por lo que es necesario exista aire en exceso.

Un elevado exceso de aire es desfavorable porque disminuye la temperatura de combustión, arrastrando, además, un elevado número de calorías que se pierden por los humos, al tiempo que se provoca la aparición de los NO_x.

Características de los combustibles.- Las principales características de los combustibles son:

a) La humedad, que es la cantidad de agua contenida en el combustible, expresada en % en peso; tiene especial importancia en los combustibles sólidos, y puede ser de dos tipos:

- Humedad libre, que es el agua unida mecánicamente al combustible durante el proceso de lavado

- Humedad intrínseca, que es el agua contenida en el combustible, en equilibrio con la humedad ambiente

b) Las cenizas, materias inertes, son el residuo sólido resultante de la combustión completa de un combustible

c) Las materias volátiles, propias de un combustible sólido, son el porcentaje de pérdida en peso experimen-

tado por el combustible al calentarlo en ausencia de oxígeno durante siete minutos a 925ºC. En este porcentaje no se incluye la humedad del combustible

d) El carbono fijo, es la materia combustible realmente contenida en el combustible, o porcentaje de residuo sólido una vez descontadas las cenizas

e) Temperatura de inflamación.- La combustión es la reacción exotérmica de un combustible con el oxígeno del aire; para que tenga lugar no es suficiente que exista contacto entre el combustible y el comburente, sino que además se requiere una cierta temperatura mínima, que depende del tipo de combustible, y que recibe el nombre de temperatura de inflamación

f) Temperatura de ignición.- La temperatura de ignición se distingue de la anterior en que la llama originada por la combustión de los vapores es duradera y persistente, mientras quede combustible.

XVI.2.- CALOR DE REACCIÓN Y POTENCIA CALORÍFICA

La *potencia calorífica* se puede expresar como la cantidad de calor desprendida en la combustión completa de la unidad de combustible $\begin{cases} 1\,mol\ ó\ 1\,kg\ si\ es\ sólido\ o\ líquido \\ 1\,m^3\ a\ 0^o\ y\ 760\ mm\ de\ Hg, si\ es\ un\ combustible\ gaseoso \end{cases}$.

En la combustión completa se generan $\begin{cases} C + O_2 \rightarrow CO_2 + 97,6\ Kcal/mol \\ 2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 137,92\ Kcal/mol \\ S + O_2 \rightarrow SO_2 + 80\ Kcal/mol \end{cases}$

La potencia calorífica de un combustible se determina en un calorímetro; durante el experimento se observa que en las paredes del calorímetro se deposita agua que proviene de la condensación del vapor de agua producido en la combustión, que al condesar cede aproximadamente 600 Kcal/kg; éste calor sumado al generado en la combustión recibe el nombre de *potencia calorífica superior*, que es el resultado proporcionado por el calorímetro.

Si ese mismo combustible se quema en un hogar industrial, el vapor de agua existente en los humos no condensa debido a que la temperatura de éstos es siempre superior a 100ºC; en estas circunstancias los combustibles no proporcionan las calorías que corresponden al valor obtenido en el calorímetro, sino un valor inferior que recibe el nombre de *potencia calorífica inferior*, que no se aprovecha íntegramente, por cuanto los humos calientes se llevan parte del calor generado; si de la potencia calorífica inferior se descuenta el calor sensible que llevan los humos, la cantidad de calor que realmente se puede utilizar recibe el nombre de *potencia calorífica útil*.

XVI.3.- COMBUSTIÓN ESTEQUIOMÉTRICA

De las reacciones de combustión expuestas se deduce la forma de calcular el aire mínimo o teórico necesario para la combustión, es decir, el aire teóricamente indispensable para que todo el carbono, todo el hidrógeno y todo el azufre de un combustible se combinen con el oxígeno del aire.

CÁLCULO DEL PODER COMBURÍVORO.- *Se llama poder comburívoro de un combustible a la cantidad de aire mínima necesaria, en condiciones normales, para que se verifique la combustión completa de la unidad de combustible*; a la combustión realizada en estas condiciones se la denomina combustión neutra, perfecta o estequiométrica.

Se consideramos 1 kg de combustible que tiene *C* kg de carbono, *H* kg de hidrógeno y *S* kg de azufre, la cantidad de oxígeno requerido para la combustión completa del carbono responde a la reacción:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad \Rightarrow \quad 12\ kg\ C + 22{,}4\ m^3\ O_2 \rightarrow 22{,}4\ m^3\ CO_2$$

es decir: C kg de carbono necesitan $\frac{22{,}4\ C}{12}$ *kg de* O_2

La cantidad de oxígeno necesaria para la combustión completa del H_2 es:

$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O \quad \Rightarrow \quad 4\ kg\ H_2 + 22{,}4\ m^3\ O_2 \rightarrow 2 \times 22{,}4\ m^3\ H_2O$$

H kg de hidrógeno necesitan $\frac{22{,}4\ H}{4}$ *kg de* O_2

La cantidad de oxígeno necesaria para la combustión completa del S supone:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2 \quad \Rightarrow \quad 32\ kg\ S + 22{,}4\ m^3\ O_2 \rightarrow 22{,}4\ m^3\ SO_2$$

S kg de azufre necesitan $\frac{22{,}4\ S}{32}$ *kg de* O_2

Por lo tanto, *el volumen de oxígeno necesario para quemar 1 kg de combustible* es:

$$V_{O_2} = 22{,}4 \left(\frac{C}{12} + \frac{H}{4} + \frac{S}{32} - \frac{O}{32} \right) \frac{m^3}{kg} = 22{,}4 \left\{ \frac{C}{12} + \frac{S}{32} + \frac{1}{4} \left(H - \frac{O}{8} \right) \right\} \frac{m^3}{kg}$$

en la que $\frac{O}{32}$ *es el oxígeno contenido en el combustible.*

Volumen de aire mínimo por kg de combustible.- *Como en 100 partes en volumen de aire*, 21 son de oxígeno, *el volumen de aire mínimo necesario para quemar 1 kg de combustible* es:

$$V_{aire\ mínimo} = \frac{100}{21} \times 22{,}4 \left(\frac{C}{12} + \frac{H}{4} + \frac{S}{32} - \frac{O}{32} \right) \frac{m^3}{kg} = 106{,}67 \left\{ \frac{C}{12} + \frac{S}{32} + \frac{1}{4} \left(H - \frac{O}{8} \right) \right\} \frac{m^3}{kg}$$

La expresión $\left(H - \frac{O}{8} \right)$ se denomina hidrógeno disponible y representa la parte de hidrógeno que queda en el combustible después de quemar el propio hidrógeno del combustible en el oxígeno existente, ya que se necesitan 8 gramos de oxígeno para consumir 1 gramo de hidrógeno.

El peso del aire necesario se puede determinar en función del volumen del aire ya calculado, teniendo en cuenta que en condiciones normales, 1 m^3 de aire pesa 1,293 kg, y si la composición del aire

en peso es de 23% de oxígeno, por 77% de nitrógeno, resulta:

1 kg de O_2 *equivale a* $\frac{100}{23} = 4{,}35$ *kg de aire , siendo el peso de aire mínimo por kg de combustible:*

$$P_{aire\ mínimo} = 4{,}35\ (2{,}67\ C + 8\ H + S - O)\ \frac{kg\ de\ aire}{kg\ de\ combustible}$$

Existen fórmulas empíricas que permiten calcular el volumen de aire necesario por kg de combustible, en función de la potencia calorífica inferior P_i del mismo:

Para los combustibles sólidos: $V_{aire\ mínimo} = (\frac{1{,}01\ P_i}{1000} + 0{,}5)\ \frac{m^3}{kg}$

Para los combustibles líquidos: $V_{aire\ mínimo} = \frac{0{,}85\ P_i}{1000}\ \frac{m^3}{kg}$

La cantidad de aire determinada en estos casos, es la cantidad estricta mínima de aire necesaria (condición estequiométrica), para que se verifique la combustión total. En la práctica es preciso tomar una cantidad mayor que la teórica, para que la combustión sea lo más perfecta posible.

Volumen de aire mínimo por m³ de combustible.- Si por ejemplo en 1 m³ de combustible gaseoso existen H m³ de hidrógeno, CO m³ de monóxido de carbono, CH_4 m³ de metano, C_2H_4 m³ de etano, C_2H_2 m³ de acetileno y C_6H_6 m³ de benceno, las reacciones químicas son:

$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$$

$$2\ CO + O_2 \rightarrow 2\ CO_2$$

$$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$C_2H_4 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$$

$$2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 2\ H_2O$$

$$2\ C_6H_6 + 15\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 6\ H_2O$$

y, para 0°C y 760 mm, resulta un volumen de aire necesario mínimo:

$$V_{aire\ mínimo} = 4{,}76\ (\frac{H + CO}{2} + 2\ CH_4 + 3\ C_2H_4 + 2{,}5\ C_2H_2 + 7{,}5\ C_6H_6 - O)\ m^3$$

Si la cantidad de hidrocarburos pesados (eteno, acetileno y benceno) no se conoce en detalle, pero sí el valor de su suma $\sum CH\ m^3$, se puede aplicar con aproximación suficiente la expresión:

$$V_{aire\ mínimo} = 4{,}76\ (\frac{H + CO}{2} + 2\ CH_4 + 3\ \sum CH - O)\ m^3$$

Si se conoce la potencia calorífica inferior $P_{cal.\ inf.}$ del combustible, *para los gases pobres* como el gas de alto horno, gas de gasógeno, gas de agua, etc, se tiene:

$$V_{aire\ mínimo} = \frac{0{,}875\ P_{cal.\ inf.}}{1000}\ \frac{m^3}{m^3}$$

Para los gases ricos, como el gas del alumbrado, gas de refinerías, gas de hornos de coque, etc:

$$V_{aire\ mínimo} = \left(\frac{1{,}09\ P_{cal.\ inf.}}{1000} - 0{,}25\right)\ \frac{m^3}{m^3}$$

CÁLCULO DEL PODER FUMÍGENO.- *El poder fumígeno se define como el peso de los humos producidos en la combustión de la unidad de combustible.* Considerando que la combustión se realiza empleando como comburente no el oxígeno puro, sino el aire, los gases procedentes de la combustión serán, para la combustión perfecta, anhídrido carbónico, vapor de agua y nitrógeno, y además, para el caso de que la combustión no sea completa, óxido de carbono. También habrá oxígeno procedente del aire, si éste se ha tomado en exceso, y si el combustible tiene azufre, habrá anhídrido sulfuroso.

El peso y volumen de los gases de combustión, que por 1 kg de combustible tiene *C* kg de carbono, *H* kg de hidrógeno, *S* kg de azufre y *Z* kg de cenizas, lo obtenemos en la forma:

Volumen de los humos secos :

$$V_{humos\ secos} = V_{H_2} + V_{CO_2} + V_{SO_2} = \frac{79}{21} \times 22{,}4\left\{\frac{C}{12} + \frac{S}{32} + \frac{1}{4}\left(H - \frac{O}{8}\right)\right\} + 22{,}4\left(\frac{C}{12} + \frac{S}{32}\right)\frac{m^3}{kg} =$$

$$= 22{,}4\left\{\frac{100}{21}\left(\frac{C}{12} + \frac{S}{32}\right) + \frac{79}{21}\left(\frac{8\,H - O}{32}\right)\right\}\ \frac{m^3_{humos}}{kg_{combustible}}$$

Peso de los humos secos:

$$P_{humos\ secos} = P_{H_2} + P_{CO_2} + P_{SO_2} = \left| \begin{array}{l} P_{H_2} = \frac{77}{23}\ P_{O_2} = 3{,}35\ (2{,}67\ C + 8\ H + S - O) \\ P_{CO_2} + P_{SO_2} = 3{,}66\ C + 9\ H + 2\ S \end{array} \right| =$$

$$= 3{,}35\ (2{,}67\ C + 8\ H + S - O) + 3{,}66\ C + 9\ H + 2\ S\ \frac{kg_{humos}}{kg_{combustible}}$$

Para 1 kg de combustible, el peso de los humos secos es:

$$P_{humos\ secos} = P_{combustible} + P_{aire\ mínimo} - P_{cenizas} = 1 + 4{,}35\ (2{,}67\ C + 8\ H + S - O) - Z\ \frac{kg_{humos}}{kg_{combustible}}$$

Para 1 kg de combustible, el peso de los humos secos es:

$$P_{humos\ secos} = P_{combustible} + P_{aire\ mínimo} - P_{cenizas} = 1 + 4{,}35\ (2{,}67\ C + 8\ H + S - O) - Z\ \frac{kg_{humos}}{kg_{combustible}}$$

