

ELEMENTOS DE COMBUSTION

Prof. Juan Carlos ELICER

• **Introducción**

En un comienzo, durante el paleolítico, hace unos 600.000 años atrás, el hombre sólo era capaz de evitar que el fuego no se le apagara, pero era incapaz de iniciarlo. En consecuencia, su acceso al fuego dependía de un origen natural de encendido, esto es, de la acción de rayos durante las tormentas, la proximidad a zonas volcánicas activas y la combustión espontánea. Sólo hace unos 30.000 años, el hombre descubrió como encender fuego a voluntad, utilizando la fricción de la madera o bien por chispas producto del golpear piedra con piedra.

El manejo del fuego jugó muy probablemente un papel decisivo en la transición de nómada a sedentario que experimentaron la mayoría de las comunidades ancestrales. El fuego hizo que la habitación en cavernas fuese más confortable, ya que permitió mantenerlas temperadas. El confort térmico que proporcionaba el fuego permitió que esas comunidades soportaran de mejor manera las épocas frías en las zonas de su hábitat o bien favoreció la migración a zonas más frías, mejorando y diversificando la dieta alimenticia al permitirles cocer los alimentos.

La combustión ha jugado un papel relevante en el desarrollo tecnológico y cultural de la humanidad, por ejemplo en la alfarería, metalurgia, generación de potencia y en una infinidad de procesos industriales. Sin embargo, durante muchos años la naturaleza del fuego, y por ende del fenómeno de combustión, no fue comprendida a cabalidad. Inicialmente se le atribuyó al fuego características divinas o sobrenaturales, posteriormente motivó fuertemente a los científicos a su estudio formal.

La tecnología del fuego se desarrolló mucho gracias a la relativa facilidad para iniciar y mantener el proceso. Pero la ciencia de la combustión progresó muy lentamente debido a la complejidad de los procesos y disciplinas involucradas. Sólo a fines del siglo XIX se tuvo una mayor claridad sobre la naturaleza de la combustión y se elaboraron rudimentos teóricos más o menos razonables. Durante gran parte del siglo XX la capacidad predictiva de la teoría de la combustión era todavía insuficiente.

Durante muchos siglos, la ciencia y la tecnología de la combustión corrían por carriles separados. Sólo en las últimas décadas la brecha ciencia-técnica de la combustión se ha ido cerrando, en gran medida gracias al uso de la computación y de modelos de combustión, que permiten resolver problemas complejos. En la actualidad, se han desarrollado muchos modelos de combustión de gran capacidad predictiva, pero que son muy específicos para una aplicación dada. Modelos generales no existen debido a la enorme complejidad del fenómeno de combustión.

Las crisis energéticas que surgieron a partir de los años 70' y los problemas medioambientales han motivado un mayor acercamiento ciencia-técnica de la combustión. La industria aeroespacial y la militar son las que mas han avanzado; seguidas de cerca por la automotriz y los procesos industriales que demandan mucha energía por combustión de combustibles fósiles.

El mundo dependerá fuertemente de los combustibles fósiles hasta bien avanzado el Siglo XXI. Por ejemplo, se estima que hasta al menos el año 2020 los vehículos serán impulsados por motores de combustión interna como los que existen hoy. Por otro lado, las reservas de combustibles fósiles han ido escaseando continuamente durante las últimas décadas. No obstante todavía nos quedan algunos años de uso de ellos.

Ahora bien, el ámbito de la combustión es bastante más amplio de lo que uno puede pensar cotidianamente. La combustión de combustibles con el propósito de generar calor (vapor de calderas para generar electricidad o para procesos) calentar aire, o para procesos metalúrgicos, en motores de combustión interna para generar empuje o potencia, en incineradores para destruir residuos, son ejemplos de combustión deseada. Pero también existen ejemplos de combustión no deseada como el quemado incontrolado de combustibles en los casos de explosiones de gases y polvos (silos), en incendios de bosques, edificios y combustibles líquidos.

• **Combustión**

La combustión es un conjunto de rápidas reacciones químicas (oxidación) entre un combustible y un comburente (generalmente el oxígeno molecular O_2 del aire) con desprendimiento de calor, emisión de radiación luminosa (llama), productos gaseosos de combustión y eventualmente humo. Este último formado por partículas de hollín, restos de gases combustibles no quemados, gases tóxicos e irritantes (dependientes del tipo de material que se quema y las temperaturas alcanzadas), monóxido y dióxido de carbono y vapor de agua. El fenómeno de combustión puede manifestarse por un aumento perceptible de temperatura o no.

Según la velocidad a la que ocurre el proceso de reacción química, la combustión puede caracterizarse como sigue:

- **Combustión Lenta:** caracterizada por un imperceptible aumento de temperatura y de generación de calor que se disipa en el ambiente. No hay presencia de llama, y por ende no hay emisión de luminosidad. Se trata propiamente de una simple **Oxidación**, como la oxidación de algunos metales o la degradación (amarilleo) del papel.
- **Combustión Normal no Deflagrativa:** caracterizada por una generación de calor y aumento de temperatura, perceptible por los seres humanos. Hay presencia de llama, y por ende emisión de luminosidad. La velocidad de combustión es subsónica, de sólo algunos centímetros por segundo y se realiza a presión constante (1 atm). El fuego, incendios, la llama de una vela o bien la llama de un quemador de cocina, constituyen ejemplos representativos de este tipo de **Combustión**.
- **Combustión Deflagrativa:** caracterizada por una gran generación de calor y aumento de temperatura, muy perceptible y dañino para los seres humanos. Hay presencia de llama, y por ende emisión de luminosidad. La velocidad de combustión a pesar de ser subsónica es muy rápida, del orden de algunos metros por segundo. Se produce un aumento significativo de la presión, con ondas de presión 1 a 10 veces la presión inicial (**Deflagración**).
- **Combustión Rápida o Instantánea:** es un fenómeno de combustión que se realiza en fracciones de segundo, caracterizado por una generación de calor muy intenso y gran aumento de temperatura, desplazando gran cantidad de gases a alta presión, letal para los seres humanos. Hay presencia de llama, y por ende emisión de luminosidad. La velocidad de combustión puede llegar a ser supersónica, del orden de los kilómetros por segundo. Si la velocidad de propagación es superior a la velocidad del sonido se denomina **Detonación**. Se produce un aumento muy significativo de la presión, con ondas de presión de hasta 100 veces la presión inicial y la zona de reacción va detrás de ella. La teoría de Chapman-Jouguet es la más simple para predecir el comportamiento de la Detonación en gases. Zel'dovich, von Neumann, y Doering desarrollaron una teoría más compleja (Segunda Guerra Mundial).

Enfoques de análisis de la combustión:

- Conservación de la materia (Estequiometría)
- 1^{er} Principio de la Termodinámica (Conservación de la Energía)
- 2^o Principio de la Termodinámica
- Mecánica de los Fluidos
- Transferencia de calor y masa
- Cinética química

El primer enfoque, de la conservación de la masa, nos sirve para introducir el concepto de la **combustión estequiométrica**. Esta última se refiere a aquella combustión de una mezcla reactiva, en general de un combustible carbonoso (carbón mineral, madera, hidrocarburos, etc.) en aire, para la cual los productos de combustión son el dióxido de carbono (CO₂), agua (H₂O) y nitrógeno molecular (N₂), referidos a una presión de 1 atm. y una temperatura de T*=298 K (25°C). Tal proceso de combustión se denominará Combustión Estequiométrica, Combustión Perfecta o Combustión Completa.

Consideremos las especies químicas típicas relacionadas con el fenómeno de combustión:

C	H	O	N	S	H ₂ O	CO	CO ₂
gr/mol	gr/mol	gr/mol	gr/mol	gr/mol	gr/mol	gr/mol	gr/mol
12	1	16	14	32	18	28	44

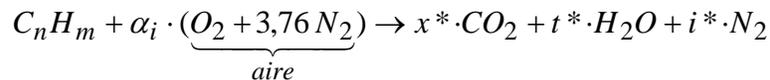
La mejor manera de entender esto es con un ejemplo. Consideremos la **combustión estequiométrica** de un hidrocarburo de fórmula C_nH_m en aire. El aire podemos considerarlo de dos maneras:

- (i) Aire: (O₂ + 3,76N₂) = 4,76 moles de aire
- (ii) Aire: (0,21O₂ + 0,79N₂) = 1 mol de aire

Formulemos, resolvamos y escribamos la ecuación de combustión estequiométrica de ese hidrocarburo, para ambas consideraciones del aire. Esta ecuación puede resolverse apelando sólo al principio de conservación de la masa o materia, esto es, que la materia y masa antes de la combustión deberá ser igual a la materia y masa después de la combustión:

Caso (i):

- Formulación de la ecuación de combustión:



- Resolución de la ecuación de combustión por balance de materia:

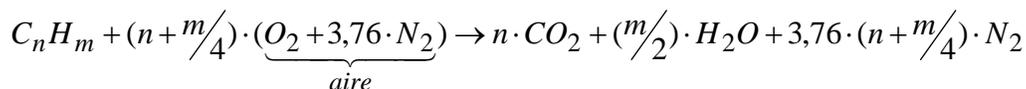
Carbono (C) : $n = x^* \Rightarrow x^* = n$

Hidrógeno (H) : $m = 2 \cdot t^* \Rightarrow t^* = \frac{m}{2}$

Oxígeno (O₂) : $\alpha_i = x^* + \frac{t^*}{2} \Rightarrow \alpha_i = n + \frac{m}{4}$

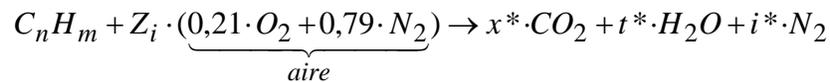
Nitrógeno (N₂) : $\alpha_i \cdot 3,76 = i^* \Rightarrow i^* = 3,76 \cdot (n + \frac{m}{4})$

- Escritura de la ecuación de combustión:



Caso (ii):

- Formulación de la ecuación de combustión:



- Resolución de la ecuación de combustión por balance de materia:

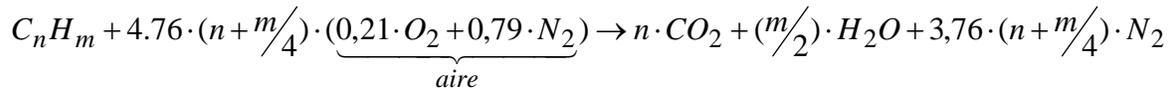
Carbono (C) : $n = x^* \Rightarrow x^* = n$

Hidrógeno (H) : $m = 2 \cdot t^* \Rightarrow t^* = \frac{m}{2}$

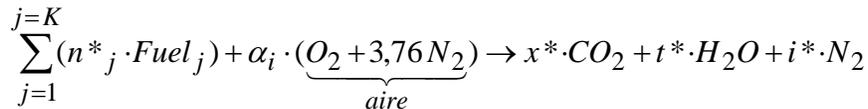
Oxígeno (O₂) : $Z_i \cdot 0,21 = x^* + \frac{t^*}{2} \Rightarrow Z_i = 4,76 \cdot (n + \frac{m}{4})$

Nitrógeno (N₂) : $Z_i \cdot 0,79 = i^* \Rightarrow i^* = 3,76 \cdot (n + \frac{m}{4})$

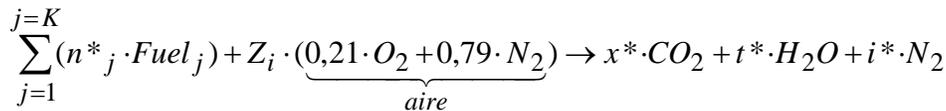
- Escritura de la ecuación de combustión:



Esto puede ser extensivo para cualquier combustible carbonoso, formulando la expresión siguiente.



O bien,

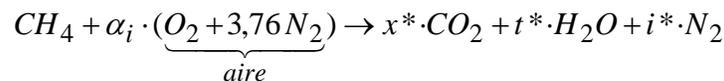


Donde, $\sum_{j=1}^{j=K} (n^*_j) = (n^*_1 + n^*_2 + n^*_3 + \dots + n^*_{K-1} + n^*_K) = 1$

Analicemos un caso particular simple, el Metano, cuya fórmula es CH_4 . Para este combustible $n = 1$ y $m = 4$, luego:

Caso (i):

- Formulación de la ecuación de combustión del Metano (CH_4):



- Resolución de la ecuación de combustión del Metano (CH_4) por balance de materia:

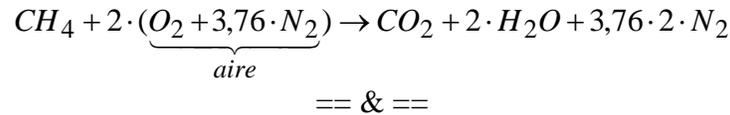
Carbono (C) : $1 = x^* \Rightarrow x^* = 1$

Hidrógeno (H) : $4 = 2 \cdot t^* \Rightarrow t^* = (4/2) = 2$

Oxígeno (O₂) : $\alpha_i = x^* + \frac{t^*}{2} \Rightarrow \alpha_i = (1 + \frac{4}{4}) = 2$

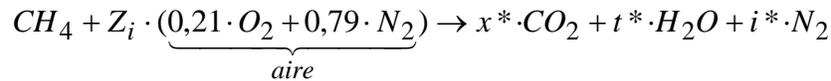
Nitrógeno (N₂) : $\alpha_i \cdot 3,76 = i^* \Rightarrow i^* = 3,76 \cdot (1 + \frac{4}{4}) = 7,52$

- Escritura de la ecuación de combustión del Metano (CH_4):



Caso (ii):

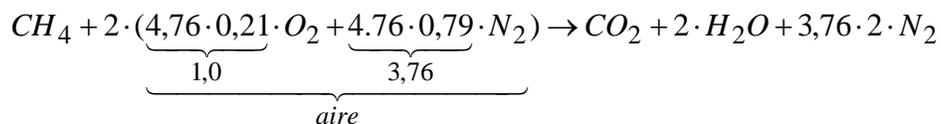
- Formulación de la ecuación de combustión del Metano (CH_4):



- Resolución de la ecuación de combustión del Metano (CH_4) por balance de materia:

Carbono (C)	:	$n = x^*$	\Rightarrow	$x^* = 1$
Hidrógeno (H)	:	$m = 2 \cdot t^*$	\Rightarrow	$t^* = 2$
Oxígeno (O_2)	:	$Z_i \cdot 0,21 = x^* + t^*/2$	\Rightarrow	$Z_i = 4,76 \cdot 2$
Nitrógeno (N_2)	:	$Z_i \cdot 0,79 = i^*$	\Rightarrow	$i^* = 3,76 \cdot 2$

- Escritura de la ecuación de combustión:



• Algunos conceptos y definiciones

- **Relación Aire/Combustible (A/F):** es la cantidad de aire comparada con la cantidad de combustible en una mezcla reactiva aire/combustible, donde el numerador y el denominador pueden ser expresados ya sea en términos de masa o de moles. La combustión será posible siempre y cuando la relación (A/F) se mantenga dentro de los llamados “límites de inflamabilidad”. La Figura 1 muestra cualitativamente la influencia de la relación (A/F), para distintos grados de *riqueza* (en combustible) de la mezcla reactiva, desde mezcla rica, pasando por mezcla estequiométrica, hasta mezcla pobre.

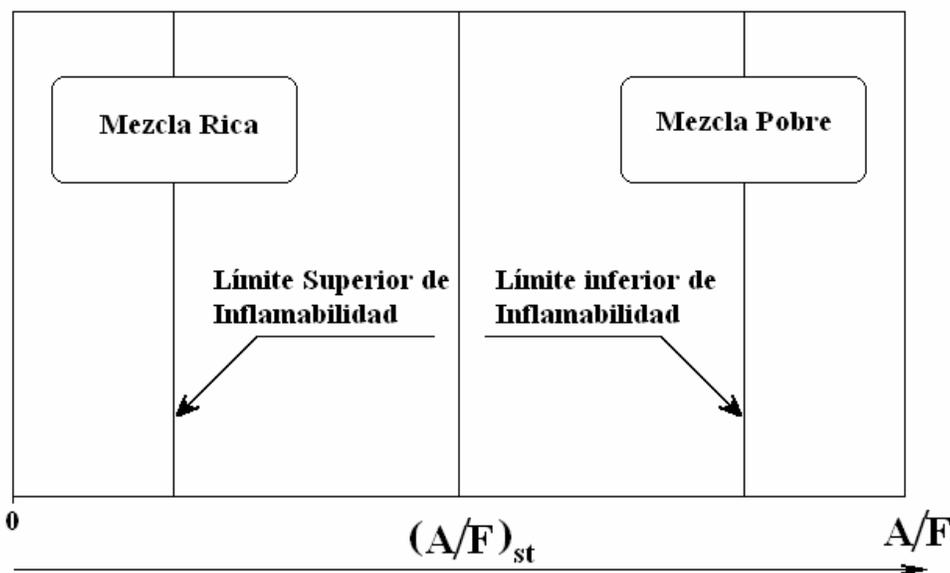


Figura 1. Influencia de la relación aire/combustible.

Relación aire/combustible estequiométrica $(A/F)_{st}$

- Expresada en moles: $(A/F)_{st,molar} = \frac{\text{moles de aire}}{\text{moles de combustible}}$

$$\Rightarrow \text{Para el caso (i) del ejemplo: } (A/F)_{st,molar} = \frac{(n+m/4) \cdot 4,76}{1} = (n+m/4) \cdot 4,76$$

$$\Rightarrow \text{Para el caso (ii) del ejemplo: } (A/F)_{st,molar} = \frac{4,76 \cdot (n+m/4) \cdot (0,21+0,79)}{1} = 4,76 \cdot (n+m/4)$$

- Expresada en masa: $(A/F)_{st,másica} = \frac{\text{masa de aire}}{\text{masa de combustible}}$

$$\Rightarrow \text{Para el caso (i) del ejemplo: } (A/F)_{st,másica} = \frac{(n+m/4) \cdot (32+3,76 \cdot 28)}{(n \cdot 12+m \cdot 1)} = \frac{(n+m/4) \cdot (137,28)}{(n \cdot 12+m \cdot 1)}$$

\Rightarrow Para el caso (ii) del ejemplo:

$$(A/F)_{st,másica} = \frac{4,76 \cdot (n+m/4) \cdot (0,21 \cdot 32+0,79 \cdot 28)}{(n \cdot 12+m \cdot 1)} = \frac{(n+m/4) \cdot (137,28)}{(n \cdot 12+m \cdot 1)}$$

Dependiendo de los valores de n y m del hidrocarburo, conoceremos las relaciones $(A/F)_{st,molar}$ y $(A/F)_{st,másica}$.

Por ejemplo, el Metano cuya fórmula es CH_4 . Para este combustible $n = 1$ y $m = 4$, luego:

(A/F) Molar:

$$\Rightarrow \text{Para el caso (i) del ejemplo: } (A/F)_{st,molar} = (n+m/4) \cdot 4,76 = 2 \cdot 4,76 = 9,52 : 1$$

$$\Rightarrow \text{Para el caso (ii) del ejemplo: } (A/F)_{st,molar} = 4,76 \cdot (n+m/4) = 4,76 \cdot 2 = 9,52 : 1$$

(A/F) Másica:

$$\Rightarrow \text{Para el caso (i) del ejemplo: } (A/F)_{st,másica} = \frac{(n+m/4) \cdot (137,28)}{(n \cdot 12+m \cdot 1)} = \frac{2 \cdot 137,28}{(1 \cdot 12+4 \cdot 1)} = 17,16 : 1$$

\Rightarrow Para el caso (ii) del ejemplo:

$$(A/F)_{st,másica} = \frac{4,76 \cdot (n+m/4) \cdot (0,21 \cdot 32+0,79 \cdot 28)}{(n \cdot 12+m \cdot 1)} = \frac{2 \cdot 137,28}{(1 \cdot 12+4 \cdot 1)} = 17,16 : 1$$

- **Límites de Inflamabilidad:** son los límites de concentración superior e inferior de un gas inflamable, sobre o debajo de los cuales no ocurre propagación de la llama en contacto con una fuente de ignición. Los límites inflamables son calculados a temperatura y presión ambiente en el aire. La combustión sólo es posible cuando la concentración de los gases está comprendida entre unos valores específicos para cada combustible. A la mínima concentración necesaria para mantener la combustión, se la denomina **Límite Inferior de Inflamabilidad** (L.I.I.). La concentración por encima de la cual la combustión no es posible, recibe el nombre de **Límite**

Superior de Inflamabilidad (L.S.I.). El límite de inflamabilidad de una sustancia nos indica también la, peligrosidad de la misma, así cuanto mayor sea el margen entre el límite inferior y el límite superior, más peligroso será este elemento. En la tabla 1 se reflejan las características de inflamabilidad de algunos hidrocarburos.

Tabla 1. Algunas características de algunos hidrocarburos

Hidrocarburo	Fórmula	$A/F_{st,molar}$	$A/F_{st,másica}$	Límite Superior de Inflamabilidad	Límite Inferior de Inflamabilidad
Metano	CH ₄	9,52	17,16	15,0%	5,0%
Etano	C ₂ H ₆	16,66	16,02	12,45%	3,22%
Propano	C ₃ H ₈	23,80	15,60	9,50%	2,37%
Butano	C ₄ H ₁₀	30,94	15,38	8,41%	1,86%
Pentano	C ₅ H ₁₂	38,08	15,25	7,80%	1,40%
Hexano	C ₆ H ₁₄	45,22	15,16	7,70%	1,10%
Heptano	C ₇ H ₁₆	52,36	15,10	7,0%	1,0%

El gas natural (asimilado al metano), por ejemplo, es susceptible de reaccionar con aire u oxígeno. La inflamación del gas depende de los límites de inflamabilidad, la temperatura de autoignición y la mínima energía para su inflamación. Como se indica en la Figura 2, para el gas natural el (L.I.I.) límite inferior de inflamabilidad (5%) es aquel hasta el cual la mezcla es pobre en combustible. Superado el (L.S.I.) límite superior de inflamabilidad (15%) la mezcla pasa a tener un exceso de combustible. Entre ambos límites se encuentra un abanico de mezclas inflamable de Metano-aire, toda vez que exista una energía de activación (chispa).

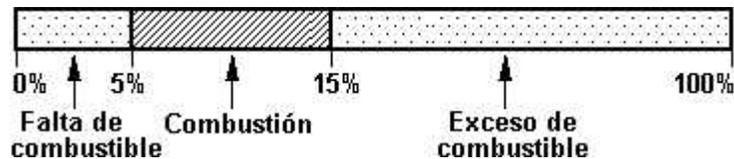


Figura 2. Límites de inflamabilidad del Gas Natural.

La presión influye sobre los límites de inflamabilidad de los combustibles. En la Tabla 2, para el Gas Natural, se observa cómo el incremento en la presión reduce el LII y hace aumentar el L.S.I., cuando la temperatura permanece constante.

Tabla 2. Variación de los límites de inflamabilidad del metano con la presión.

Presión	1,013 bar	7 bar	14 bar	21 bar	100 bar
L.I.I.	5%	4,98%	4,93%	4,9%	4,6%
L.I.S.	15%	18%	24%	32%	50%

- **Riqueza o relación de equivalencia (Φ):** se define como la relación combustible/aire normalizada con respecto a la relación combustible/aire estequiométrica. La riqueza de una mezcla reactiva, en general de un combustible carbonoso (carbón mineral, madera, hidrocarburos, etc.) en aire, se definirá siempre con respecto a la *mezcla estequiométrica*. Es decir:

$$\Phi = \frac{(F/A)}{(F/A)_{st}} \quad \text{o bien} \quad \Phi = \frac{(A/F)_{st}}{(A/F)}$$

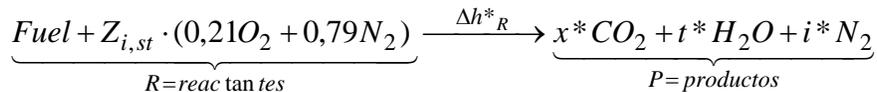
- $\Phi < 1$ (mezcla pobre en combustible)
- $\Phi = 1$ (mezcla estequiométrica)
- $\Phi > 1$ (mezcla rica en combustible)

- **Exceso o Defecto de Aire (ϵ):** se define como la diferencia de relación aire/combustible respecto de la relación aire/combustible estequiométrica, normalizada con respecto a la relación aire/combustible estequiométrica. Es decir:

$$\epsilon = \frac{(A/F) - (A/F)_{st}}{(A/F)_{st}} \quad \Rightarrow \quad \epsilon = \left(\frac{1}{\Phi} - 1\right) = \frac{(1-\Phi)}{\Phi} \quad \Rightarrow \quad \Phi = \frac{1}{1 + \epsilon}$$

- **Temperatura o Punto de Vaporización:** temperatura mínima necesaria para que un combustible comience a generar vapores inflamables. En los líquidos no inflamables corresponde a la temperatura a la cual esos líquidos pasan a ser vapor, o temperatura de cambio de fase a presión constante.
- **Temperatura o Punto de Inflamación:** es la temperatura mínima a la que hay que elevar un combustible, en condiciones normales de presión (1 atm.), de modo que se desprenda la suficiente cantidad de vapores y formen con el aire, que se encuentra en su entorno, una mezcla que se inflama al acercársele una llama o la aportación de un foco de ignición externo (chispa por ejemplo). Es decir es la temperatura mínima para que sobre la superficie del producto se alcance el L.I., previo paso por la *temperatura de vaporización*. La combustión no continúa al retirar la llama o fuente de ignición. Se consideran peligrosos aquellos líquidos cuyo punto de inflamación está en torno a los 21°C.
- **Temperatura de ignición o de auto-ignición (flash point):** Se denomina Temperatura o Punto de Ignición a la temperatura mínima necesaria para que los vapores generados por un combustible con un comburente comiencen a arder o entren en combustión de forma espontánea y se mantenga así sin necesidad de añadir calor exterior. Desde un punto de vista práctico, esta temperatura limita la temperatura máxima superficial de las máquinas o equipos eléctricos susceptibles de entrar en contacto con la mezcla reactiva. Dado que lo que arde no es el líquido sino sus vapores, la velocidad de combustión y propagación varía en función de: la presión de vapor; punto de evaporación; punto de inflamación; factores ambientales (velocidad del viento, temperatura, presión). Hay que prestar especial atención a ciertas características de los líquidos como: calor latente de vaporización o de cambio de fase; calor de combustión; viscosidad; densidad; volatilidad; límites de inflamabilidad; energía necesaria de ignición.
- **Calor Específico:** el calor específico o capacidad calorífica específica, c , de una sustancia es la cantidad de calor necesaria para aumentar su temperatura en un grado Kelvin (o bien °C) por unidad de masa, sin cambio de estado: $c = \frac{Q}{m\Delta T} \left[\frac{kJ}{kg K} \right]$. Donde Q es el calor en [kJ], m es la masa en [kg] y ΔT es el incremento de temperatura en [K] o [°C] entre la temperatura inicial y final. También se usa bastante las unidad del sistema técnico, la kilocaloría por kilogramo y grado Celsius y su notación es: kcal/kg °C.

- **Capacidad calorífica:** lo anterior es complementario con este concepto, que es la cantidad de energía o calor necesaria para aumentar de 1K la temperatura de una sustancia, sin cambio de estado: $C = \frac{Q}{\Delta T} \left[\frac{kJ}{K} \right]$. La Capacidad Calorífica C de una sustancia es una magnitud que indica la mayor o menor dificultad que presenta dicha sustancia para experimentar cambios de temperatura bajo el suministro de calor. Puede interpretarse como un efecto de Inercia Térmica. La capacidad calorífica varía según la sustancia y su relación con el calor específico es: $C = m \cdot c$. Se infiere que aumentando la masa de una sustancia, aumentamos su capacidad calorífica,
- **Calor de fusión:** es la cantidad de Calor para que se produzca un cambio de estado de la materia, en particular, en este caso se refiere a la energía calórica requerida por una sustancia para cambiar de estado, de sólido a líquido (calor de fusión). Al cambiar de de líquido a sólido se libera la misma cantidad de energía.
- **Calor de vaporización:** es la cantidad de Calor para que se produzca un cambio de estado de la materia, en particular, en este caso se refiere a la energía calórica requerida por una sustancia para cambiar de estado de líquido a gaseoso (calor de vaporización). Al cambiar de gaseoso a líquido se libera la misma cantidad de energía.
- **Calor de combustión (Q^*):** Calor que se desprende en una reacción química exotérmica estequiométrica de un combustible con un “oxidante”. Si el combustible es carbonoso y hay presencia de hidrógeno (hidrocarburo por ejemplo) y el oxidante es oxígeno (O_2), se obtendrá como producto de combustión CO_2 y H_2O . Si el oxidante es aire (O_2-N_2), se obtendrá como producto de combustión CO_2 , H_2O y N_2 . El asterisco (*) se refiere a que ese calor es referido a la temperatura $T^*=298$ K. Ahora bien, formalmente se define también Entalpía de Reacción (Δh^*_R), como el calor liberado por la combustión estequiométrica de un combustible, en aire, referido a una temperatura $T^*=298$ K y una presión de 1 atm:



La Entalpía de Reacción se escribe formalmente como sigue:

$$\Delta h^*_R = (h^*_P - h^*_R) = \left(\sum_{i=1}^{i=N} n^*_i \cdot h^*_{f,i} \right)_P - \left(\sum_{j=1}^{j=M} n^*_j \cdot h^*_{f,j} \right)_R \quad [kJ/kmol]$$

Si lo aplicamos a la ecuación de combustión que precede, la expresión en desarrollo de la Entalpía de Reacción se escribe como sigue:

$$\Delta h^*_R = \left[(n^*_{CO_2} \cdot h^*_{f,CO_2} + n^*_{H_2O} \cdot h^*_{f,H_2O} + n^*_{N_2} \cdot h^*_{f,N_2}) \right]_P - \dots$$

$$\dots - \left[(n^*_{Fuel} \cdot h^*_{f,Fuel} + n^*_{O_2} \cdot h^*_{f,O_2} + n^*_{N_2} \cdot h^*_{f,N_2}) \right]_R$$

Es decir,

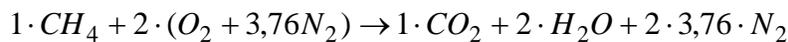
$$\Delta h^*_R = \left[(n^*_{CO_2} \cdot h^*_{f,CO_2} + n^*_{H_2O} \cdot h^*_{f,H_2O} + n^*_{N_2} \cdot h^*_{f,N_2}) \right]_P - \dots$$

$$\dots - \left[(n^*_{Fuel} \cdot h^*_{f,Fuel} + Z_{i,st} \cdot (0,21 \cdot h^*_{f,O_2} + 0,79 \cdot h^*_{f,N_2})) \right]_R$$

Ahora bien, a $T^*=298$ K y a $p=1$ atm, las entalpías de formación del oxígeno (O_2) y del nitrógeno (N_2) valen cero, es decir: $h^*_{f,O_2} = 0$ y $h^*_{f,N_2} = 0$. Por lo tanto la expresión de la Entalpía de Reacción se reduce a:

$$\Delta h^*_R = \left[(n^*_{CO_2} \cdot h^*_{f,CO_2} + n^*_{H_2O} \cdot h^*_{f,H_2O}) \right]_P - \left[(n^*_{Fuel} \cdot h^*_{f,Fuel}) \right]_R$$

Ejemplo: Caso del Metano (CH_4). Recordemos primero la ecuación de combustión estequiométrica del Metano:



Luego,

$$n^*_{CO_2} = 1 [kmol_{CO_2} / kmol_{Fuel}]$$

$$n^*_{H_2O} = 2 [kmol_{H_2O} / kmol_{Fuel}]$$

$$n^*_{Fuel} = 1 [kmol_{Fuel} / kmol_{Fuel}]$$

De las tablas de entalpía, las Entalpías de formación de las especies, referidas a $T^*=298$ K.

$$h^*_{f,CO_2} = -393546 [kJ / kmol_{CO_2}]$$

$$h^*_{f,H_2O} = -241845 [kJ / kmol_{H_2O}]$$

$$h^*_{f,Fuel} = -74831 [kJ / kmol_{Fuel}]$$

Luego, la Entalpía de Reacción para el Metano nos queda:

$$\Delta h^*_R = [1 \cdot (-393546) + 2(-241845)]_P - [1 \cdot (-74831)]_R = (-877236) - (-74831)$$

$\Delta h^*_R = -802405 [kJ / kmol_{Fuel}]$ (signo (-) porque es calor exotérmico)
--

- **Poder Calorífico Inferior y Poder Calorífico Superior (LHV y HHV):** A partir de la Entalpía de Reacción (Δh^*_R) se definen, por convención, el LHV y el HHV. Esta definición obedece a la idea que una vez que se ha producido la combustión, la energía liberada por la reacción química es la máxima disponible por nuestro sistema o procesos, referida a un valor de referencia (*), esto es, una vez que los gases se han enfriado a T^* . Es decir, es la máxima energía que podemos sacarle al combustible respecto de nuestra referencia energética (*). Nótese que, en general, en un proceso real, el agua producida por la combustión sale en forma de vapor y muy difícilmente podremos recuperar la energía por calor latente o de vaporización, ya sea porque no podemos o porque no queremos (corrosión de nuestros sistemas). Así, el Calor de Reacción referido a T^* dividido por la masa del combustible constituirá el LHV:

$$LHV = \frac{|\Delta h^*_R| [kJ / kmol_{Fuel}]}{M_{Fuel} [kg_{Fuel} / kmol_{Fuel}]} \left[\frac{kJ}{kg_{Fuel}} \right]$$

Del mismo modo, se define el HHV, que supone una recuperación de calor latente o de vaporización debido al vapor de agua presente en los productos de combustión, en base al LHV y se expresa de la manera siguiente:

$$HHV = LHV + \frac{n^*_{H_2O} \cdot h_{fg,H_2O}}{M_{Fuel}} \left[\frac{kJ}{kg_{Fuel}} \right]$$

Donde h_{fg,H_2O} es el calor latente o de vaporización (de cambio de fase líquido-gas) del agua (H₂O).

Para el caso del ejemplo, Metano (CH₄), la masa del combustible $M_{Fuel} = 16 [kg_{CH_4} / kmol_{CH_4}]$.

De este modo:

$$LHV_{CH_4} = \frac{|-802405| [kJ / kmol_{CH_4}]}{16 [kg_{CH_4} / kmol_{CH_4}]} = 50150 [kJ / kg_{CH_4}]$$

y,

$$HHV_{CH_4} = 50150 + \frac{2 [kmol_{H_2O} / kmol_{CH_4}] \cdot 44010 [kJ / kmol_{H_2O}]}{16 [kg_{CH_4} / kmol_{CH_4}]} = 55651 \left[\frac{kJ}{kg_{CH_4}} \right]$$

- **Temperatura de Llama Adiabática o de Combustión (T_{ad}):** durante un proceso de combustión exotérmica de una mezcla reactiva fuel-oxidante (por lo general aire) se desprende una cantidad considerable de energía, la cual va acompañada de un aumento de temperatura. Dependiendo de las características del sistema (reactor) donde se realiza este proceso de combustión, la energía se transfiere como calor a través de las paredes del reactor, y el resto permite elevar la temperatura de los productos de la reacción. Cuanto menos calor se transfiera al medio, mayor es la temperatura que alcanzarán los productos. Si el reactor es perfectamente adiabático, la temperatura de los productos puede alcanzar el máximo valor de temperatura posible, dependiendo del combustible utilizado. Esta temperatura se conoce como Temperatura de Llama Adiabática o Temperatura de Llama Teórica.

En buenas cuentas, cuando un tal proceso ocurre, si se invoca el principio de conservación de la energía, tendremos que la energía antes de la combustión deberá ser igual a la energía después de la combustión. Antes de la combustión, la energía del sistema reactivo podremos evaluarla en términos de la entalpía de los reactantes referida a una temperatura de referencia dada (digamos T* = 298 K). Después de la combustión, la energía debe ser evaluada como la entalpía de los productos ya “fríos”, referida a la misma temperatura de referencia, incrementada de la energía de calentamiento de los productos desde la temperatura T* hasta la temperatura T_{ad}. Esto se muestra en el diagrama Entalpía-Temperatura de la Figura 3.

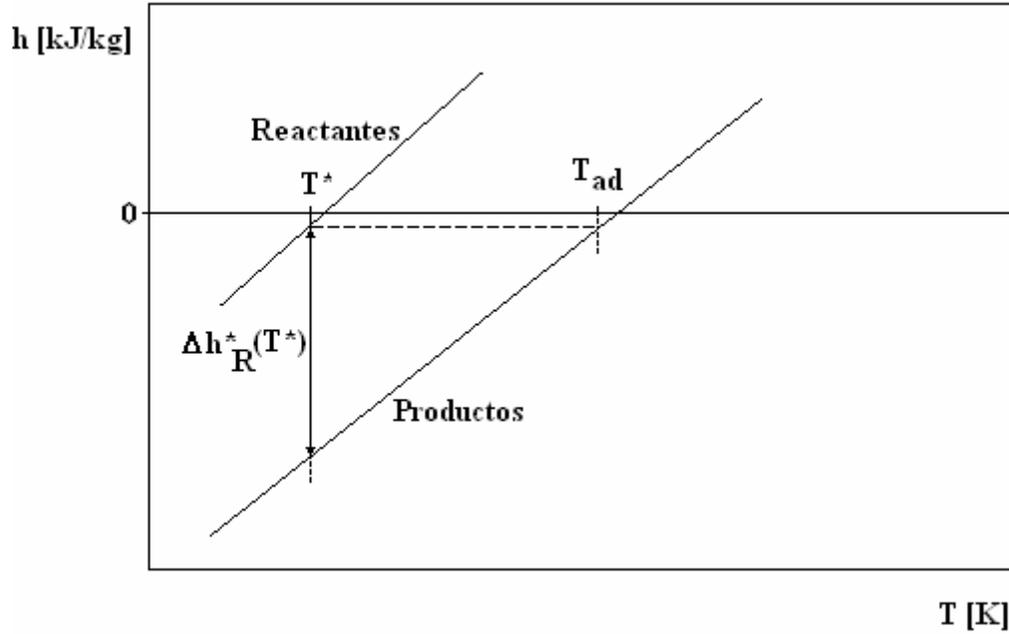


Figura 3. Diagrama Entalpía-Temperatura: Temperatura de Llama adiabática.