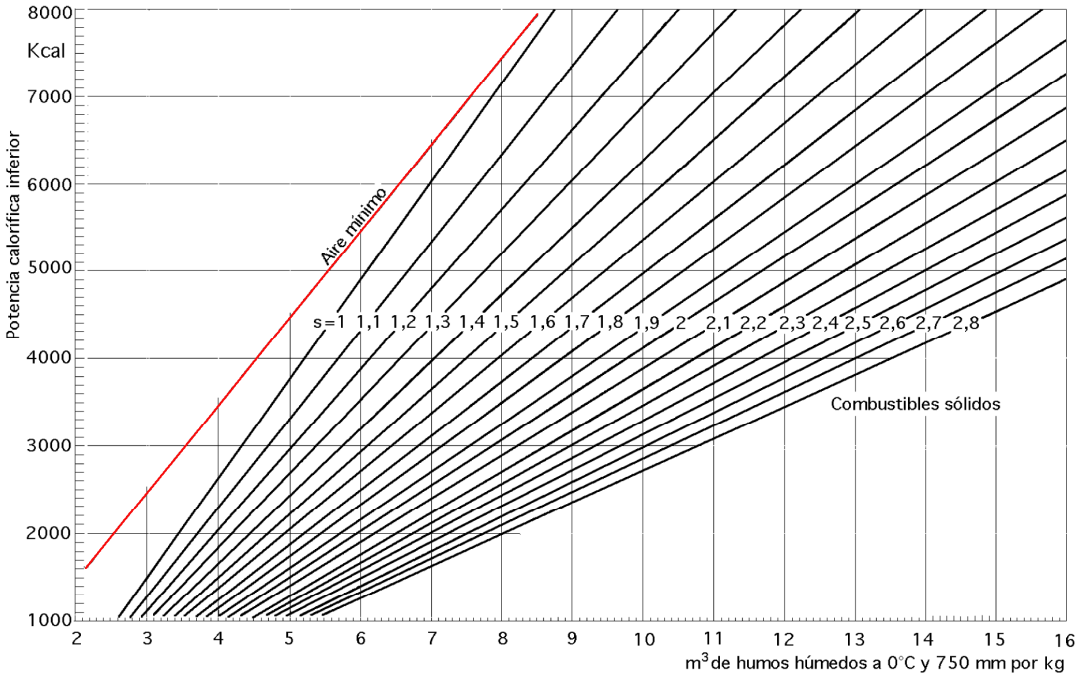


Fig XVI.1.- Volúmenes de humos y aire mínimo para los combustibles sólidos (Rosin)

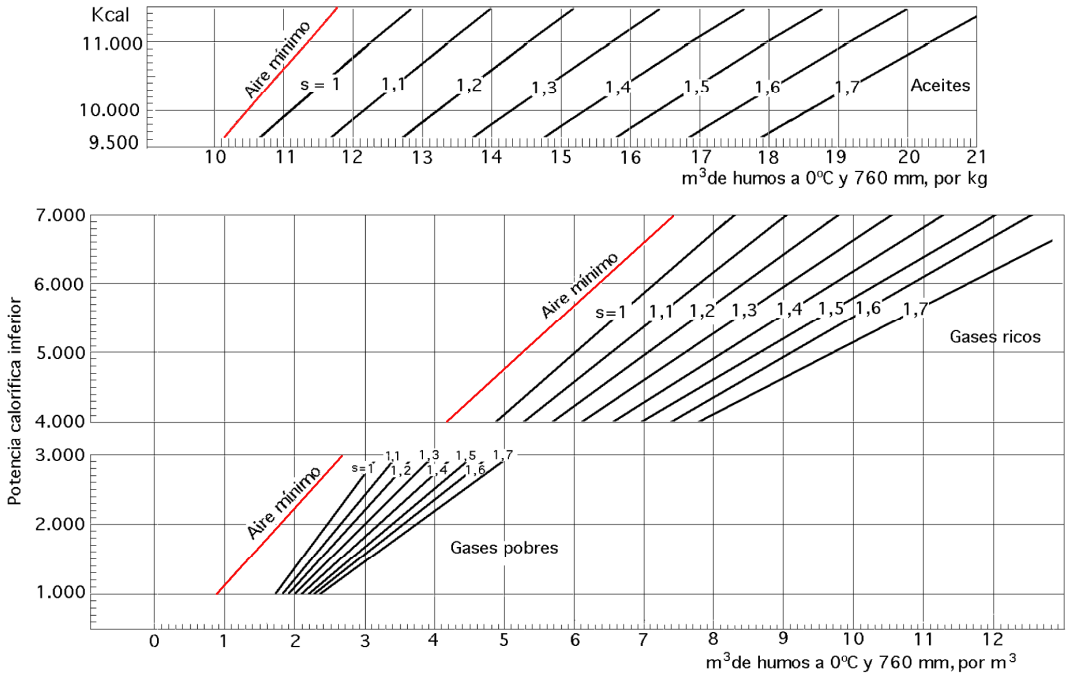


Fig XVI.2.- Volúmenes de humos y aire mínimo para combustibles líquidos y gaseosos (Rosin)

Formulación empírica para el cálculo del volumen de humos total producidos por un combustible en función de su potencia calorífica inferior

Existen fórmulas que proporcionan *el volumen de humos total producidos por un combustible en función de su poder calorífico inferior* $P_{cal.\ inf.}$ de la forma:

Para combustibles sólidos: $V_{humos} = (\frac{0{,}89\ P_{cal.\ inf}}{1000} + 1{,}65)\ \frac{m^3}{kg}$

Para combustibles líquidos: $V_{humos} = \frac{1{,}11\ P_{cal.\ inf}}{1000}\ \frac{m^3}{kg}$

Para gases pobres: $V_{humos} = (\frac{0{,}725\ P_{cal.\ inf}}{1000} + 1)\ \frac{m^3}{kg}$

Para gases ricos: $V_{humos} = (\frac{1{,}14\ P_{cal.\ inf}}{1000} + 0{,}25)\ \frac{m^3}{kg}$

que junto a las que proporcionan el aire mínimo necesario para una combustión perfecta, se conocen como *fórmulas de Rosin*, y son de utilidad si no se conoce la composición química del combustible.

En un sistema cartesiano, tomando sobre el eje de abscisas los humos totales (humos húmedos) y sobre el de ordenadas los poderes caloríficos inferiores $P_{cal.\ inf}$, Rosin comprobó que las líneas que relacionan a estos valores son, aproximadamente, rectas; lo mismo sucede con la línea que relaciona al aire mínimo con la potencia calorífica, como se puede observar en las gráficas de las Fig XVI.1 y 2 correspondientes a combustibles sólidos, líquidos y gaseosos.

XVI.4.- COMBUSTIÓN CON EXCESO O CON DEFECTO DE AIRE

Dado el corto tiempo en que en un hogar están juntos el combustible y el comburente, es imposible que se combinen por completo aunque se haga llegar al hogar el aire mínimo necesario para la combustión antes calculado, ya que éste no se puede poner en contacto con todo el combustible que pasa al mismo tiempo por el hogar; en la práctica habrá que emplear una cantidad real de aire $G_{aire\ real}$ mayor que la calculada.

Coeficiente de exceso de aire.- La relación entre el aire real y el aire mínimo se denomina *coeficiente de exceso de aire s* de la forma:

$$s = \frac{A_{aire\ real}}{A_{aire\ mínimo}}\text{, en la que para combustibles: } \begin{cases} \text{- sólidos: } s = 1{,}5 \div 2{,}0 \\ \text{- líquidos: } s = 1{,}1 \div 1{,}2 \\ \text{- gaseosos: } s = 1{,}0 \div 1{,}1 \end{cases},$$

Exceso de aire.- El exceso de aire *e* se define en la forma:

$$e = A_{aire\ real} - A_{aire\ mínimo} = (s - 1)\, A_{aire\ mínimo}$$

que se suele expresar en %, pudiendo ser positivo (exceso), o negativo (defecto)

Si V_t es el volumen de aire teórico o mínimo, el volumen práctico es: $V_p = V_t + \frac{e}{100} V_t$

Si se admite que el H y el S se queman completamente, y que el C se quema parcialmente produciendo CO_2 y CO, las ecuaciones de la combustión son:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad ; \quad C + \tfrac{1}{2} O_2 \rightarrow CO$$

por lo que:

- El volumen de los gases de la combustión, referidos a 1 kg de carbono, es el mismo tanto si se quema para formar sólo CO_2 o bien la mezcla de CO_2 y CO, por lo que el volumen de (CO_2 +CO) en los gases de combustión es el mismo que el de CO_2 en la combustión estequiométrica.

- El volumen de O_2 consumido para formar (CO_2 +CO) es menor que el necesario para formar CO_2 por lo que quedará en los humos un exceso de O_2 (no combinado $\frac{V_{CO}}{2}$), igual a la mitad del volumen del CO formado.

En la práctica es importante saber el exceso de aire con que se verifica la combustión en un hogar, para lo cual se determina el % de CO_2 en los humos secos (humos que quedan después de condensar el vapor de agua al salir del hogar); a partir de este dato se puede calcular el coeficiente de exceso de aire basándose en las siguientes consideraciones:

- En la combustión estequiométrica, todo el oxígeno del aire comburente (21% en volumen) forma un volumen igual de CO_2, deduciéndose que el % máximo teórico de CO_2 en los humos es del 21%. Como los combustibles, además de C tienen casi siempre H_2 (y dado que el O_2 debe combinarse también con el H_2) el % de CO_2 en los humos secos no puede llegar a la cifra anteriormente indicada, es decir, el valor máximo teórico de CO_2 es algo menor, del orden del 19%.

- Si la combustión no es neutra, este 19% del oxígeno del aire disponible para formar CO_2 no se combina en su totalidad con el C, quedando un volumen V'_{O_2} en los humos secos.

Si V'_{CO_2} es el volumen de CO_2 en los mismos, se debe verificar que: $V'_{CO_2} + V'_{O_2} = 0{,}19$

Dividiéndola por V'_{CO_2} se obtiene: $\frac{V'_{CO_2} + V'_{O_2}}{V'_{CO_2}} = \frac{0{,}19}{V'_{CO_2}}$

Como $V'_{CO_2} + V'_{O_2}$ es el volumen de oxígeno real empleado en la combustión y V'_{CO_2} es el volumen de oxígeno mínimo requerido para la misma, el primer miembro de la igualdad anterior es, por lo tanto, la relación entre el oxígeno real y el oxígeno mínimo, que es igual a la relación entre el aire real y el aire mínimo, es decir $s = \frac{0{,}19}{V'_{CO_2}}$, que proporciona una primera aproximación del valor del *coeficiente de exceso de aire s*, cuando se conoce el % de CO_2 en los humos secos.

Volumen total de los gases de combustión.- El *volumen total de los gases de combustión*, con exceso o con defecto de aire, y formación de $CO_2 + CO$, es:

$$V'_{humos} = V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}\ \frac{m^3}{kg}$$

El volumen de O_2 *de los humos es:* $V'_{O_2} = \frac{21}{100}\ \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}\ \frac{m^3}{kg}$

El volumen de CO_2 *de los humos es:* $V'_{CO_2} = \frac{A'\ V_{humos\ secos}}{100} - V_{CO}\ \frac{m^3}{kg}$

El volumen de CO de los humos es: $V'_{CO} = V_{CO}\ \frac{m^3}{kg}$

Llamando *x, y, t* a los % en volumen del O_2, CO_2 y CO en los humos, se obtiene:

$$x = \%\ en\ volumen\ del\ O_2 = 100\ \frac{V'_{O_2}}{V'_{humos}} = 100\ \frac{\frac{21}{100}\ \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}$$

$$y = \%\ en\ volumen\ del\ CO_2 = 100\ \frac{V'_{CO_2}}{V'_{humos}} = 100\ \frac{\frac{A}{100}\ V_{humos\ secos} - V_{CO}}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}$$

$$t = \%\ en\ volumen\ del\ CO = 100\ \frac{V'_{CO}}{V'_{humos}} = 100\ \frac{V_{CO}}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}$$

A partir de estos cálculos se puede representar gráficamente la combustión, mediante el triángulo de la combustión o diagrama de Ostwald, cuya construcción exponemos a continuación.

XVI.5.- DIAGRAMA DE OSTWALD

Para un combustible dado, si los valores de *C, H, O* y *S* son constantes, los valores de las ecuaciones que proporcionan $V_{aire\ mínimo}$, $V_{humos\ secos}$ *y A% de* CO_2, también serán constantes. Como la característica de una combustión es su exceso o defecto de aire *e*, vamos a determinar una relación entre las concentraciones de $O_2(x)$ y $CO_2(y)$; eliminando V_{CO} entre las ecuaciones anteriores se obtiene:

$$\frac{x\ (\%\ en\ volumen\ del\ O_2)}{100} = \frac{\frac{21}{100}\ \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}$$

$$\frac{y(\%\ en\ volumen\ del\ CO_2)}{200} = \frac{\frac{A}{200}\ V_{humos\ secos} - \frac{V_{CO}}{2}}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}$$

$$\frac{100 - x}{100} = \frac{V_{humos\ secos} - \frac{79}{100}\ \frac{e}{100}\ V_t}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}$$

$$\frac{200 + y}{200} = \frac{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{A\ V_{humos\ secos}}{200}}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{V_{CO}}{2}}$$

Dividiéndolas entre sí:

$$\frac{200 - 2\ x}{200 + y} = \frac{V_{humos\ secos} - \frac{79}{100}\ \frac{e}{100}\ V_t}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\ V_t + \frac{A\ V_{humos\ secos}}{200}}$$

Despejando y resulta.

$$y = \frac{100\ A\ V_{humos\ secos} + 2\ e\ V_t\ -\ x\ \{(200 + A)\ V_{humos\ secos} + 2\ e\ V_t\ \}}{V_{humos\ secos} + \frac{79\ e}{100}\ V_t}$$

Dicho valor en el plano (x, y) proporciona una familia de rectas con exceso de aire constante.