Formalmente esto puede expresarse como sigue:

$$\left(\sum_{j=1}^{i=M} n^*_j \cdot h^*_{f,j} \right)_R = \left(\sum_{i=1}^{i=N} n^*_i \cdot h^*_{f,i} \right)_P + \left(\sum_{i=1}^{i=N} n^*_j \cdot \bar{c}_{p,i}(\bar{T}) \cdot [T_{ad} - T^*] \right)_P$$

Es decir,

$$\underbrace{- \left[\left(\sum_{i=1}^{i=N} n^*_i \cdot h^*_{f,i} \right)_P - \left(\sum_{j=1}^{i=M} n^*_j \cdot h^*_{f,j} \right)_R \right]}_{-\Delta h^*_R > 0} = \left(\sum_{i=1}^{i=N} n^*_j \cdot \bar{c}_{p,i}(\bar{T}) \cdot [T_{ad} - T^*] \right)_P$$

O mejor,

$$T_{ad} = T^* + \frac{-(\Delta h^*_R)}{\left(\sum_{i=1}^{i=N} n^*_j \cdot \bar{c}_{p,i}(\bar{T}) \right)_P}$$

La expresión no permite calcular la temperatura de llama adiabática T_{ad} directamente, ya que es necesario evaluar los valores específicos $\bar{c}_{p,i}(\bar{T})$ de los productos de la combustión estequiométrica a la temperatura \bar{T} , la cual no se conoce *a priori*, ya que depende de T_{ad} . Los valores de los calores específicos para las distintas especies están tabulados en función de la temperatura \bar{T} .

Se procede en consecuencia por iteración. Uno se da un valor arbitrario de T_{ad} , de inicio de iteración, se estima como $\bar{T} = (T_{ad} + T^*)/2$, se evalúan los calores específicos $\bar{c}_{p,i}(\bar{T})$ y se calcula T_{ad} . En una primera iteración no se obtendrá el valor verdadero, pero en unas 3 iteraciones, el valor que se encuentra se aproxima muy rápidamente al valor buscado.

Ejemplo: Caso del Metano (CH_4). Recordemos primero la ecuación de combustión estequiométrica del Metano:



Luego,

$$n^*_{\text{CO}_2} = 1 [\text{kmol}_{\text{CO}_2} / \text{kmol}_{\text{Fuel}}]$$

$$n^*_{\text{H}_2\text{O}} = 2 [\text{kmol}_{\text{H}_2\text{O}} / \text{kmol}_{\text{Fuel}}]$$

$$n^*_{\text{N}_2} = 7,52 [\text{kmol}_{\text{N}_2} / \text{kmol}_{\text{Fuel}}]$$

La expresión en desarrollo de la Temperatura de llama adiabática T_{ad} se escribe:

$$T_{ad} = T^* + \frac{-(\Delta h^*_R)}{[n^*_{\text{CO}_2} \cdot \bar{c}_{p,\text{CO}_2}(\bar{T}) + n^*_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \bar{c}_{p,\text{H}_2\text{O}}(\bar{T}) + n^*_{\text{N}_2} \cdot \bar{c}_{p,\text{N}_2}(\bar{T})]_P}$$

O mejor,

$$T_{ad} = 298 + \frac{802405 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{CH}_4}]}{[1 \cdot \bar{c}_{p,\text{CO}_2}(\bar{T}) + 2 \cdot \bar{c}_{p,\text{H}_2\text{O}}(\bar{T}) + 7,52 \cdot \bar{c}_{p,\text{N}_2}(\bar{T})][\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{CH}_4} \text{K}]} \quad [\text{K}]$$

Iteración 1: supongamos $T_{ad} \approx 2100 \text{ K} \quad \Rightarrow \bar{T} = \frac{2100 + 298}{2} = 1199 \text{ K} \approx 1200 \text{ K}$

Luego,

$$\bar{c}_{p,\text{CO}_2}(\bar{T} = 1200) = 56,205 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{CO}_2} \text{K}]$$

$$\bar{c}_{p,\text{H}_2\text{O}}(\bar{T} = 1200) = 43,874 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{H}_2\text{O}} \text{K}]$$

$$\bar{c}_{p,\text{N}_2}(\bar{T} = 1200) = 33,707 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{N}_2} \text{K}]$$

$$T_{ad} = 298 + \frac{802405 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{CH}_4}]}{[1 \cdot 56,205 + 2 \cdot 43,874 + 7,52 \cdot 33,707][\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{CH}_4} \text{K}]} \quad [\text{K}] = 298 + 2019 = 2317 [\text{K}]$$

Iteración 2: supongamos $T_{ad} \approx 2302 \text{ K} \quad \Rightarrow \bar{T} = \frac{2302 + 298}{2} = 1300 \text{ K}$

Luego,

$$\bar{c}_{p,\text{CO}_2}(\bar{T} = 1300) = 56,984 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{CO}_2} \text{K}]$$

$$\bar{c}_{p,\text{H}_2\text{O}}(\bar{T} = 1300) = 45,027 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{H}_2\text{O}} \text{K}]$$

$$\bar{c}_{p,\text{N}_2}(\bar{T} = 1300) = 34,113 [\text{kJ} / \text{kmol}_{\text{N}_2} \text{K}]$$

$$T_{ad} = 298 + \frac{802405 [kJ / kmol_{CH_4}]}{[1 \cdot 56,984 + 2 \cdot 45,027 + 7,52 \cdot 34,113][kJ / kmol_{CH_4} K]} [K] = 298 + 1988 = 2286 [K]$$

Iteración 3: supongamos $T_{ad} \approx 2282 K \Rightarrow \bar{T} = \frac{2282 + 298}{2} = 1290 K$

Luego,

$$\bar{c}_{p,CO_2}(\bar{T} = 1290) = 56,906 [kJ / kmol_{CO_2} K]$$

$$\bar{c}_{p,H_2O}(\bar{T} = 1290) = 44,912 [kJ / kmol_{H_2O} K]$$

$$\bar{c}_{p,N_2}(\bar{T} = 1290) = 34,072 [kJ / kmol_{N_2} K]$$

$$T_{ad} = 298 + \frac{802405 [kJ / kmol_{CH_4}]}{[1 \cdot 56,906 + 2 \cdot 44,912 + 7,52 \cdot 34,072][kJ / kmol_{CH_4} K]} [K] = 298 + 1991 = 2289 [K]$$

NOTA: Hasta aquí podríamos estar ya satisfechos con el valor de T_{ad} , pero podríamos afinar un poco el cálculo realizando una última iteración.

Iteración 4: supongamos $T_{ad} \approx 2290 K \Rightarrow \bar{T} = \frac{2290 + 298}{2} = 1294 K$

Luego,

$$\bar{c}_{p,CO_2}(\bar{T} = 1294) = 56,937 [kJ / kmol_{CO_2} K]$$

$$\bar{c}_{p,H_2O}(\bar{T} = 1294) = 44,958 [kJ / kmol_{H_2O} K]$$

$$\bar{c}_{p,N_2}(\bar{T} = 1294) = 34,089 [kJ / kmol_{N_2} K]$$

$$T_{ad} = 298 + \frac{802405 [kJ / kmol_{CH_4}]}{[1 \cdot 56,937 + 2 \cdot 44,958 + 7,52 \cdot 34,089][kJ / kmol_{CH_4} K]} [K] = 298 + 1990 = 2288 [K]$$

Valor definitivo $T_{ad} = 2288 \pm 1 [K]$

La temperatura de llama adiabática, T_{ad} , es un valor ideal, ya que las condiciones estequiométricas son imposibles de conseguir. Es la máxima temperatura teórica que se alcanzaría en un proceso adiabático con un combustible dado. Esta temperatura aumenta con la potencia calorífica del combustible y disminuye con la capacidad calorífica de los productos de combustión. En los procesos reales no se alcanza jamás temperatura de llama adiabática por las siguientes razones:

- combustión incompleta
- el exceso de aire diluye los productos
- pérdidas de calor
- disociación de productos a altas temperaturas (reacciones de disociación endotérmicas)

Las temperaturas máximas de llama reales son unos 200-300°C inferiores a la temperatura de llama adiabática.

- **Pirólisis**

Consiste en la descomposición físico-química de la materia orgánica bajo la acción del calor y en ausencia de un medio oxidante, como el oxígeno (O₂). En este proceso se producen una o más sustancias nuevas, químicamente diferentes del material de partida, por la redistribución de la estructura molecular original. Los productos de la Pirólisis son gases, líquidos y residuo carbonoso cuyas cantidades relativas dependen de las propiedades del material de partida y de las condiciones en las cuales se realiza la Pirólisis. La velocidad de la Pirólisis efectiva y la cantidad de material de partida, son muy importantes en relación con las concentraciones de gases tóxicos y vapores que pueden alcanzarse. En general, los metales y los vidrios no son materias susceptibles de experimentar Pirólisis.

Hay procesos de Pirólisis extrema que deja sólo carbono como residuo, se trata de un proceso de **carbonización**. El caso del calentamiento anaeróbico o “combustión” con extremo defecto de aire (LSI) de la madera verde o húmeda para la obtención de carbón vegetal, representa un buen ejemplo.

Los riesgos para la salud derivados de la acción pirolítica pueden asociarse, en su mayoría, a los materiales tóxicos o corrosivos que se forman durante el proceso dependen en gran parte de la temperatura de pirólisis. Dado que al calentar una materia o sustancia se desprenden vapores o gases, otro riesgo asociado a la Pirólisis es la eventual inflamación (incendios accidentales) de esos vapores cuando se combinan con el oxígeno del aire, que en presencia de una fuente de ignición arden.

La **Pirólisis se realiza normalmente en ausencia de agua**. Por ejemplo, cuando se quema un combustible sólido compacto, como la madera, las llamas del fuego que resulta se deben a la combustión de gases expulsados por la Pirólisis, y no por la combustión de la madera en sí misma. Otro ejemplo industrial importante es la conversión de carbón mineral en Coque para la metalurgia, especialmente en la fabricación de acero. De este modo, también es posible producir combustibles líquidos similares al petróleo Diesel N°2 a partir de biomasa sólida o plásticos, mediante la exposición por breves periodos de tiempo de residencia, de menos de dos segundos (*flash*) y temperaturas de entre 350 y 500 °C.