Eliminando V_{CO} y e entre las ecuaciones que representan los valores de x, y y t se obtiene:

$$\frac{y}{t} = \frac{\frac{A\ V_{humos\ secos}}{100} - V_{CO}}{V_{CO}}\ ;\quad \frac{y + t}{t} = \frac{A\ V_{humos\ secos}}{100\ V_{CO}}\quad \Rightarrow\quad V_{CO} = \frac{A\ V_{humos\ secos}\ t}{100\ (y + t)}$$

De la ecuación que proporciona el valor de t se obtiene:

$$\frac{e\ V_t}{100} = \frac{100\ V_{CO}}{t} - V_{humos\ secos} - \frac{V_{CO}}{2}$$

valor que sustituido en la ecuación que proporciona x permite obtener:

$$\frac{x}{100} = \frac{\frac{21}{100}\ (\frac{100\ V_{CO}}{t} - V_{humos\ secos} - \frac{V_{CO}}{2}) + \frac{V_{CO}}{2}}{V_{humos\ secos} + \frac{100\ V_{CO}}{t} - V_{humos\ secos} - \frac{V_{CO}}{2} + \frac{V_{CO}}{2}} = \frac{\frac{21}{100}\ \frac{100\ V_{CO}}{t} - \frac{21\ V_{humos\ secos}}{100} - \frac{21\ V_{CO}}{200} + \frac{V_{CO}}{2}}{\frac{100\ V_{CO}}{t}}$$

$$\frac{x\ V_{CO}}{t} = \frac{21\ V_{CO}}{t} - \frac{21\ V_{humos\ secos}}{100} + \frac{79\ V_{CO}}{200}\quad \Rightarrow\quad \frac{x}{t} = \frac{21}{t} - \frac{21\ V_{humos\ secos}}{100} + \frac{79}{200}$$

Sustituyendo el valor de V_{CO} anteriormente obtenido, resulta:

$$\frac{x}{t} = \frac{21}{t} - \frac{21\ V_{humos\ secos}}{100\ \frac{A\ V_{humos\ secos}\ t}{100\ (y + t)}} + \frac{79}{200} = \frac{21}{t} - \frac{21\ (y + t)}{A\ t} + \frac{79}{200}$$

y multiplicándola por *(200 A t)* se obtiene:

$$200\,A\,x = 21_x 200\,(y + t) + 79\,A\,t \quad \Rightarrow \quad y = A - (1 - \frac{79\,A}{21_x 200})\,t - \frac{A}{21}\,x$$

en la que fijado el parámetro *t* resulta una familia de rectas de % de CO constante.

Las familias de rectas *e* (exceso de aire) y *t* % en volumen de CO constantes, constituyen el diagrama de Ostwald.

ESTUDIO DE LAS ISOLÍNEAS DEL DIAGRAMA DE OSTWALD

Recta de combustión perfecta.- En la recta representativa de la combustión perfecta, todo el *C* se quema y se transforma en CO_2, con lo que $t = 0$; la ecuación que proporciona el valor de *y*, recta (AD) del diagrama, Fig XVI.3, queda en la forma:

$$y = A - \frac{A}{21}\,x\,, \ para \begin{cases} x = 0\,,\, y = a \\ y = 0\,,\, x = 21 \end{cases}$$

En el punto A $\begin{cases} x = 0 \\ y = A \end{cases}$ no hay oxígeno en los humos, por lo que la combustión es estequiométrica; la cantidad de aire necesario es V_t y el exceso de aire, $e = 0$.

En el punto D $\begin{cases} x = 21 \\ y = 0 \end{cases}$ el contenido en oxígeno de los humos es igual al del aire, 21%.

Los productos de combustión son despreciables frente al exceso de aire, que se puede considerar como infinito.

La recta (AD) se puede graduar completamente en exceso de aire *e*; para ello se puede utilizar la ecuación que define *y* haciendo $V_{CO} = 0$, ya que se trata de una combustión completa, en la forma:

$$y = 100\,\frac{\frac{A\,V_{humos\ secos}}{100}}{V_{humos\ secos} + \frac{e\,V_t}{100}}$$

Para el exceso de aire e_1, la fórmula anterior proporciona y_1, que permite obtener el punto P_1 correspondiente al exceso e_1.

Del mismo modo se pueden hallar los puntos para otros valores del exceso de aire.

Si en la ecuación que proporciona *x* hacemos $V_{CO} = 0$, (combustión completa), se obtiene:

$$x = 100\,\frac{\frac{21}{100}\,\frac{e\,V_t}{100}}{V_{humos\ secos} + \frac{e\,V_t}{100}}$$, que para el punto P_1 sería x_1.

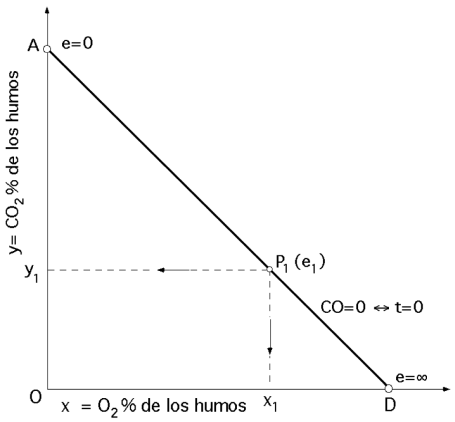


Fig XVIII.3

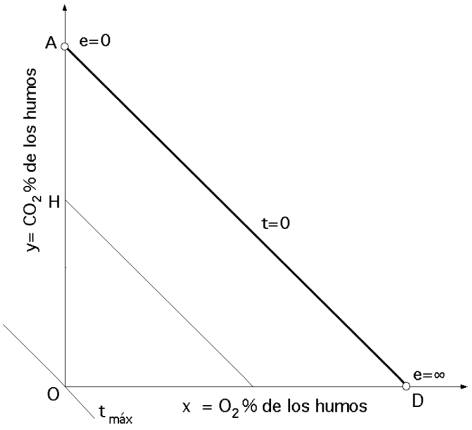


Fig XVI.4

***Rectas de igual contenido en CO**, t = cte*.- Estas rectas, de la forma

$$y = A - (1 - \frac{79\,A}{21_{\,x}\,200})\,t - \frac{A}{21}\,x$$

son paralelas a la recta de combustión completa, por cuanto esta ecuación y la $y = A - \frac{A}{21}\,x$, sólo se diferencian en el término $(-1 + \frac{79\,A}{21_{\,x}\,200})\,t$

Para construir esta recta basta con determinar un punto, el de intersección con el eje (Oy) y trazar por él una paralela a la recta (AD) de combustión completa, Fig XVI.4:

$$y_{x=0} = A - (1 - \frac{79\,A}{21_{\,x}\,200})\,t$$

El valor máximo de $t_{máx}$ se obtiene cuando no hay ni CO_2 ni O_2 en los gases de combustión, es decir $\begin{cases} x = 0 \\ y = 0 \end{cases}$, por lo que:

$$t_{máx} = \frac{A}{1 - \frac{79\,A}{21_{\,x}\,200}}$$

***Rectas de igual exceso o defecto de aire**, e = constante*.- La ecuación de la familia de estas rectas es:

$$y = \frac{100\,A\,V_{humos\ secos} + 2\,e\,V_t - x\,\{(200 + A)\,V_{humos\ secos} + 2\,e\,V_t\}}{V_{humos\ secos} + \frac{79\,e}{100}\,V_t}$$

en la que tiene excepcional importancia la representativa de *e = 0,* denominada *línea de aire*, que divide al plano en dos regiones:

a) La correspondiente a las combustiones que se realizan con defecto de aire

b) La correspondiente a las combustiones que se verifican con exceso de aire

La ecuación de esta recta se obtiene haciendo en la anterior $e = 0$, por lo que:

$$y = A - (2 + \frac{A}{100})\, x$$

que para $\begin{cases} x = 0 \\ y = A \end{cases}$ pasa por el punto A ; el punto E se determina para, y = 0: $x = (OE) = \dfrac{A}{2 + \dfrac{A}{100}}$

Trazada esta recta de exceso de aire nulo $e = 0$, se puede trazar la correspondiente a un exceso de aire cualquiera e, para lo que basta con tener en cuenta la propiedad característica de las rectas de exceso o defecto de aire constante, que consiste en que todas ellas pasan por un punto fijo de coordenadas $\begin{cases} x = 100 \\ y = -200 \end{cases}$ independientemente de los valores de A, V_t y $V_{(humos\ secos)}$, siendo éste punto el mismo para todos los combustibles; ésto se comprueba haciendo en la expresión de y $\begin{cases} x = 100 \\ y = 200 \end{cases}$ que se convierte en una identidad.

El punto fijo $\begin{cases} x = 100 \\ y = 200 \end{cases}$ está lo suficientemente lejos de la zona de utilización del diagrama, que se puede admitir, con gran aproximación, que en dicha zona las rectas de exceso o defecto de aire constante son paralelas, Fig XVI.5, lo que permite un trazado rápido de las rectas de igual exceso o defecto de aire, pues basta con tomar el punto P de exceso de aire dado e_1 sobre la recta (AD), y por él trazar una paralela a la recta (AE) de exceso, $e = 0$.

Cuando e sea negativo, (defecto de aire), el punto P de la recta (AD) se encontrará a la izquierda del punto A. Si se desea trazar exactamente las rectas de $e = cte$, sin acudir a la propiedad anterior (que sólo las da aproximadamente), basta con determinar para cada recta dos puntos, que son aquellos en que corta a los ejes, haciendo $\begin{cases} x = 0 \\ y = 0 \end{cases}$, con lo que los puntos M y N son, Fig XVI.6:

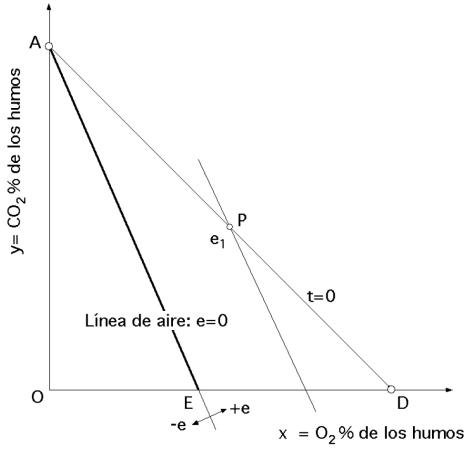


Fig XVI.5.- Rectas de igual exceso o defecto de aire e = constante

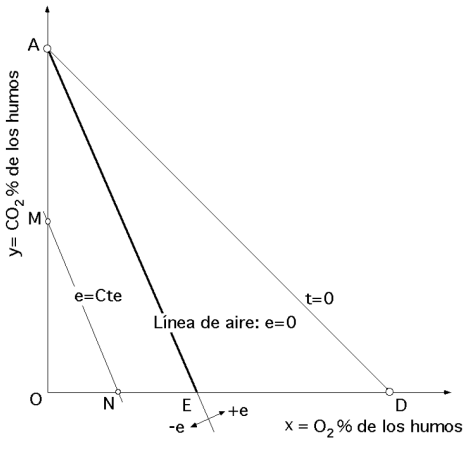


Fig XVI.6.- Rectas de igual exceso o defecto de aire e (-) = constante

$$Punto\ M:\ x = 0\ ;\ \ y = \frac{100\ A\ V_{humos\ secos} + 42\ e\ V_t}{100\ V_{humos\ secos} + \frac{79\ e}{100}\ V_t}$$

$$Punto\ N:\ y = 0\ ;\ \ x = \frac{100\ A\ V_{humos\ secos} + 42\ e\ V_t}{(200 + A)\ V_{humos\ secos} + 2\ e\ V_t}$$

Rectas representativas de las combustiones reductoras, (incompletas por defecto de aire, sin presencia de oxígeno).- Se trata de la vertical (OA), cuya ecuación es $x = 0$, Fig XVI.6.

XVI.6.- UTILIZACIÓN DEL DIAGRAMA DE OSTWALD

Sobre el diagrama construido para un combustible dado, se llevan sobre el eje de ordenadas los valores de CO_2 y sobre el eje de abscisas los de O_2, que se determinan en los humos mediante el análisis de los gases. Así se obtiene un punto P, Fig XVI. 7, que proporciona, directamente o por interpolación, el exceso o defecto de aire e_p y el contenido en CO. De los valores de CO_2, CO, O_2 y e se puede deducir si la combustión tiene lugar en buenas o en malas condiciones.

Por ejemplo, si para e se obtiene un valor aceptable y, sin embargo, el valor de CO_2 es bajo y alto el de O_2 y CO, la consecuencia es que la combustión es defectuosa, no por falta de aire, sino por una mala distribución del combustible o por estar el hogar a baja temperatura. De esta forma se obtienen las indicaciones precisas para el reglaje del aire y el funcionamiento del hogar en general.

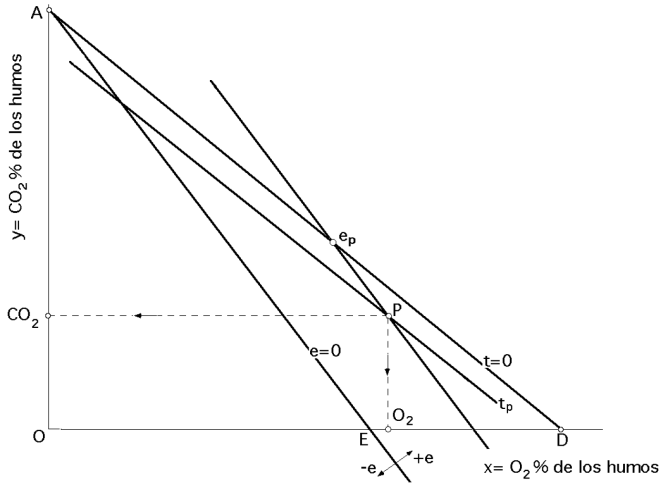


Fig XVI.7

Es evidente que el punto P deberá estar lo más cerca posible de la recta (AD), mientras que el CO deberá estar lo menor posible, y lo más cerca posible del punto A, (exceso de aire mínimo), lo que permite que en el hogar se puedan hacer las maniobras necesarias para que se cumplan lo más aproximadamente posible las condiciones dichas.

Cuando un punto en el diagrama de Ostwald marca un exceso de aire, (gran exceso de O_2), la mala marcha de la combustión se puede deber a alguna grieta que permita una entrada de aire indebida. Cuando un punto en el diagrama marca un exceso de aire, y un CO y O_2 excesivos, la mala marcha de la combustión puede ser debida a que el combustible se quema mal, por temperatura inadecuada.

Construccion del diagrama de Ostwald.- Vamos a establecer los cálculos para la realización y construcción del diagrama de Ostwald, tomando como muestra una hulla bituminosa que tiene la si-

guiente composición química:

$C = 78,28\%$; $H = 4,98\%$; $O = 4,78\%$; $S = 1,20\%$

Valor de A, % de CO_2 en los humos:

$$A = \frac{22,4\,(\frac{C}{12} + \frac{S}{32})}{V_{humos\ secos}} = \frac{22,4\,(\frac{C}{12} + \frac{S}{32})}{22,4\,\{\frac{100}{21}\,(\frac{C}{12} + \frac{S}{32}) + \frac{8\,H - O}{32}\}} =$$

$$= \frac{\frac{78,28}{12} + \frac{1,2}{32}}{\frac{100}{21}\,(\frac{78,28}{12} + \frac{1,2}{32}) + \frac{(8 \times 4,98) - 4,78}{32}} = 0,203 = 20,3\%$$

Valor de V_t (volumen de aire mínimo necesario para quemar 1 kg de la hulla citada):

$$V_t = 22,4\ \frac{100}{21}\,(\frac{C}{12} + \frac{S}{32} + \frac{8\,H - O}{32}) = 1,066\,(\frac{78,28}{12} + \frac{1,2}{32} + \frac{(8 \times 498) - 4,78}{32}) = 8,17\ \frac{m^3}{kg}$$

$$V_{humos\ secos} = 22,4\,\{\frac{100}{21}\,(\frac{C}{12} + \frac{S}{32}) + \frac{79}{21}\ \frac{8\,H - O}{32}\} =$$

$$= \frac{22,4}{100}\,\{\frac{100}{21}\,(\frac{78,28}{12} + \frac{1,2}{32}) + \frac{79}{21}\ \frac{(8 \times 4,98) - 4,78}{32})\} = 7,92\ \frac{m^3}{kg}$$

Trazado de la línea de aire:

$$Para: \begin{cases} x = 0\ ,\ y = A = 20,3 \\ y = 0\ ,\ x = \dfrac{A}{2 + (A/100)} = \dfrac{20,3}{2 + (20,3/100)} = 9,21 \end{cases}, \text{ que conforman la recta de } e = 0.$$

Trazado de las rectas de e constante: $(e = -15)\ ,\ y = \dfrac{A\,V_{humos\ secos}}{V_{humos\ secos} + \frac{e}{100}\,V_t} = \dfrac{20,3 \times 7,92}{7,92 + \frac{-15}{100}\,8,17} = 24$

Tabla XVI.1.- Puntos por donde pasan las rectas paralelas a la línea de aire

e	-15	-10	-5	0	10	20	30	40	50	60	90	100	300	500	1000
y	24	22,63	21,4	20,3	18,4	16,82	15,5	14,37	13,4	12,54	10,53	10	4,96	3,3	1,79

Trazado de las líneas de t constante:

$$y = A - (1 - \frac{79\,A}{21 \times 200})\,t - \frac{A}{21}\,x = 20,3 - (1 - \frac{79 \times 20,3}{21 \times 200})\,t - \frac{20,3}{21}\,x = 20,3 - 0,618\,t - 0,97\,x$$

t	10	20	30
x	0	0	0
y	14,12	7,94	1,46

Rectas paralelas a la recta t = 0, de humos sin CO

Ejemplo: Se tiene una hulla grasa con un 30% de materias volátiles y 6.500 calorías. Su análisis químico proporciona el valor del CO_2 = 8,5% y del O_2 = 10,1%, que son las coordenadas del C.

El diagrama auxiliar de Schultes proporciona el $CO_{2(máximo)}$ = 18,7%, lo que permite obtener el punto A, y las líneas (AB) y (AA_1).

Trazando (CD) paralela a (AB) se tiene D, cuyo O_2 = 0,9% ⇒ CO = 2,09 = 1,8%.

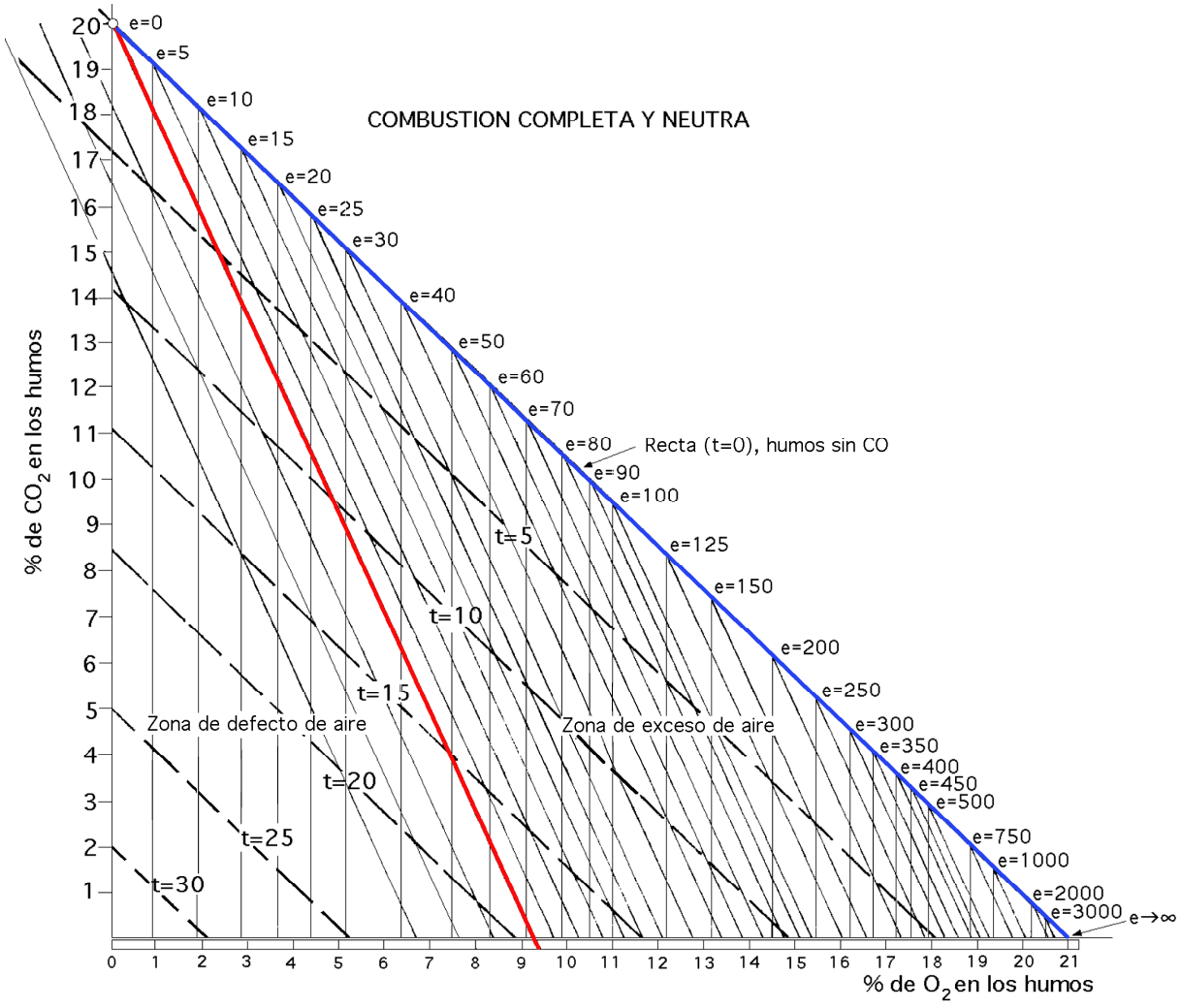
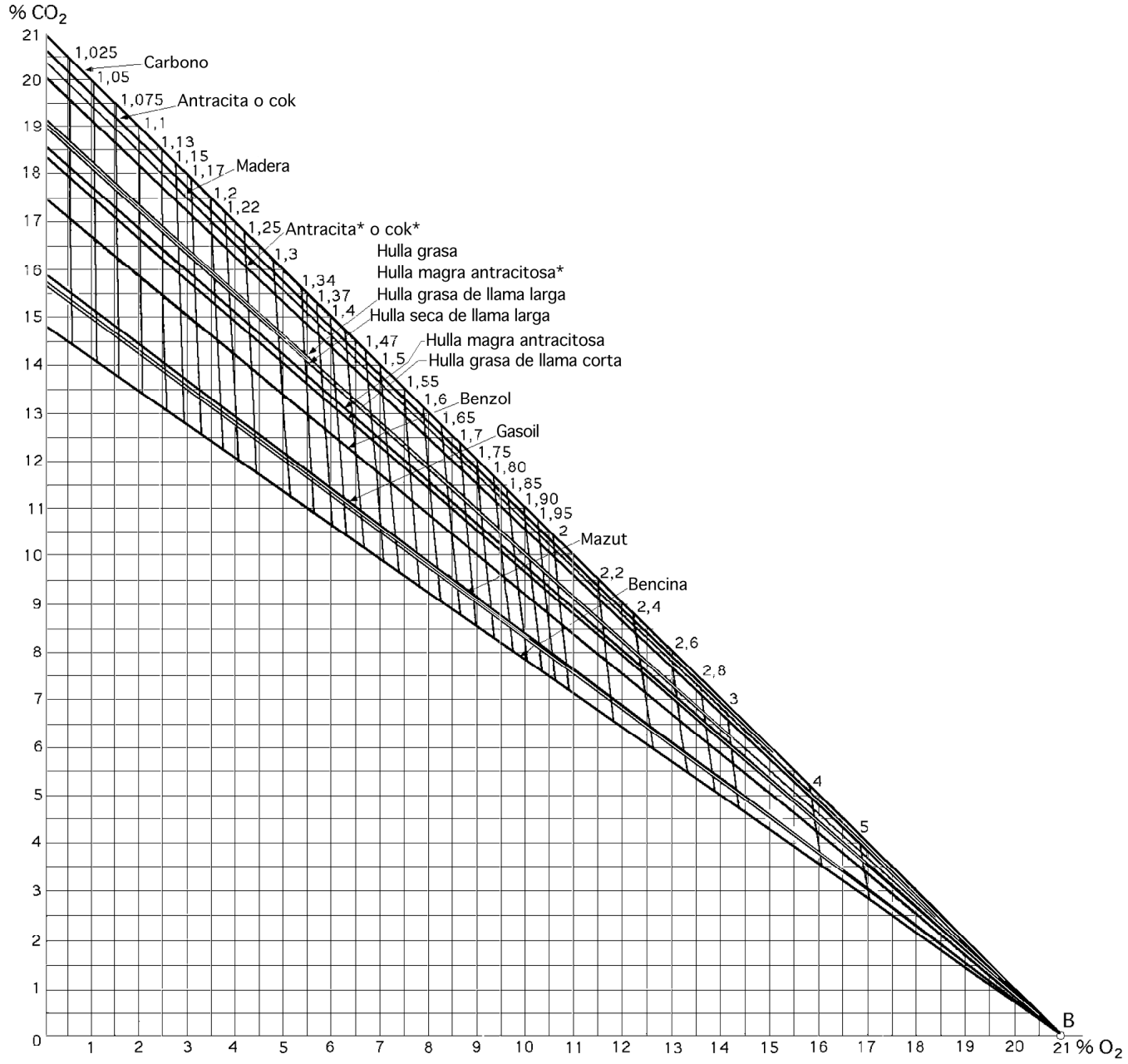
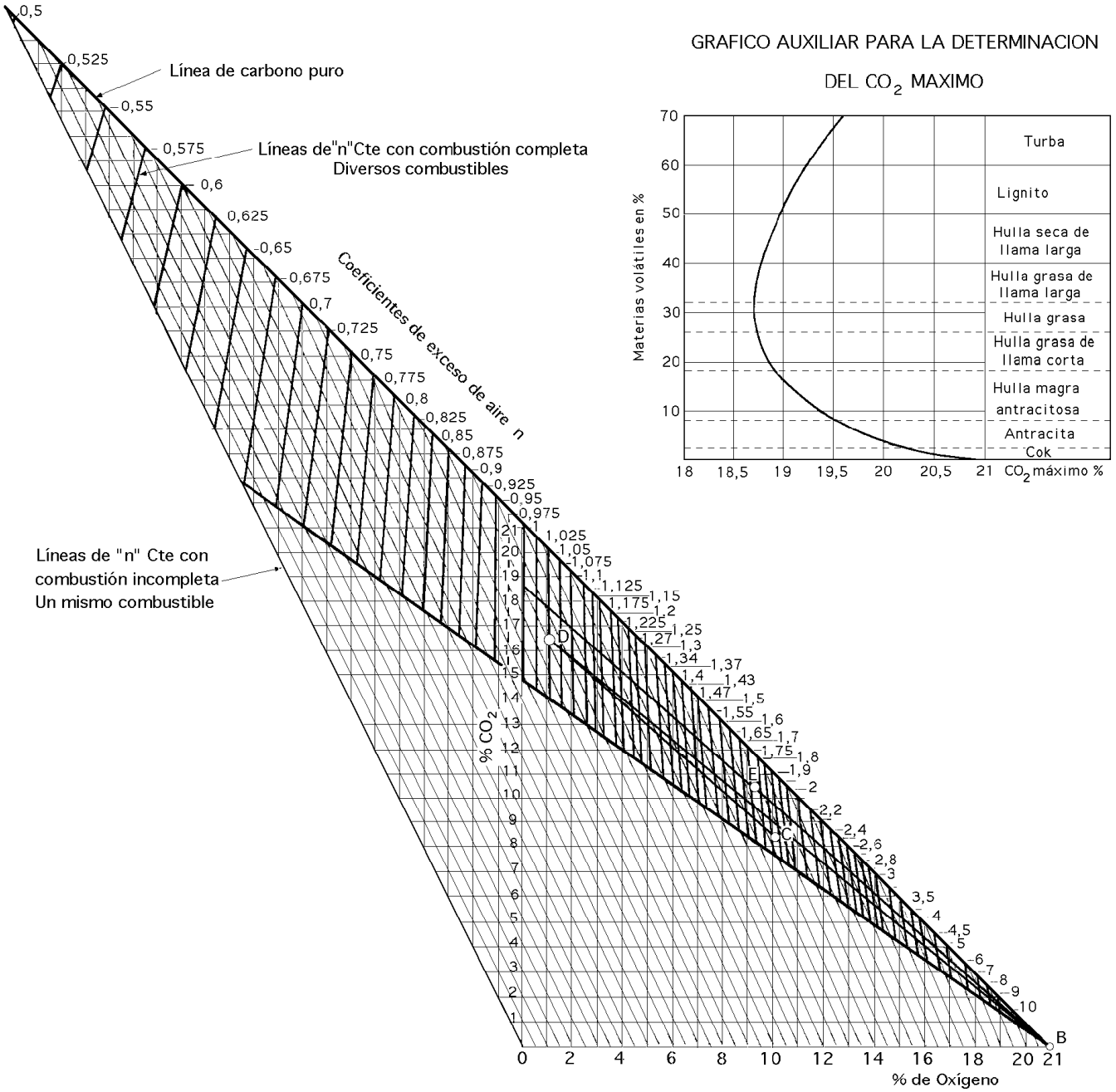