La aplicación de la **Pirólisis en tratamiento térmico de residuos** ha ganado aceptación en la industria. Los residuos no se eliminan sino que se transforman, reduciendo su volumen produciendo combustibles como subproductos. Las técnicas de tratamiento térmico de residuos se dividen en dos grandes categorías: 1) aquellas en las que los residuos se queman en presencia de oxígeno, es decir, por incineración; y 2) aquellas en las que se someten los residuos a altas temperaturas en ausencia de o con poco oxígeno, de modo que no hay combustión directa, sino que pirólisis (termólisis) y la gasificación. La pirólisis se lleva a cabo habitualmente a temperaturas de entre 400 °C y 800 °C. A estas temperaturas los residuos se transforman en gases, líquidos y cenizas sólidas denominadas “Coque” de pirólisis. Cuando en una incineradora se reduce el nivel de oxígeno por debajo del óptimo para la combustión (LSI), se dice que se está funcionando “con aire controlado” o en “modo pirolítico”. La falta de completa ausencia de oxígeno, en los países más desarrollados, la pirólisis y la gasificación se clasifican legalmente como incineración, ya que durante la Pirólisis habrá un cierto grado de oxidación, formándose dioxinas, furanos y otros productos relacionados con una combustión incompleta.

También existe la **Pirólisis o Termólisis en presencia de agua**, en el procesos de “craqueo” del petróleo crudo por vapor de agua o la depolimerización térmica de los residuos orgánicos en crudo pesado.

En la **Pirólisis al vacío** el material orgánico se calienta en el vacío para reducir el punto de ebullición y evitar reacciones químicas adversas.

La Figura 4 muestra los principales productos que pueden ser obtenidos por Pirólisis y su utilización.

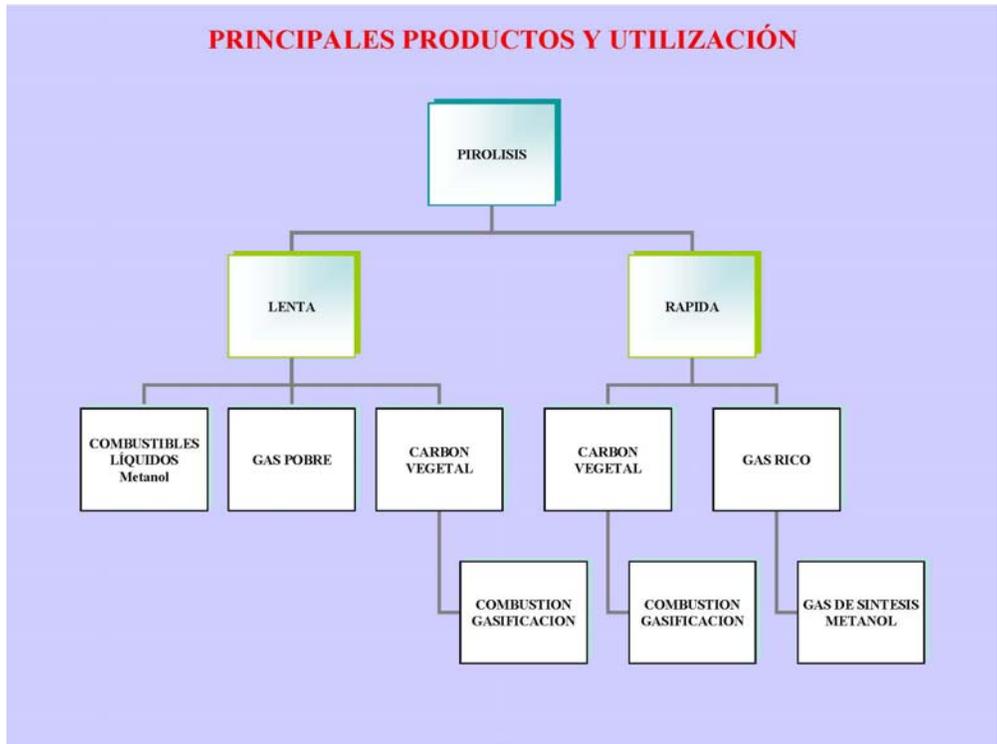


Figura 4. Productos obtenidos por Pirólisis y su utilización.

- **Tetraedro del Fuego**

La comprensión del fenómeno de Combustión, y por ende, de la Dinámica del Fuego y de su extinción, supone el dominio y utilización de disciplinas complejas tales como: la termodinámica, la mecánica de fluidos, las transferencias de calor y materia y la cinética química. Sin embargo, con el objeto de representar de manera intuitiva los elementos básicos del fuego y de sus métodos de extinción, se usa el Tetraedro del Fuego (ver Figura 5). Con este tetraedro se pretende significar que el fuego no puede producirse y persistir en el tiempo ante la ausencia de alguno de los cuatro elementos siguientes: combustible, comburente (oxígeno), energía de activación (calor) y reacción en cadena.



Figura 5. Tetraedro del fuego.

- **Combustible** es toda sustancia que emite o desprende energía por combustión controlada (energía química) o fisión nuclear (energía nuclear) capaz de plasmar su contenido energético en trabajo. Es también cualquier sustancia capaz de arder en determinadas condiciones (necesitará un comburente y una energía de activación). El combustible para combustión controlada puede ser un sólido (Carbón, Madera, etc.), un líquido (Gasolina, Fuel-Oil, etc.) o un gas (Natural, LPG, etc.). La mayoría de los combustibles, al margen de que sean sólidos, líquidos o gaseosos, están compuestos, básicamente, por Carbono (C) e Hidrógeno (H); además de estos componentes principales tienen otros como Azufre (S), Humedad (H₂O), Cenizas, etc.
- **El Comburente** universal es el oxígeno (O₂), pero en la práctica se utiliza el Aire como comburente, cuya composición es *grossa* modo de 21% Oxígeno (O₂) y 79% Nitrógeno (N₂). En casos especiales se utilizan atmósferas enriquecidas en oxígeno e incluso oxígeno puro (soldadura, cohetería). El aire como oxidante puede incluso utilizarse no puro (post-quemadores). También puede ser un gas viciado enriquecido con oxígeno (incineradores).
- **La Energía de Activación (calor)** es el elemento desencadenante de la reacción de combustión, es decir, la energía (calor) que es preciso aportar para que el combustible y el comburente reaccionen y den inicio a la reacción. Para que las materias combustibles actúen como reductores necesitan que se les aporte una determinada cantidad de energía para liberar sus electrones y compartirlos con aquellos más próximos del oxígeno. Esta energía se llama “energía de activación” y se proporciona desde el exterior por un foco de ignición (calor). En los quemadores habitualmente suele obtenerse mediante una chispa eléctrica entre dos electrodos, en las calderas individuales de gas se obtiene por llama piloto, etc.
- **Reacción en cadena** es un “*factor adicional*”, a los tres anteriores, necesario para hacer progresar y mantener en el tiempo la reacción de una mezcla comburente-combustible iniciada por la energía de activación. Se entiende como una inestabilidad de la reacción producida por los radicales químicos libres que se liberan por la acción de la temperatura sobre el combustible, y que favorecen la prosecución del proceso.

== & ==

• Tipos de Fuego

Los fuegos se pueden clasificar dependiendo del tipo de combustible:

- **Fuegos tipo A:** son aquellos originados por **materiales sólidos**, como madera, papel, corchos, tejidos, fibras, plásticos, carbón, etc. En estos casos, el fuego arde reteniendo oxígeno en su interior y dejando un residuo de brasas. Se queman en la superficie y en profundidades.
- **Fuegos tipo B:** son aquellos producidos por **líquidos y gases inflamables**, como petróleo y sus derivados: gasolinas, alcohol, disolventes, pinturas, barnices, aceites, metano, propano, butano, etc. También pertenecen a este tipo de fuegos, aquellos originados por sólidos que a temperatura de ignición se encuentran en estado líquido, como las parafinas, los asfaltos etc. Se caracterizan por arder superficialmente, ya que esta en contacto con el oxígeno del aire. No incluyen fuegos que involucren grasa ni aceite de cocinar. No dejan residuos.
- **Fuegos tipo C:** son los que se originan en **equipos eléctricos** energizados, como motores eléctricos, tableros eléctricos, instalaciones eléctricas, transformadores, electrodomésticos, interruptores, cajas de fusibles y las herramientas eléctricas.
- **Fuegos tipo D:** se trata de fuegos especiales, producto de la combustión de metales como aluminio, magnesio, sodio, potasio, circonio, titanio, etc. También se incluyen aquí los metales altamente radiactivos. Sólo pueden combatirse con líquidos especiales.
- **Fuegos tipo K:** Son fuegos de grasas y aceites de cocinar como mantecas vegetales y minerales.

== & ==

• Tipos de llama

Como ya se ha mencionado, una mezcla reactiva fuel-aire, en condiciones de temperatura de ignición, dará origen a una combustión que se sustentará en el tiempo (reacción en cadena u onda de combustión) y además presentará manifestaciones sensibles: llama, alta temperatura y emisión de luz. Recordemos en todo caso que la combustión se produce siempre en fase gaseosa, aun en los combustibles en estado líquido o sólido, a los cuales el aporte de calor se hace necesario para iniciar el proceso que favorece la volatilización y a la vez alcanzar la temperatura de ignición. Las reacciones químicas de combustión son muy lentas a temperaturas bajas; sin embargo, cuando la temperatura aumenta, éstas ocurren a un ritmo rápidamente creciente alcanzando tiempos del orden de la 10^{-7} segundos a temperaturas cercanas a los 2300 K.

Dado que la llama es una de las expresiones sensibles de la combustión, es necesario estudiar sus características y analizar la información útil que provee para el control adecuado en el desarrollo de los problemas que involucran combustión.