Fig.XVI.8.- Diagrama de Ostwald



Madera C= 49,9, H_2= 6,2, O_2= 43,9, $CO_{2máximo}$= 20,4
Hulla seca de llama larga C= 75, H_2= 5,5, O_2= 19,5, $CO_{2máximo}$= 19,1
Hulla grasa de llama larga C= 80, H_2= 5, O_2= 15, $CO_{2máximo}$= 19,2
Hulla grasa C= 85, H_2= 5, O_2= 10, $CO_{2máximo}$= 19,02
Hulla grasa de llama corta C= 89, H_2= 5,5, O_2= 5,5, $CO_{2máximo}$= 18,68
Hulla magra antracitosa C= 91, H_2= 4,5, O_2= 4,5, $CO_{2máximo}$= 19,06
Hulla magra antracitosa C= 93, H_2= 4, O_2= 3, $CO_{2máximo}$= 20,1*
Antracita o cok C= 95, H_2= 2, O_2= 3, $CO_{2máximo}$= 20,1
Antracita o cok C= 97, H_2= 1, O_2= 2, $CO_{2máximo}$= 20,62*
Benzol C= 92,1, H_2= 7,9, $CO_{2máximo}$= 17,47
Mazut (residuo de la destilación del petróleo C= 85,9, H_2= 12,6, O_2= 2,5, $CO_{2máximo}$= 15,7
Mazut C= 86,8, H_2= 12,15, O_2= 1,05, $CO_{2máximo}$= 15,8*
Gasoil C= 87, H_2= 12, O_2= 1, $CO_{2máximo}$= 15,9
Bencina C= 85,1, H_2= 14,9, $CO_{2máximo}$= 14,84

Fig XVI.9.- Triángulos de la combustión perfecta para combustibles sólidos y líquidos



Madera secada al aire $P_{cal.\ inf.} = 3500$ *cal,* $CO_{2máximo} = 20{,}9\%$

Bencina de automóvil $C = 85{,}1\%$, $H_2 = 14{,}9\%$; $P_{cal.\ inf.} = 10160$ *cal,* $CO_{2máximo} = 14{,}84\%$

Gasoil $C = 87\%$, $H_2 = 12\%$, $O_2 = 1\%$; $P_{cal.\ inf.} = 10000$ *cal,* $CO_{2máximo} = 15{,}9\%$

Aceite de alquitrán para motores Diesel $C = 90\%$, $H_2 = 7\%$; *P.c.i.= 8800÷9200 cal,* $CO_{2máximo} = 17{,}7\%$

Mazut Schell $C = 86\%$, $H_2 = 12\%$, $O_2 = 1\%$ $CO_{2máximo} = 15{,}9\%$

Fig XVI.10.- Triángulos de combustión perfecta e imperfecta

ANEXO.- PROBLEMAS

En los cálculos estequiométricos hay que distinguir continuamente entre el balance de la masa, que se debe mantener, y las variaciones moleculares de sus ecuaciones.

Por ejemplo, en la ecuación de combustión:

$2\ CO + 1\ O_2 = 2\ CO_2$

el cambio molecular se expresa por:

$2\ kg/mol\ CO + 1\ kg/mol\ O_2 \Rightarrow 2\ kg/mol\ CO_2$

es decir, se ha producido una reducción molecular de, 2 + 1 = 3 kg/mol, a 2 kg/mol al pasar del estado reactivo al estado producto.

Sin embargo, por el Principio de Conservación de la Masa, debe existir un estricto balance entre los kilos de reactivos y productos.

Puesto que los números anteriores representan los valores respectivos de n_{CO}, n_{O_2}, *y* n_{CO_2}, *la ecuación de la masa se puede poner en la forma:*

$n\ M(CO) + n\ M(O_2) = n\ M(CO_2)$

es decir:

$$2\ kg/mol\ (CO) \cdot 28\ (\frac{kg}{kg/mol})_{CO} + 1\ kg/mol\ (O_2) \cdot 32\ (\frac{kg}{kg/mol})_{O_2} = 2\ kg/mol\ (CO_2) \cdot 44\ (\frac{kg}{kg/mol})_{CO_2}$$

$56\ kg\ CO + 32\ kg\ O_2 = 88\ kg\ CO_2$ *(en equilibrio, puesto que 56 + 32 = 88) 93*

Para el benceno se tiene: $2\ (C_6H_6) + 15\ (O_2) = 12\ (CO_2) + 6\ (H_2O)$

en la que:
$$\begin{cases} n\ (reactivos) = 2 + 15 = 17\ kg/mol \\ n\ (productos) = 12 + 6 = 18\ kg/mol \end{cases}$$

es decir, existe un incremento molecular, mientras que se mantiene el balance de la masa puesto que en este caso se puede poner:

$$(2 \cdot 78)\ kg\ C_6H_6 + (15 \cdot 32)\ kg\ O_2 = (12 \cdot 44)\ kg\ CO_2 + (6 \cdot 18)\ kg\ H_2O \xrightarrow{es\ decir} \begin{cases} 156 + 480 = 528 + 108 \\ ó\ \ 636 = 636 \end{cases}$$

A veces se obtiene un balance simultáneo en masa y volumen; por ejemplo en la reacción:

$CO + H_2O = CO_2 + H_2$

el número de reactivos y de productos es igual a 2 kg/mol.

1.- Una caldera utiliza un combustible gaseoso con el siguiente análisis volumétrico:

H_2 = 48% ; CH_4 = 22,5% ; CO = 19% ; N_2 = 6% ; CO_2 = 4,5%.

El aire que se suministra excede en un 25% al suministro de aire estequiométrico, y con esta proporción aire/combustible, la combustión es completa. Calcular para 100 kg/mol de combustible los porcentajes de los gases de la chimenea analizados en las siguientes situaciones:
(a) Sobre una base volumétrica para los gases secos de la chimenea
(b) Sobre una base de la masa para el total de gases húmedos de la chimenea.

RESOLUCIÓN

Ecuaciones químicas básicas de la combustión $\begin{cases} 2\,H_2 + O_2 = 2\,H_2O \\ CH_4 + 2\,O_2 = CO_2 + 2\,H_2O \\ 2\,CO + O_2 = 2\,CO_2 \end{cases}$

El combustible está formado por $\begin{cases} 48 \text{ kg-mol de } H_2 \text{ ; } 22{,}5 \text{ kg-mol de } CH_4 \text{ ; } 19 \text{ kg-mol de } CO \\ 6 \text{ kg-mol de } N_2 \text{ ; } 4{,}50 \text{ kg-mol de } CO_2 \end{cases}$

Para la combustión estequiométrica: $\begin{cases} 48 \text{ kg-mol de } H_2 \text{ necesitan } 24 \text{ kg-mol de } O_2 \\ 22{,}5 \text{ kg-mol de } CH_4 \text{ necesitan } 45 \text{ kg-mol de } O_2 \\ 19 \text{ kg-mol de } CO \text{ necesitan } 9{,}5 \text{ kg-mol de } O_2 \end{cases}$

por lo que el requerimiento estequiométrico de oxígeno para el combustible es de: 24 + 45 + 9,5 = 78,5 kg/mol de O_2 por 100 kg/mol de combustible

Como el suministro de aire excede en un 25% a las necesidades estequiométricas ⇒ que el oxígeno suministrado también es un 25% superior al calculado para la combustión estequiométrica, por lo que:

$\begin{cases} \text{Suministro de oxígeno: } 1{,}25 \times 78{,}5 = 98{,}1 \text{ kg-mol} \\ \text{Suministro de nitrógeno: } 3{,}76 \times 98{,}1 = 369{,}1 \text{ kg-mol} \end{cases}$

Productos de la combustión: $\begin{cases} 368{,}9 + 6 = 374{,}9 \text{ kg-mol de } N_2 \text{ por 100 kg-mol de combustible} \\ 48 + 45 = 93 \text{ kg-mol de } H_2O \text{ por 100 kg-mol de combustible} \\ 4{,}5 + 22{,}5 + 19 = 46 \text{ kg-mol de } CO_2 \text{ por 100 kg-mol de combustible} \\ 398{,}1 - 78{,}5 = 19{,}6 \text{ kg-mol de } O_2 \text{ por 100 kg-mol de combustible} \end{cases}$

Análisis seco (se excluye el agua)

	n	M (kg/kg-mol)	$x = n / \sum n$
Nitrógeno	374,9	28	$x(N_2) = 374{,}9/440{,}5 = 0{,}851 = 85{,}1\ \%$
Anhidrido carbónico	46	44	$x(CO_2) = 46/440{,}5 = 0{,}1044 = 10{,}44\%$
Oxígeno	19,6	32	$x(O_2) = 19{,}6/440{,}5 = 0{,}0445 = 4{,}45\%$
Total.....	440,5		

Análisis húmedo

	n	M (kg/kg.mol)	$n\,M$ (kg/mol)	$\%masa = (n\,M)/\sum(n\,M)$
Nitrógeno	374,9	28	10497	$10497/14822 = 0{,}708 = 70{,}8\%$
Vapor de agua	93	18	1674	$1674/14822 = 0{,}1129 = 11{,}29\%$
Anhidrido carbónico	46	44	2024	$2024/14822 = 0{,}1365 = 13{,}65\%$

Oxígeno	*19,6*	*32*	*627*	*627 / 14822 = 0,0423 = 4,23%*
Total.....	*533,5*		*14822*	

.....

2.- Un combustible derivado del petróleo cuyo análisis gravimétrico es: C = 86% ; H_2 =12% ; O_2 = 1% ; S = 1% se quema con aire que excede en un 70% del mínimo para la combustión completa teórica. Determinar por 1 kg de combustible:

a) La masa de aire que se suministra por kg de combustible

b) El análisis volumétrico de los gases después de la combustión.