➤ Definición de llama

Las llamas son difíciles de definir, como existen distintos procesos de combustión, existen distintas formas en que la expresión sensible luminosa de la combustión se presenta. No obstante, se dice con frecuencia que llama es un frente u onda de reacción en un medio gaseoso al cual entran reactivos y del cual salen productos. Puede encontrarse a veces partículas sólidas o líquidas que concluyen su combustión en la llama y, según las condiciones de quemado puede aparecer hollín. Las llamas concentran el calor y son generalmente luminosas, las de hidrocarburos son poco visibles. La mayor parte del calor puede ser extraída solamente por transporte directo desde los gases calientes, el efecto radiante es muy pequeño. Sin embargo en combustiones que involucran carbón pulverizado o bien que generen hollín y humos, los efectos de radiación son importantes. Los combustibles gaseosos se mezclan con el aire y se queman en dispositivos diversos.

Por la forma en que se realiza la mezcla reactiva las llamas se denominan:

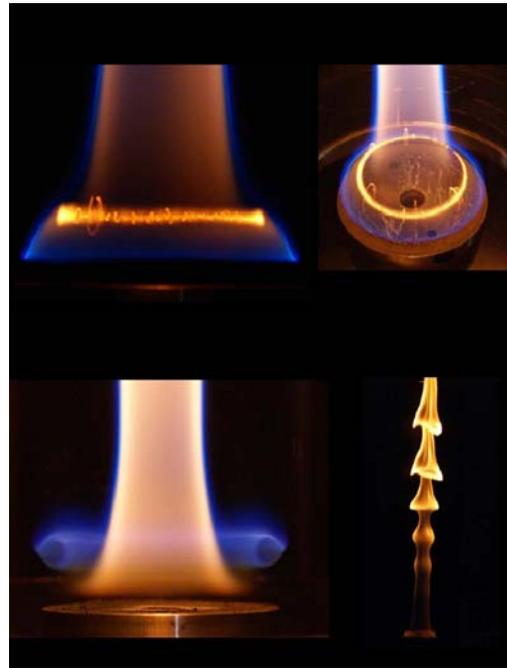
➤ Llama de Difusión.

Por lo general la combustión de combustibles líquidos y sólidos y algunos gases (en circunstancias especiales) se realiza según la modalidad de llama de difusión. En las llamas de difusión el combustible y el oxígeno del aire están inicialmente separados y la reacción tiene lugar, al mismo tiempo que la mezcla de los reactantes, en una delgada capa de reacción, a la que llegan el combustible y el oxígeno desde lados opuestos de la llama. Un ejemplo típico lo proporciona la llama de una vela, que una vez que se ha proporcionado el calor mediante un fósforo, por ejemplo, la parafina sólida se funde y desprende vapores encendiendo una llama entorno a la mecha. Las temperaturas que se generan están por sobre el punto de ignición, lo cual sustenta la combustión en el tiempo. Se establece así una corriente estacionaria de vapores combustibles desde la mecha; el aire accede por convección natural y difunde desde el exterior hacia la zona de reacción. Puede decirse que configura un anillo con vapor difundiendo desde el interior y aire desde el exterior. Las llamas de difusión son generalmente amarillas por la presencia de partículas de carbono incandescente, que revelan una combustión muy rica en combustible; las llamas de difusión de los hidrocarburos, suelen ser " amarillas". La mayoría de los quemadores de uso industrial, tanto con combustibles sólidos o líquidos, involucran llamas de difusión. Si no hay "aire" suficiente, para oxidar este carbono, en las últimas etapas de combustión, la llama puede producir "humo". Algunas llamas de difusión no producen carbono, por ejemplo, la llama del alcohol metílico.

Estas llamas pueden presentarse de dos formas básicas:

1) **laminares**, donde los reactantes se mezclan por el proceso físico de difusión molecular. El frente de llama se ubica en la zona donde la mezcla es aproximadamente estequiométrica, aunque la zona de mayor luminosidad (que es lo que generalmente se considera llama) está ubicada en una capa ligeramente rica respecto al frente de llama. Las llamas de difusión laminar ocurren cuando la velocidad del combustible y el comburente (oxígeno o aire) es suficientemente baja para no permitir la aparición de turbulencia. Los ejemplos de tales llamas incluyen fugas de gas de muy pequeño diámetro, llamas alrededor de gotas, la llama de una vela y de quemadores de mecha. La combustión es controlada por el mezclado por difusión de los reactantes. Las reacciones químicas son realmente rápidas comparadas con la velocidad de mezcla de modo que la mezcla está en el estado de reacción completa. Dado que la mezcla (difusión) controla el proceso, la información obtenida sobre mezclado, aún en flujos no reactivos, es muy útil para el estudio de la combustión.

2) **turbulentas**, son el problema modelo para muchos sistemas de combustión, entre ellos muchos alimentados con combustibles líquidos y sólidos. Ejemplos de ello son la turbina de gas y motores diesel, hogares de calderas de carbón pulverizado, plumas del escape de cohetes y los incendios

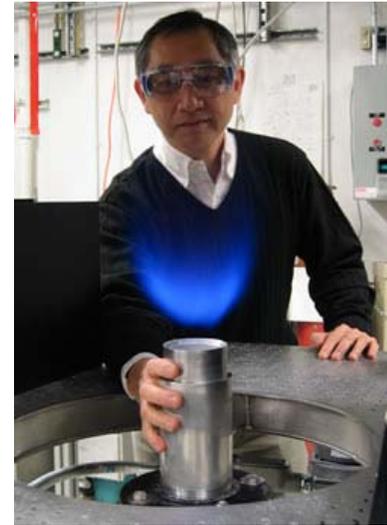


➤ **Llama de Premezcla.**

En las llamas de premezcla se mezcla el combustible con aire u oxígeno a temperaturas bajas y la reacción no tiene lugar hasta que por el calentamiento local de la mezcla, por un aporte de calor mediante una chispa, por ejemplo, se desencadena localmente la reacción, que luego se propaga al resto de la mezcla. Este modo de combustión, mediante llamas de premezcla, es el que encontramos típicamente en el mechero Bunsen o en los quemadores de los hornillos domésticos de gas natural. Los quemadores de premezcla disponen de una entrada para el combustible y orificios, para la entrada del aire, de forma que este es inyectado por aspiración y mezclado con el combustible antes, de llegar a la zona de combustión.



En las llamas de premezcla normales (deflagrativas) la reacción hacia el resto de la mezcla se extiende mediante una onda de combustión, o frente de reacción, que se propaga por mecanismos de transporte de calor y difusión de los radicales libres (reacción en cadena). Estos frentes de combustión están formados por una capa delgada de precalentamiento de la mezcla seguida de una capa aún más delgada de reacción (ver Figura 7). Ésta deja detrás los productos de la combustión, a alta temperatura, donde ya no hay reacción porque se ha agotado localmente el combustible o el oxidante. Las llamas premezcladas se propagan a velocidades del orden del metro por segundo y tienen espesores del orden una décima de milímetro.



En las llamas de premezcla normales (deflagrativas) la reacción hacia el resto de la mezcla se extiende mediante una onda de combustión, o frente de reacción, que se propaga por mecanismos de transporte de calor y difusión de los radicales libres (reacción en cadena). Estos frentes de combustión están formados por una capa delgada de precalentamiento de la mezcla seguida de una capa aún más delgada de reacción (ver Figura 7). Ésta deja detrás los productos de la combustión, a alta temperatura, donde ya no hay reacción porque se ha agotado localmente el combustible o el oxidante. Las llamas premezcladas se propagan a velocidades del orden del metro por segundo y tienen espesores del orden una décima de milímetro.

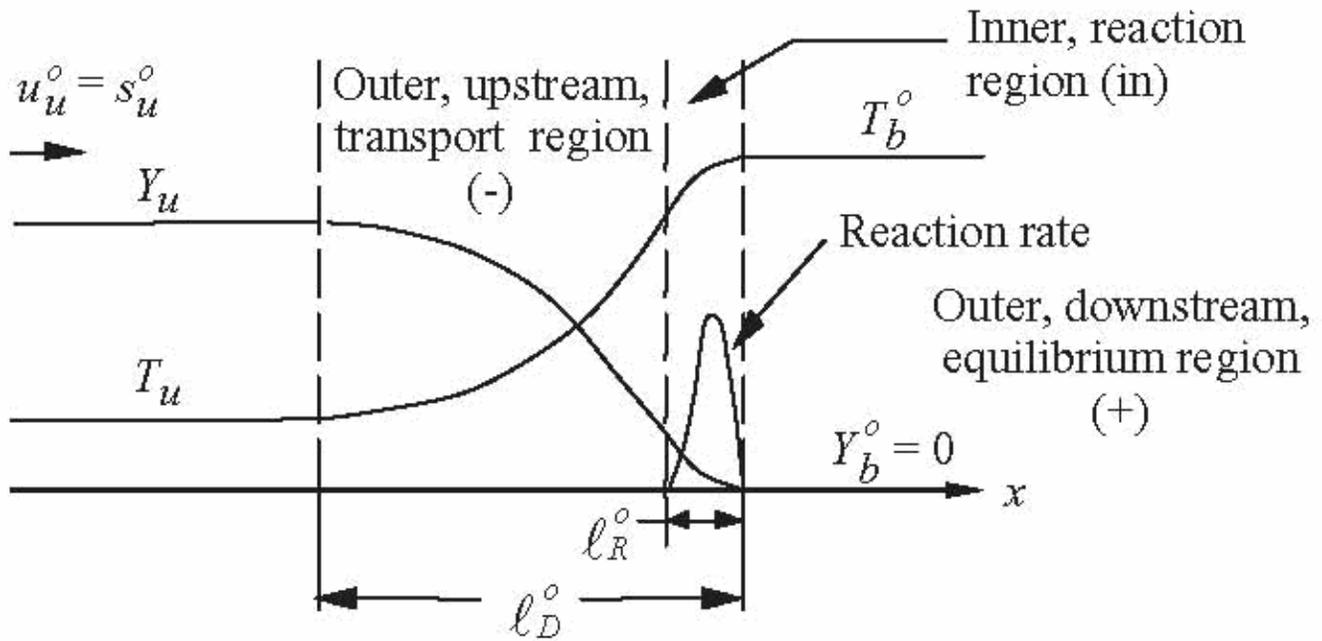


Figura 7. Zona de Reacción y de Precalentamiento de una llama de Premezcla.