RESOLUCIÓN

Ecuaciones químicas básicas de la combustión: $\left\{ \begin{array}{lll} 2\,H_2 + O_2 = 2\,H_2O & ; & 4\,kg_{H_2} + 32\,kg_{O_2} = 36\,kg_{H_2O} \\ C + O_2 = CO_2 & ; & 12\,kg_C + 32\,kg_{O_2} = 44\,kg_{CO_2} \\ S + O_2 = SO_2 & ; & 32\,kg_S + 32\,kg_{O_2} = 64\,kg_{SO_2} \end{array} \right\} \Rightarrow$

$$\Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 1\,kg_{H_2} + (32/4)\,kg_{O_2} = 9\,kg_{H_2O} \\ 1\,kg_C + (32/12)\,kg_{O_2} = (44/12)\,kg_{CO_2} \\ 1\,kg_S + 1\,kg_{O_2} = 2\,kg_{SO_2} \end{array} \right.$$

por lo que el oxígeno estequiométrico por kg de combustible es:

$$(\frac{32}{12} \times 0,86)\,C + \{(\frac{32}{4} \times 0,12) - 0,01\}\,O_2 + (1 \times 0,01)\,S = 3,253\ \frac{kg_{O_2}}{kg_{comb}}$$

por lo que:

$$\frac{Masa_{aire}}{Masa_{combustible}} = \left\{ Masa_{aire} = 1 + 0,7 = 1,7 \right\} = 1,7 \times 3,253\ \frac{kg_{O_2}}{kg_{comb}} \times \frac{kg_{aire}}{0,233\,kg_{O_2}} = 23,73\ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}}$$

Gases de la combustión por 1 kg de combustible:

$$(\frac{44}{12} \times 0,86)\,CO_2 + (\frac{36}{4} \times 0,12)\,H_2O + (2 \times 0,01)\,SO_2 + (3,253 \times 0,7)\,O_2 + (0,767 \times 23,73)\,N_2 \quad (\frac{kg}{kg_{comb}})$$

$$3,153\ \frac{kg_{CO_2}}{kg_{comb}} + 1,08\ \frac{kg_{H_2O}}{kg_{comb}} + 0,02\ \frac{kg_{SO_2}}{kg_{comb}} + 2,277\ \frac{kg_{O_2}}{kg_{comb}} + 18,2\ \frac{kg_{N_2}}{kg_{comb}}$$

	G (kg)	*M (kg / kg-mol)*	*G / M (kg-mol)*	$x = (G/M) / \sum(G/M)$
Nitrógeno	*18,2*	*28*	*0,65*	*0,65 / 0,8532 = 0,7618 = 76,18%*
Vapor de agua	*1,08*	*18*	*0,06*	*0,06 / 0,8532 = 0,0703 = 7,03%*
Anhidrido carbónico	*3,153*	*44*	*0,0717*	*0,60717 / 0,8532 = 0,084 = 8,4%*
Oxígeno	*2,277*	*32*	*0,0712*	*0,0712 / 0,8532 = 0,0834 = 8,34%*
Anhidrido sulfuroso	*0,02*	*64*	*0,0003*	*0,0003 / 0,8532 = 0,0004 = 0,04%*
Total.....	*24,73 kg*		*0,8532 kg-mol*	

Los porcentajes en volumen son: $N_2 = 76,18$; $H_2O = 7,03$; $CO_2 = 8,4$; $O_2 = 8,34$; $SO_2 = 0,04$

.....

3.- Calcular los análisis volumétricos secos de los gases desprendidos de la combustión del alcohol etílico C_2H_6O con concentraciones de mezcla de 90% y 120%. Se puede considerar que no existe oxí-

geno libre en el escape con la mezcla rica en combustible y que la combustión es completa con la mezcla débil en combustible.

RESOLUCIÓN

Reacción química:

$$C_2H_6O + 3\,O_2 = 2\,CO_2 + 3\,H_2O \quad \Rightarrow \quad 46\ kg\ C_2H_6O + 96\ kg\ O_2 = 88\ kg\ CO_2 + 54\ kg\ H_2O$$

Relación de masa estequiométrica: $\dfrac{aire}{combustible} = \dfrac{G_{aire}}{G_{comb}} = \dfrac{96}{46}\ \dfrac{kg_{O_2}}{kg_{comb}}\ \dfrac{kg_{aire}}{0{,}233\ kg_{O_2}} = 8{,}96\ \dfrac{kg_{aire}}{kg_{comb}}$

La concentración de la mezcla se define en la forma: $CM = \dfrac{aire\ estequiométrico\ suministrado}{aire\ real\ suministrado}$

MEZCLA DEL 90% DE CONCENTRACIÓN

$$\frac{G_{aire}}{G_{comb}} = \frac{8{,}96}{0{,}9} = 9{,}96\ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}} \quad (mezcla\ pobre)$$

$$C_2H_6O + \frac{9{,}96 \cdot 0{,}233 \cdot 46}{32}\ O_2 + \frac{9{,}96 \cdot 0{,}233 \cdot 46}{32} \cdot \frac{79}{21}\ N_2 = 2\,CO_2 + 3\,H_2O + a\,O_2 + b\,N_2$$

$$C_2H_6O + 3{,}336\,O_2 + 12{,}55\,N_2 = 2\,CO_2 + 3\,H_2O + a\,O_2 + b\,N_2$$

Equilibrio atómico:
$$\begin{cases} Oxígeno \quad \Rightarrow \quad 0{,}5 + 3{,}336 = 2 + \dfrac{3}{2} + a \quad \Rightarrow \quad a = 0{,}336 \\ Nitrógeno \quad \Rightarrow \quad 12{,}55 = b \end{cases}$$

El volumen total de los productos secos es: n = 2 + 0,336 +12,55 = 14,886 kg-mol, por lo que:

$$x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{2 \cdot 100}{14{,}886} = 13{,}44\%\ ;\ x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n} = \frac{0{,}336 \cdot 100}{14{,}886} = 2{,}26\%\ ;\ x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n} = \frac{12{,}55 \cdot 100}{14{,}886} = 84{,}3\%$$

MEZCLA DEL 120% DE CONCENTRACIÓN

$$\frac{G_{aire}}{G_{comb}} = \frac{8{,}96}{1{,}2} = 7{,}47\ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}} \ (mezcla\ rica)$$

$$C_2H_6O + \frac{7{,}47 \cdot 0{,}233 \cdot 46}{32}\ O_2 + \frac{7{,}47 \cdot 0{,}233 \cdot 46}{32} \cdot \frac{79}{21}\ N_2 = a\,CO_2 + b\,CO + c\,H_2O + d\,N_2$$

$$C_2H_6O + 2{,}5\,O_2 + 9{,}41\,N_2 = a\,CO_2 + b\,CO + c\,H_2O + d\,N_2$$

Equilibrio atómico:
$$\begin{cases} Carbono \quad \Rightarrow \quad 2 = a + b \\ Oxígeno \quad \Rightarrow \quad 0{,}5 + 2{,}5 = a + \dfrac{b + c}{2} \quad \Rightarrow \quad a = 1\ ;\ b = 1\ ;\ c = 3 \\ Hidrógeno \quad \Rightarrow \quad 3 = c \end{cases}$$

El volumen total de los productos secos es: n = 1 + 1 +9,41 = 11,41 kg-mol, por lo que:

$$x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{1 \cdot 100}{11{,}41} = 8{,}76\%\ ;\ x_{CO} = \frac{n_{CO}}{n} = \frac{1 \cdot 100}{11{,}41} = 8{,}76\%\ ;\ x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n} = \frac{9{,}41 \cdot 100}{11{,}41} = 82{,}47\%$$

.....

4.- Un combustible tiene de masa 84% de carbono y 16% de hidrógeno. Después de quemar el combustible con aire, el análisis volumétrico seco de los productos es: CO_2 = 10% ; CO = 1% ; O_2 = 5,35%. Determinar el tanto por ciento de aire suministrado en exceso.

RESOLUCIÓN

Por cada kg de combustible se obtienen 0,84 kg de C y 0,16 kg de H_2.

Si se suministran X kg/mol de aire (que contiene 0,21 X kg/mol de O_2 y 0,79 X kg/mol de N_2) por kg de combustible, la ecuación de la combustión en kg/mol es:

$$0{,}84\ \frac{kg_C}{kg_{comb}}\ \frac{kg/mol_C}{12\ kg_C} + 0{,}16\ \frac{kg_{H_2}}{kg_{comb}}\ \frac{kg/mol_{H_2}}{2\ kg_{H_2}} + 0{,}21\ X\ \frac{kg/mol_{O_2}}{kg_{comb}} + 0{,}79\ X\ \frac{kg/mol_{N_2}}{kg_{comb}} =$$

$$= a\ \frac{kg\text{-}mol_{CO_2}}{kg_{comb}} + b\ \frac{kg\text{-}mol_{CO}}{kg_{comb}} + c\ \frac{kg\text{-}mol_{H_2O}}{kg_{comb}} + d\ \frac{kg\text{-}mol_{O_2}}{kg_{comb}} + e\ \frac{kg\text{-}mol_{N_2}}{kg_{comb}}$$

$$\text{Equilibrio atómico:}\ \begin{cases} \text{Carbono} \Rightarrow & 0{,}84/12 = a + b = 0{,}07 \\ \text{Hidrógeno} \Rightarrow & 0{,}16/2 = c = 0{,}08 \\ \text{Oxígeno} \Rightarrow & 0{,}21\ X = a + (b + c)/2 + d \\ \text{Nitrógeno} \Rightarrow & 0{,}79\ X = e \end{cases}$$

que junto con las ecuaciones de los balances energéticos

$$\frac{a}{b} = \frac{x_{CO_2}}{x_{CO}} = \frac{10\%}{1\%} = 10\ ;\quad \frac{a}{d} = \frac{x_{CO_2}}{x_{O_2}} = \frac{10}{5{,}35} = 1{,}87$$

completan el sistema de 6 ecuaciones y 6 incógnitas cuyas soluciones son:

$$\text{Balance del carbono: } 0{,}07 = a + b = \{\ a = 10\ b\ \} = 10\ b + b = 11\ b \Rightarrow \begin{cases} b = 0{,}006364 \\ a = 0{,}06364 \end{cases}$$

$$\text{Balance del oxígeno: } 0{,}21\ X = a + \frac{b + c}{2} + d = \left\{ d = \frac{5{,}35\ a}{10} = \frac{5{,}35 \times 0{,}06364}{10} = 0{,}03405 \right\} =$$

$$= 0{,}06364 + \frac{0{,}006364 + 0{,}08}{2} + 0{,}03405 = 0{,}14087 \Rightarrow X = 0{,}67082\ \frac{kg\text{-}mol_{aire}}{kg_{comb}}$$

$$\text{Como: } M_{aire} = 29\ \frac{kg_{aire}}{kg\text{-}mol_{aire}}\ \text{ resulta } \frac{G_{aire}}{G_{comb}} = 0{,}67082\ \frac{kg\text{-}mol_{aire}}{kg_{comb}} \times 29\ \frac{kg_{aire}}{kg\text{-}mol_{aire}} = 19{,}45\ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}}$$

La relación estequiométrica es:

$$\left.\frac{G_{aire}}{G_{comb}}\right\}_{estequiométrica} = \frac{\{0{,}84\ \frac{kg_C}{kg_{comb}} \times \frac{32}{12}\ \frac{kg_{O_2}}{kg_C}\} + \{0{,}16\ \frac{kg_{H_2}}{kg_{comb}} \times 8\ \frac{kg_{O_2}}{kg_{H_2}}\}}{0{,}233\ \frac{kg_{O_2}}{kg_{aire}}} = 15{,}11\ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}}$$

$$\text{existiendo un exceso de aire} = \frac{19{,}45 - 15{,}11}{15{,}11} = 0{,}2872 = 28{,}72\%$$

.....

5.- Una máquina utiliza un combustible gaseoso de composición volumétrica CO = 26% ; H_2 = 9% ; CH_4 = 38% ; CO_2 = 6% ; O_2 = 1% ; N_2 = 20%, que se quema con aire en un motor, siendo la relación volumétrica aire/combustible = 7/1. Determinar la composición volumétrica de los gases de escape considerando no existe CO.

RESOLUCIÓN

Para 1 kg-mol de combustible, la ecuación química correspondiente es:

$$0{,}26\ CO + 0{,}09\ H_2 + 0{,}38\ CH_4 + 0{,}06\ CO_2 + 0{,}01\ O_2 + 0{,}20\ N_2 + (0{,}21 \cdot 7)\ O_2 + (0{,}79 \cdot 7)\ N_2 = a\ CO_2 + b\ H_2O + c\ O_2 + d\ N_2$$

$$\text{Equilibrio atómico:} \begin{cases} \text{Carbono} \Rightarrow 0{,}26 + 0{,}38 + 0{,}06 = a = 0{,}7 \\ \text{Hidrógeno} \Rightarrow 0{,}09 + 0{,}76 = b = 0{,}85 \\ \text{Oxígeno} \Rightarrow 0{,}13 + 0{,}06 + 0{,}01 + 1{,}47 = a + (b/2) + c = 0{,}7 + (0{,}85/2) + c \Rightarrow c = 0{,}565 \\ \text{Nitrógeno} \Rightarrow 0{,}2 + 5{,}53 = d = 5{,}73 \end{cases}$$

El volumen total es: n = 0,7 + 0,85 +0,565 + 5,73 = 7,825 kg-mol, por lo que:

$$x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{0{,}7}{7{,}825} \cdot 100 = 8{,}95\% \ ; \ x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n} = \frac{0{,}85}{7{,}825} \cdot 100 = 10{,}86\% ;$$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n} = \frac{0{,}545}{7{,}825} \cdot 100 = 6{,}96\% \ ; \ x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n} = \frac{5{,}73}{7{,}825} \cdot 100 = 73{,}23\%$$

.....

6.- Determinar la relación de la masa estequiométrica aire/combustible para una gasolina de composición química parecida a la del hexano C_6H_{14} y el análisis volumétrico de los gases (húmedos) desprendidos en la combustión en las siguientes situaciones:

a) Está presente todo el vapor de agua

b) Los gases se enfrían a 1,01325 bar y 18ºC.

RESOLUCIÓN

a) La ecuación química correspondiente es

$$C_6H_{14} + 9{,}5\ O_2 + (9{,}5 \cdot \frac{79}{21})\ N_2 = 6\ CO_2 + 7\ H_2O + (9{,}5 \cdot \frac{79}{21})\ N_2$$

$$C_6H_{14} + 9{,}5\ O_2 + 35{,}72\ N_2 = 6\ CO_2 + 7\ H_2O + 35{,}72\ N_2$$

La relación de la masa estequiométrica aire/combustible viene dada por:

$$\left.\frac{G_{aire}}{G_{comb}}\right\}_{estequiométrica} = 9{,}5\ \frac{kg\text{-}mol_{O_2}}{kg\text{-}mol_{comb}} \cdot \frac{kg\text{-}mol_{comb}}{86\ kg_{comb}} \cdot \frac{32\ kg_{O_2}}{kg\text{-}mol_{O_2}} \cdot \frac{kg_{aire}}{0{,}233\ kg_{O_2}} = 15{,}17\ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}}$$

$$n = 6 + 7 + 35{,}72 = 48{,}72\ \frac{kg\text{-}mol}{kg\text{-}mol_{comb}}$$

$$x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n} = \frac{7 \cdot 100}{48{,}72} = 14{,}4\% \ ; \ x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{6 \cdot 100}{48{,}72} = 12{,}3\% \ ; \ x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n} = \frac{35{,}72 \cdot 100}{48{,}72} = 73{,}32\%$$

b) La presión del vapor de agua a 18ºC es de 0,0206 bar, por lo que:

$$x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n} = \frac{p_{H_2O}}{p} = \frac{0{,}0206}{1{,}01325} \cdot 100 = 2{,}03\%$$

$$n = n_{H_2O} + 6\ CO_2 + 35{,}72\ N_2 = \left| \begin{array}{c} n_{H_2O} = 0{,}0203\ n = 0{,}0203\ (n_{H_2O} + 41{,}72) \\ \Rightarrow \quad n_{H_2O} = 0{,}85\ kg\text{-}mol \end{array} \right| = 0{,}85 + 6 + 35{,}72 = 42{,}57\ kg\text{-}mol$$

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n} = \frac{35{,}72}{42{,}57} \cdot 100 = 83{,}90\% \ ; \ x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{6}{42{,}57} \cdot 100 = 14{,}1\%$$

7.- Una muestra de gas combustible tiene el siguiente análisis volumétrico seco:

CO_2 = 9,3% ; O_2 = 30,3% ; N_2 = 60,4%

Cuando la mezcla de gas húmedo se enfría a 1,20 bar el vapor de agua del gas condensa a 50ºC. Determinar:

a) Las presiones parciales de los constituyentes a 1,20 bar y 50ºC

b) Si se considera que el combustible está formado totalmente por carbono e hidrógeno y que el vapor de agua de los gases de la combustión procede completamente de la combustión del hidrógeno del combustible, calcular los porcentajes en masa, del carbono e hidrógeno del combustible.

RESOLUCIÓN

$$p_{H_2O}\Big\}_{50ºC} = 0{,}1233\ bar = \frac{n_{H_2O}}{n_{humedad}}\ p_{total} = x_{H_2O}\ p_{total} \quad \Rightarrow \quad x_{H_2O} = \frac{0{,}1233}{1{,}2} = 0{,}103 = 10{,}3\%$$

$$n_{H_2O} = 0{,}103\ (n_{H_2O} + n_{CO_2} + n_{O_2} + n_{N_2}) = 0{,}103\ n_{H_2O} + 0{,}103\ n_{sequedad}$$

$$0{,}897\ n_{H_2O} = 0{,}103\ n_{sequedad} \quad \Rightarrow \quad n_{H_2O} = 0{,}115\ n_{sequedad}$$

$$n_{humedad} = n_{H_2O} + n_{sequedad} = 0{,}115\ n_{sequedad} + n_{sequedad} = 1{,}115\ n_{sequedad}$$

deduciéndose las siguientes presiones parciales:

$$p_{CO_2}\Big\}_{50ºC} = \frac{n_{CO_2}}{n_{humedad}}\ p_{total} = \frac{n_{CO_2}}{1{,}115}\ \frac{p_{total}}{n_{sequedad}} = \frac{0{,}093 \times 1{,}2}{1{,}115} = 0{,}1\ bar$$

$$p_{O_2}\Big\}_{50ºC} = \frac{n_{O_2}}{n_{humedad}}\ p_{total} = \frac{n_{O_2}}{1{,}115}\ \frac{p_{total}}{n_{sequedad}} = \frac{0{,}303 \times 1{,}2}{1{,}115} = 0{,}326\ bar$$

$$p_{N_2}\Big\}_{50ºC} = \frac{n_{N_2}}{n_{humedad}}\ p_{total} = \frac{n_{N_2}}{1{,}115}\ \frac{p_{total}}{n_{sequedad}} = \frac{0{,}604 \times 1{,}2}{1{,}115} = 0{,}65\ bar$$

o también: $p_{N_2}\Big\}_{50ºC} = 1{,}2 - (0{,}1 + 0{,}1233 + 0{,}326) = 0{,}65\ bar$

Si llamamos Y al porcentaje de la masa de carbono del combustible y se suministran X kg-mol de aire por kg de combustible, resulta

$$\frac{Y}{12}\ C + \frac{1 - Y}{2}\ H_2 + X\ H_2O + 3{,}76\ X\ N_2 = a\ CO_2 + b\ H_2O + c\ O_2 + d\ N_2$$

Equilibrio atómico:
$$\begin{cases} Carbono \quad \Rightarrow \quad a = Y/12 \\ Hidrógeno \quad \Rightarrow \quad b = (1 - Y)/2 \\ Oxígeno \quad \Rightarrow \quad X = a + (b\ /2) + c \\ Nitrógeno \quad \Rightarrow \quad 3{,}76\ X = d \end{cases}$$

$$\frac{p_{CO_2}}{p_{total}} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{a}{a + b + c + d} = \frac{0{,}1}{1{,}2} = 0{,}0834$$

$$\frac{p_{H_2O}}{p_{total}} = \frac{n_{H_2O}}{n} = \frac{b}{a + b + c + d} = \frac{0{,}1233}{1{,}2} = 0{,}10275$$

por lo que: $\frac{a}{b} = \frac{Y/12}{(1 - Y)/2} = \frac{0{,}0834}{0{,}10275} = 0{,}8117 \quad \Rightarrow \quad Y = 0{,}8297$

8.- Una caldera quema 8 Tm/hora de petróleo con una dosificación de 1 kg de combustible por 20 kg de aire; los gases salen de la chimenea a una velocidad de 4,5 m/seg; el coeficiente global de pérdidas térmicas debido al paso de los gases a través de la chimenea es de 14 Kcal/hm²ºC. La temperatura del medio exterior es de 20ºC. El coeficiente de gasto es φ = 0,32

El peso específico de los gases es: γ_{gases} = 1,315 kg/m³ y el del aire γ_{aire} = 1,288 kg/m³

Determinar en condiciones de gasto máximo:

a) La altura H de la chimenea y la depresión existente en la misma si se supone circulación natural

b) La sección transversal S de la chimenea

c) El volumen de los gases evacuados

RESOLUCION

a) Altura de la chimenea y depresión existente en la misma, si se supone circulación natural

$$v_{sal} = 4{,}5\ \frac{m}{seg} = \sqrt{\frac{1}{1 + h_{cF}}}\ \sqrt{2\,g\,H\,\frac{T_{int} - T_{ext}}{T_{ext}}} \qquad (\text{con } h_{cF} \text{ en } \frac{Kcal}{hm^2\,ºC})$$

Como se supone gasto máximo $\Rightarrow$ $T_{int} = 2\,T_{ext} = 2 \times (20 + 273) = 586ºK$

$$4{,}5\ \frac{m}{seg} = \sqrt{\frac{1}{1 + 1{,}4}}\ \sqrt{2\,g\,H\,\frac{586 - 293}{293}} = 0{,}2582\ \sqrt{2\,g\,H} \quad \Rightarrow \quad H = 15{,}5\ m$$

Depresión existente en la chimenea si se supone circulación natural

Depresión natural: $\Delta p = H\,(\gamma_{gases} - \gamma_{aire}) = 15{,}5 \times (1{,}315 - 1{,}288)\ \frac{kg}{m^2} = 0{,}4185\ \frac{kg}{m^2}$

b)Sección transversal S de la chimenea

$$\frac{G_{comb}\ (1 + \varepsilon\ G_{aire} - G_{cenizas})}{3600} = 94\ \varphi\ S\ \frac{\sqrt{H\,(T_{int} - T_{ext})}}{T_{int}}$$

$$\frac{8000\ \frac{kg}{hora}\ (1 + 20 - 0)}{3600} = 94 \times 0{,}32 \times S\ \frac{\sqrt{15{,}5\,(586 - 293)}}{586} \quad \Rightarrow \quad S = 13{,}49\ m^2 \ ;\ d = 4{,}14\ m$$

c) Volumen de los gases evacuados

$$V_{humos} = S\,v = 13{,}49\ m^2 \times 4{,}5\ \frac{m}{seg} \times 60\ \frac{seg}{min} = 3645\ \frac{m^3}{min}$$

.....

9.- Una caldera debe producir 10.000 kg/hora de vapor saturado a la presión de 20 kg/cm² y temperatura de saturación T_s = 211,4ºC, tomando el agua de alimentación a 15ºC, y quemando hulla de potencia calorífica 7800 Kcal/kg, de composición:

C = 0,78 ; H_2 = 0,055 ; O_2 = 0,07 ; cenizas = 0,07 ; humedad = 0,03

El coeficiente de transmisión de calor para el agua es, $h_{C\ agua}$= 5000 Kcal/h.m².ºC

El coeficiente de transmisión de calor para los humos es, $h_{C\ humos}$= 40 Kcal/h.m².ºC

El coeficiente de conductividad del hierro es, k = 50 Kcal/m.h.ºC

Espesor de la caldera, e = 10 mm

Coeficiente de exceso de aire, e = 1,4

Calor específico medio de los humos, $c_{p(humos)}$= 0,27 Kcal/kgºC

Temperatura de la sala de calderas, 20ºC

Pérdidas por radiación al exterior, d = 0,1

Determinar

a) El peso de los gases producidos por cada kg de carbón

b) La temperatura media de los gases de la cámara de combustión

c) La temperatura de los humos al principio de la superficie de calefacción

d) La cantidad de combustible quemado por hora

e) El coeficiente complejo U de transmisión del calor

f) La temperatura de los gases al final de la superficie de calefacción.

g) La superficie de calefacción

RESOLUCION

a) Peso de los gases producidos por cada kg de carbón:

$$G_{gases} = 1 + 4,34\ \varepsilon\ (2,67\ C + 8\ H + S - O) - G_{cenizas} = 1 + \varepsilon\ G_{aire} - G_{cenizas}\ \frac{kg_{gases}}{1\ kg_{combustible}}$$

$$G_{aire} = 4,34\ (2,67\ C + 8\ H + S - O)\ \frac{kg\ aire}{1\ kg\ combust.} = 4,34\ \{(2,67 \times 0,78) + (8 \times 0,05) + 0 - 0,07)\} = 10,47\ \frac{kg\ aire}{1\ kg\ combust.}$$

$$G_{gases} = 1 + (1,4 \times 10,47) - 0,07 = 15,59\ kg$$

b) Temperatura media de los gases de la cámara de combustión siendo T_{ext} = 20ºC la temp. del medio exterior:

$$(1 - \delta)\ P_{c.i.} = (1 + \varepsilon\ G_{aire} - G_{cenizas})\ c_{p\ (humos)}\ (T_{caldera} - T_{ext})$$

δ *es el tanto por uno de las pérdidas por radiación al exterior*

$$T_{caldera} = \frac{(1 - \delta)\ P_{c.i.}}{(1 + \varepsilon\ G_{aire} - G_{cenizas})\ c_{p(humos)}} + T_{ext} = \frac{(1 - 0,1)\ 7800\ \frac{Kcal}{1\ kg_{combust.}}}{15,59\ \frac{kg_{gases}}{1\ kg_{combust.}} \times 0,27\ \frac{Kcal}{kg_{gases}\ ^{o}C}} + 20ºC = 1687ºC$$

c) Temperatura de los humos al principio de la superficie de calefacción.- En esta situación no hay pérdidas por radiación:

$$T_{humos} = \frac{P_{c.i.}}{(1 + \varepsilon\ G_{aire} - G_{cenizas})\ c_{p(humos)}} + T_{ext} = \frac{7800\ \frac{Kcal}{1\ kg_{combust.}}}{15,59\ \frac{kg_{gases}}{1\ kg_{combust.}} \times 0,27\ \frac{Kcal}{kg_{gases}\ ^{o}C}} + 20ºC = 1873ºC$$

d) La cantidad de combustible quemado por hora

$$10000\ \frac{kg_{vapor}}{hora}\ (i_{vapor\ sat} - i_{agua\ alimentación}) = 7800\ \frac{Kcal}{kg_{comb}}\ G_{comb}\ \ h = 7800\ \frac{Kcal}{kg_{comb}}\ G_{comb}\ (1 - \delta)$$

$$10000\ \frac{kg_{vapor}}{hora}\ (668,5 - 15)\ \frac{Kcal}{kg_{vapor}} = 7800\ \frac{Kcal}{kg_{comb}}\ G_{comb} \times 0,9 \quad \Rightarrow \quad G_{comb} = 931\ \frac{kg_{comb}}{hora}$$

e) *Coeficiente U de transmisión del calor (pared plana)*

$$U = \frac{1}{\frac{1}{h_{C_{humos}}} + \frac{e}{k} + \frac{1}{h_{C_{vapor}}}} = \frac{1}{\frac{1}{40} + \frac{0,01}{50} + \frac{1}{5000}} = 39,37 \ \frac{Kcal}{hm^2 \, ºC}$$

f) Temperatura de los gases al final de la superficie de calefacción (A es la superficie de calefacción).

$$T_{final} = T_{sat} + (T_{inicial} - T_{sat}) \exp\left(\frac{-U A}{G_{aire} \ c_{p(humos)} \ G_{comb}}\right) =$$

$$= 211,4ºC + (1873 - 211,4)ºC \exp\left(\frac{-39,37 A}{15,59 \times 0,27 \times 931}\right) = 211,4 + 1161,6 \exp(-0,01 A)$$

g) Superficie A de calefacción

$$Q = 10000 \ \frac{kg_{vapor}}{hora} \ (i_{vapor} - i_{agua \ alim.}) \ \frac{Kcal}{kg_{vapor}} = 10000 \ (668,5 - 15) = 6,535.10^6 \ \frac{Kcal}{hora}$$

$$Q = U \ A \ \frac{\Delta T_2 - \Delta T_1}{ln \ \frac{\Delta T_2}{\Delta T_1}} = \left| \begin{array}{l} \Delta T_2 = 1873 - 211,4 = 1661,6 \\ \Delta T_1 = T_{final} - 15 \end{array} \right| = 39,37 \ \frac{Kcal}{m^2 h ºC} \ A \ \frac{1661,6 - T_{final} + 15}{ln \ \frac{1661,6}{T_{final} - 15}} = 6,535.10^6 \ \frac{Kcal}{hora}$$

$$\text{por lo que:} \begin{cases} T_{final} = 211,4 + 1161,6 \exp(-0,01 A) \\ 39,37 A \ (1676,6 - T_{final}) = 6,535.10^6 \ (ln \ \frac{1661,6}{T_{final} - 15}) \end{cases}$$

conforman un sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas, cuya solución es: A = 173,7 m^2 y T_{final}= 500ºC

.....