Estas llamas pueden presentarse de dos formas básicas: 1) **laminares**, presentan un frente continuo de bordes claramente definidos, el flujo de gases entrantes está alineado aerodinámicamente con el flujo saliente. Ejemplos: quemadores domésticos, mechero Bunsen. 2) **Turbulentas**, de formas caóticas, ruidosas frecuentemente, están asociadas con flujos a alta velocidad y áreas de quemado relativamente grandes. Son muy eficientes en lo que se refiere a la producción de calor por unidad de volumen. El frente de la llama fluctúa de manera importante, presentando muchos remolinos. Estas turbulencias se deben al flujo dentro de mezclador del quemador y a la llama misma. Ejemplo la llama del soplete empleado en soldaduras.

Las llamas de premezcla pueden ser **estequiométrica**, **pobre** o **rica** en función de las proporciones que contiene de combustible y oxidante. La **mezcla es estequiométrica** cuando la relación aire/combustible es la apropiada para que al completarse la reacción se agoten simultáneamente ambos componentes. La **mezcla inicial es pobre** cuando hay mayor proporción de oxidante, de modo que cuando se completa la reacción se ha agotado el combustible, pero sólo se ha consumido una parte del oxígeno. Por último, cuando **la mezcla inicial es rica** es el combustible el que está en exceso, produciéndose el agotamiento del oxígeno al final de la reacción y quedando así combustible sin quemar. La temperatura final de la llama después de la combustión, dependiendo de la riqueza de la mezcla puede acercarse a la temperatura de llama adiabática, a presión constante de la mezcla; alcanzando los valores más altos, del orden de 2.200 K, cuando la mezcla es estequiométrica. Si la mezcla es demasiado pobre o demasiada rica la temperatura de la llama no es lo suficientemente alta para garantizar la creación de todos los radicales, que son los responsables de la combustión, y estas mezclas no son inflamables, es decir la llama no se propaga. Esto se produce en torno a los límites LSI y LII.

➤ Quemador Bunsen

El estudio de este quemador ha suministrado importantes conceptos acerca de la llama. Consiste en un cilindro de metal de 10 cm de longitud y 1 cm diámetro, al cual accede el gas combustible a través de un inyector de diámetro capilar ubicado en su parte central e inferior. Pequeñas aberturas dispuestas en la parte inferior del cilindro, permiten la entrada del aire llamado primario.

- **Penachos**

El calor de un fuego al aire libre se eleva en forma de columna de gases calientes, y se denomina **penacho**. También se llama pluma (anglicismo, *plume*), columna de convección, remolino térmico o columna térmica. La corriente de aire resultante absorbe aire frío en la base del fuego, en todas direcciones. Ese aire frío es también absorbido por el penacho, por encima del suelo, debido a la masa de aire caliente que se eleva. Ese movimiento de aire frío hacia el penacho, indicado por las flechas de la Figura 8, se llama arrastre (*entrainment*) y enfría la temperatura del penacho, a medida que aumenta su altura. La propagación del fuego se produce principalmente por la ignición por radiación del material combustibles de los alrededores.

La velocidad de propagación del fuego a los sólidos será generalmente baja, a no ser que esté fomentada por el movimiento del aire (viento). Los penachos de gases de combustión de los incendios provocan graves daños en los bosques.

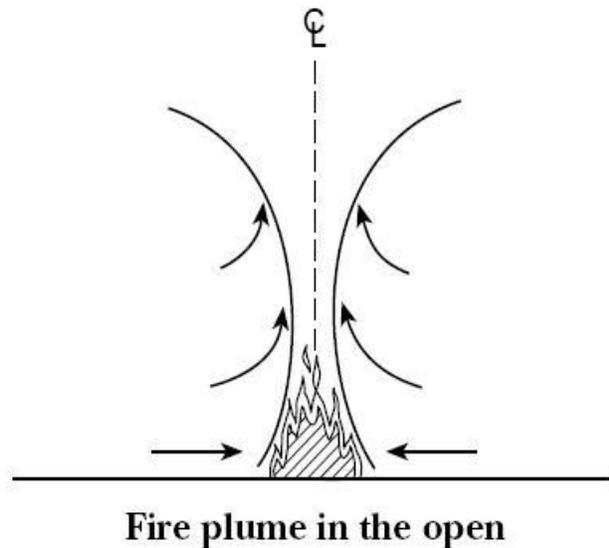


Figura 8. Estructura de un penacho de gases de un fuego.

- **Bleve**

La palabra *Bleve* esta formada por cinco letras que definen el fenómeno, que en ingles seria "*Boiling Liquid Expanding Vapor Explotion*" esto significaría definido "Explosión por la expansión de los vapores de los líquidos en ebullición". Este término comenzó a usarse a partir de 1957 a raíz de una explosión de un recipiente de acero utilizado para la producción de resina fenólica a partir de la formalina (disolución de formaldehído en agua) y fenol. A partir del descubrimiento de este fenómeno estrictamente físico que no requiere de ningún tipo de reacción química y que se puede producir hasta en calentadores de agua y calderas, el modelo pudo llegar a explicar una serie de accidentes ocurridos en el pasado y que no se podían estimar explicaciones; por lo tanto si el liquido es inflamable, combustible, reactivo, venenoso, tóxico etc. indudablemente los riesgos aumentan considerablemente. Este tipo de explosión ocurre en tanques que almacenan gases licuados a presión, en los que por ruptura o fuga del tanque, el líquido del interior entra en ebullición y se incorpora masivamente al vapor en expansión. Si el vapor liberado corresponde a un producto inflamable, se genera una bola de fuego también en expansión. En una *Bleve* la expansión explosiva tiene lugar en toda la masa de líquido evaporada súbitamente. En consecuencia podemos definir a la explosión *Bleve* como la ruptura ya sea en dos o mas pedazos de un recipiente, con proyección de fragmentos a grandes distancias, un inmenso frente de fuego con grandes distancias en su entorno y elevación acompañado de la correspondiente radiación calorífica y onda expansiva (en el caso específico de los líquidos inflamables y combustibles que acompañan el mayor poder destructor), debido a un fenómeno "especial" que se da en ciertas circunstancias, no obstante la primera esencial pero no suficiente, es que el gas licuado o el liquido se encuentre a una temperatura mayor a la que se encontraría de estar a presión atmosférica normal, entonces la temperatura de ebullición (a 1 Atm) ha de ser bastante menor a la que se encuentra el liquido dentro del recipiente.

No obstante se deben dar tres condiciones necesarias para la producción de una *Bleve*: 1) tiene que

tratarse de un **gas licuado o un líquido sobrecalentado y a presión**. 2) Que se produzca una **súbita baja de presión en el interior del recipiente**, esta condición puede ser originada por impactos, rotura o fisura del recipiente, actuación de un disco de ruptura o válvula de alivio con diseño inadecuado. 3) También es necesario que se den condiciones de **presión y temperatura** a los efectos que se pueda producir el fenómeno de **nucleación espontánea**, con esta condición se origina una evaporación de toda la masa del líquido en forma de flash rapidísima, generada por la rotura del equilibrio del líquido como consecuencia del sobrecalentamiento del líquido o gas licuado.

Consecuencias físicas de una *Bleve*: 1) **Sobrepresión por la onda expansiva**: la magnitud de la onda de sobrepresión depende de la presión de almacenamiento, del calor específico del producto implicado y de la resistencia mecánica del depósito. 2) **Proyección de fragmentos**: la formación de proyectiles suele limitarse a fragmentos metálicos del tanque y a piezas cercanas a éste. Se trata de una consecuencia difícilmente predecible. 3) **Radiación térmica de la bola de fuego**: la radiación infrarroja de la bola de fuego suele tener un alcance mayor que el resto de efectos, y es la que causa más daños. El alcance de la radiación depende del tipo y cantidad de producto almacenado, y de la temperatura y humedad relativa ambiental.

• Índice de Wobbe

Relación entre el poder calorífico (inferior o superior) de un gas por unidad de volumen y la raíz cuadrada de su densidad relativa con respecto al aire, bajo las mismas condiciones de referencia.

$$W = \frac{\text{Poder calorífico}}{\sqrt{\gamma_r}}$$

El índice de Wobbe es una forma de clasificar los combustibles gaseosos, por ejemplo el índice de Wobbe para el gas natural debería estar entre 9.680 y 13.850 $kcal/m_N^3$. En las mismas condiciones se encuentra el aire con propano indicado en la Tabla 4.

Tabla 4. Índice de Wobbe de gases combustibles habituales.

Gas natural - aire propanado

9680 - 13850 $kcal/Nm^3$	10212 - 14611 $kcal/Sm^3$
40559 - 58032 kJ/Nm^3	42787 - 61219 kJ/Sm^3
38413 - 54961 BTU/Nm^3	40523 - 57979 BTU/Sm^3

Gas de coquería y gas de mezcla hidrocarburo-aire

5700 - 7500 $kcal/Nm^3$	6013 - 7912 $kcal/Sm^3$
23883 - 31425 kJ/Nm^3	25195 - 33151 kJ/Sm^3
22619 - 29762 BTU/Nm^3	23862 - 31397 BTU/Sm^3

Gases licuados del petróleo

18500 - 22070 $kcal/Nm^3$	19516 - 23282 $kcal/Sm^3$
77515 - 92474 kJ/Nm^3	81772 - 97552 kJ/Sm^3
73414 - 87581 BTU/Nm^3	77445 - 92390 BTU/Sm^3

Se controla este índice para asegurar la combustión satisfactoria del gas en el quemador. Si no se cumple esta especificación, la cantidad de aire que se mezcla con el gas será la incorrecta. Mide en cierta manera la intercambiabilidad de un gas a otro para una mezcla reactiva gas-aire.