10.- En una instalación térmica se han de quemar 1,8 Tm/hora de un combustible líquido, de composición química $C_{12} H_{23}$, en exceso de aire, e = 1,5.

Determinar

a) La potencia calorífica superior e inferior de este combustible

b) El aire necesario para la combustión, teniendo en cuenta el exceso de aire.

c) La sección transversal y la altura de la chimenea que ha de evacuar los gases de la combustión, siendo la relación, diámetro/altura = 1/20, en condiciones de tiro máximo, sabiendo que la temperatura y presión de la atmósfera son 15ºC, y 760 mm de Hg respectivamente.

El coeficiente de gasto es φ = 0,25.

RESOLUCION

a) Potencia calorífica superior e inferior de este combustible

$$\text{Potencia calorífica superior del combustible:} \begin{cases} 0,862 \times 8000 = 6896 \\ 0,138 \times 32000 = 4416 \end{cases} \Rightarrow \ P_{cs} = 11312 \ \frac{Kcal}{kg_{comb}}$$

Potencia calorífica inferior del combustible: $P_{ci} = 11.312 - 850 = 10.462 \ Kcal/kg_{comb}$

b) *Aire necesario para la combustión, teniendo en cuenta el exceso de aire*

$$C_{12}H_{23} + 17,75 \ O_2 \Rightarrow 12 \ CO_2 + 11,5 \ H_2O$$

$$\{(12 \times 12) + 23\} \ C_{12}H_{23} + 17,75 \ (16 \times 2) \ O_2 \rightarrow 12 \ (12 + 32) \ CO_2 + 11,5 \ (2 + 16) \ H_2O$$

$$167\ C_{12}H_{23} + 568\ O_2 \ \Rightarrow\ 528\ CO_2 + 207\ H_2O$$

$$Aire\ (21\%\ O_2\ y\ 79\%\ N_2)\ ;\ Nitrógeno = \frac{79 \times 568}{21} = 2136{,}7\ unidades\ en\ peso\ de\ N_2$$

$$N^o\ de\ kg_{O_2}\ por\ 1\ kg_{combust.}: \begin{cases} 167\ es\ a\ 568 \\ como\ 1\ es\ a\ G_{O_2} \end{cases} \Rightarrow G_{O_2} = 3{,}401\ \frac{kg_{O_2}}{kg_{comb}}$$

$$por\ lo\ que: \begin{cases} 1\ kg_{aire}\ es\ a\ 0{,}21\ k_{O_2} \\ como\ G_{aire}\ es\ a\ 3{,}401 \end{cases} \Rightarrow G_{aire} = 16{,}196\ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}}$$

Como hay un exceso de aire (1,5) serán necesarios, 16,196 x 1,5 = 24,3 kg_{aire} por 1 $kg_{combustible}$.

c) La sección transversal y la altura de la chimenea que ha de evacuar los gases de la combustión, siendo la relación, diámetro/altura = 1/20, en condiciones de tiro máximo, sabiendo que la temperatura y presión de la atmósfera son 15ºC, y 760 mm de Hg respectivamente.

El coeficiente de velocidad es, $\varphi = 0{,}25$.

$$\frac{G_{comb}\ (1 + \varepsilon\ G_{aire} - G_{cenizas})}{3600} = 94\ \varphi\ S\ \frac{\sqrt{H\ (T_{int} - T_{ext})}}{T_{int}}$$

$$T_{int} = 2\ T_{ext} = 2\ (273 + 15) = 576\ ^oK\ ;\ T_{ext} = 288^oK$$

$$\frac{1800\ (kg/hora)\ (1 + 24{,}3 - 0)}{3600} = 94 \times 0{,}25\ S\ \frac{\sqrt{H\ (576 - 288)}}{576} \Rightarrow S\sqrt{H} = 18{,}27$$

$$\begin{cases} \frac{\pi\ D^2}{4}\ H = 18{,}27 \\ \frac{D}{H} = \frac{1}{20} \Rightarrow H = 20\ D \end{cases} \Rightarrow \frac{\pi\ D^2}{4}\ \sqrt{20\ D} = 18{,}27 \Rightarrow \begin{cases} D = 1{,}934\ m \\ H = 20\ D = 38{,}7\ m \end{cases}$$

.....

11.- Un hidrocarburo líquido tiene la siguiente composición química en masa, C= 84,7% ; H= 15,5%, y se le hace arder, inyectándole en un hogar de una caldera, con un 50% de exceso de aire.

Determinar

a) La composición química de los humos producidos

b) La potencia calorífica superior e inferior de este combustible

c) ¿Cómo variará el poder calorífico superior, si la humedad del combustible aumenta hasta el 12%?

d) Si los humos producidos tienen una temperatura de 280ºC cuando se les introduce en la chimenea, y se sabe que el coeficiente de gasto de la misma es $\varphi = 0{,}2$, ¿cuál será la relación que deberá existir entre la sección transversal S de la chimenea, y su altura H, sabiendo que la temperatura del medio ambiente es de 20ºC?

RESOLUCION

a) *Composición química de los humos producidos*

100 gramos de hidrocarburo se componen de: $\frac{84,7}{12} = 7,05$ *moles de C ;* $\frac{15,3}{2} = 7,65$ *moles de* H_2

Ecuaciones de la combustión: $\begin{cases} C + O_2 \Rightarrow CO_2 \\ H_2 + \frac{1}{2} O_2 \Rightarrow H_2O \end{cases}$

La combustión teórica de 100 gr de hidrocarburo necesita:

$$\begin{cases} \text{Para el C: } 7,05 \text{ moles de } O_2 \text{ producen } 7,05 \text{ moles de } CO_2 \\ \text{Para el } H_2 : \frac{7,65}{2} \text{ moles de } O_2 \text{ producen } 7,65 \text{ moles de } H_2O \end{cases}$$

por lo que es necesario utilizar. 7,05 + 3,825 = 10,875 moles de O_2*, lo cual supone que en los humos habrá un contenido de* N_2 *dado por:* $10,875 \cdot \frac{79}{21} = 40,91$ *moles de* N_2

Como la combustión se realiza con un 50% de exceso de aire, resulta que:

Aire: $\begin{cases} \text{Oxígeno: } 10,875 \cdot 0,5 = 5,437 \text{ moles que pasan a los humos} \\ \text{Nitrógeno: } 40,91 \cdot 0,5 = 20,455 \text{ moles que habrá que sumar a los } 40,91 \Rightarrow 61,36 \text{ moles} \end{cases}$

Los porcentajes de humos húmedos de la combustión real de 100 gramos de hidrocarburo son:

Composición en volumen de los humos:

$$\begin{cases} CO_2 = 7,05 \text{ moles} \Rightarrow CO_2 = 7,05/81,505 = 8,65\% \\ O_2 = 5,44 \text{ moles} \Rightarrow O_2 = 5,44/81,505 = 6,67\% \\ H_2O = 7,65 \text{ moles} \Rightarrow H_2O = 7,65/81,505 = 9,38\% \\ N_2 = 61,365 \text{ moles} \Rightarrow N_2 = 61,35/81,505 = 75,3\% \end{cases}$$

De otra forma: $\begin{cases} \frac{C_x}{H_y} = \frac{84,7}{15,3} \\ C_x + H_y = 100 \end{cases} \Rightarrow 12\,x + y = 100 \Rightarrow \begin{cases} x = 7,058 \\ y = 15,3 \end{cases}$

Fórmula aproximada, $(C_{7,05} H_{15,3})_n$ *ó* $C_{12} H_{26}$

$$\begin{cases} CO_2 = 1,87\,C = 1,583 \frac{m^3}{kg_{comb}} \text{ ; Composición en volumen de los humos: } CO_2 = \frac{1,583}{18,276} \cdot 100 = 8,65\% \\ O_2 \begin{cases} O_{mín} = 1,87\,C + 5,6\,H = 2,44 \frac{m^3}{kg_{comb}} \\ O_{en\ exceso} = (e-1)\,O_{mín} = 0,5 \cdot 2,44 = 1,22 \frac{m^3}{kg_{comb}} \text{ ; Comp. en vol. humos: } O_2 = \frac{1,22}{18,276} \cdot 100 = 6,67\% \end{cases} \\ H_2O = 11,2\,H = 1,713 \frac{m^3}{kg_{comb}} \text{ ; Composición en volumen de los humos: } H_2O = \frac{1,713}{18,276} \cdot 100 = 9,38\% \\ N_2 = \frac{79}{21} O_2 = 13,76 \frac{m^3}{kg_{comb}} \text{ ; Composición en volumen de los humos: } N_2 = \frac{13,76}{18,276} \cdot 100 = 75,3\% \end{cases}$$

$$Humos = 18,276 \frac{m^3}{kg_{comb}}$$

b) Potencia calorífica superior e inferior de este combustible: $P_{c.sup} = 8080\,C + 34450\,H + 2500\,S$

Como la fórmula aproximada es $C_{12} H_{26}$*, tendremos, para 1 mol:*

$C = 12 \cdot 12 = 144$ *gramos/mol ;* $H_2 = 26$ *gramos/mol ; Total, 170 gramos/mol*

por lo que: $C_x = \frac{144}{170} = 0,847$ *;* $H_{2x} = \frac{170 - 144}{170} = 0,153$

$$P_{c.sup} = (8080 \cdot 0{,}847) + (34450 \cdot 0{,}153) = 12115 \ \frac{Kcal}{kg}$$

$$P_{c.inf} = P_{c.sup} - \{(9 \cdot H_{2x}) + w\} \cdot 597 = 12115 - \{(9 \cdot 0{,}153) + 0\} \cdot 597 = 12115 - 822 = 11293 \ \frac{Kcal}{kg}$$

c) Variación del poder calorífico superior, si la humedad del combustible aumenta hasta el 12%

Composición química con 12% de humedad: $\begin{cases} C = 84{,}7\% \cdot 0{,}88 = 74{,}536\% \\ H_2 = 15{,}37\% \cdot 0{,}88 = 13{,}464\% \\ Humedad: 12\% \end{cases} \Rightarrow$ *un total del 100%*

$$P_{c.sup} = 12115 \cdot \frac{1 - 0{,}12}{1} = 10661 \ \frac{Kcal}{kg}$$

$$P_{c.inf} = 11293 \cdot 0{,}88 = 9937 \ \frac{Kcal}{kg}$$

d) Si los humos producidos tienen una temperatura de 280ºC cuando se les introduce en la chimenea, y se sabe que el coeficiente de gasto de la misma es φ = 0,2, ¿cuál será la relación que deberá existir entre la sección transversal S de la chimenea, y su altura H, sabiendo que la temperatura del medio ambiente es de 20ºC?

$$G_{aire} = 4{,}3 \{(2{,}67 \cdot 0{,}847) + (8 \cdot 0{,}153)\} \cdot 1{,}5 = 22{,}69 \ \frac{kg_{aire}}{kg_{comb}}$$

$$\frac{G_{comb}\,(1 + \varepsilon\ G_{aire} - G_{cenizas})}{3600} = 94\ \varphi\ S\ \frac{\sqrt{H\,(T_{int} - T_{ext})}}{T_{int}}$$

$$\frac{G_{comb}\,(1 + 22{,}69 - 0)}{3600} = 94 \cdot 0{,}2\ S\ \frac{\sqrt{H\,(280 - 20)}}{280} \quad \Rightarrow \quad 0{,}012\ G_{comb} = S\ \sqrt{H}$$

siendo G_{comb} *el nº de* kg_{comb} */hora a quemar.*

.....