

ANALES DEL INSTITUTO DE INGENIEROS

INTRODUCCION A LA METALURGIA GENERAL.

(Continuación)

Un problema de mayor interés para el metalurgista es de comparar los combustibles que emplea al punto de vista del precio de costo de la unidad calorífica. Supongamos que teníamos á elegir un combustible entre 3 ó 4 especies diferentes de precio y de cualidad. La primera cuestión que debemos resolver es la potencia calorífica; cuando tendremos esta, fácilmente calcularemos el precio de costo de la unidad calorífica—Supongamos, carbón de leña, hulla y coke con sus potencias respectivas 7000, 7800 y 7500, calorías vendidos á 50 pesos, 20 y 30 pesos la tonelada ó de 0,050, 0,020 y 0,030 el quilógramo; entonces tendremos $\frac{0,050}{7,000}$, $\frac{0,020}{7,800}$, y $\frac{0,030}{7,500}$; pero como las cantidades son muy pequeñas, multiplicamos por 100.000, para tener el precio de 100.000 calorías.

El precio de las 100.000 calorías serán entonces.

por el carbón de leña valiendo 0,050 el kilógramo,	0,72
por la hulla.....	0,28
por el coke.....	0,40

De manera que el precio de la unidad calorífica de la hulla estando de 1, el precio de la unidad de coke sería 1,60 y el del carbón de leña sería 3; en este caso, se debería emplear la hulla como más económica.



POTENCIA CALORÍFICA.

El factor más importante en la industria metalúrgica es el combustible, no solo se debe tener en cuenta el precio, pero también otras propiedades como su facilidad de combustión, su pureza, su carencia de humo, etc.

Sin embargo para tener una idea cabal de un combustible se necesita determinar su potencia calorífica, sabido es que los varios combustibles á pesos iguales producen cantidades desiguales de calor.

Sabido es también que la potencia calorífica es proporcional á la cantidad de calor de combustión.

La calorimetría enseña los procedimientos para determinar la potencia calorífica de una manera experimental.

En los fenómenos de combustión, que tanta importancia tienen en la metalurgia, se produce calor á la vez por la combinación y por la descomposición, sin embargo en las determinaciones calorimétricas se miden en bloc todos esos calores. Resulta la dificultad de calcular con exactitud la potencia calorífica de un combustible de composición dada. Pero se aplican algunas reglas resultando de la experiencia que permitan una aproximación suficiente en la práctica.

Recordamos: 1.º que el calor producido en la combinación de dos cuerpos es siempre igual y, sino contrario al calor de descomposición.

2.º La cantidad de calor producida por un combustible es independiente de la actividad de la combustión.

3.º La cantidad de calor producida es independiente de la proporción de oxígeno que se encuentra en el comburente.

4.º En el fenómeno complejo de una combinación química el calor producido es la suma algebraica de las cantidades producidas por cada uno de los fenómenos en particular.

No entramos aquí en el papel de exponer los métodos de determinar ó calcular la potencia calorífica de los combustibles, conocimientos que poseen ó deben poseer los estudiantes de metalurgia. Sin embargo recordamos las leyes de Dulong y de Welter que permiten de calcular aproximativamente la potencia calorífica de un combustible, sin otro dato que su composición química.

El calor producido por un combustible es igual á la suma de las cantidades de calor producidas por la combustión de los elementos que lo constituyen, no teniendo cuenta de la porción de hidrógeno pudiendo formar agua con el oxígeno del combustible. (Ley de Dulong.)

Esta ley es expresada por la fórmula.

$$N = 8080 C + 34462 \left(H - \frac{O}{8} \right) \text{ (vapor de agua condensada)}$$

$$\text{ó } N = 8080 C + 29000 \left(H - \frac{O}{8} \right) \text{ (vapor de agua no condensado.)}$$

$\frac{1}{2}$ N, potencia calorífica, C, carbono por kilogramo, H, hidrógeno.

O, oxígeno.

Supongamos un combustible compuesto de

Carbono 0^k , 54; hidrógeno 0^k , 06, oxígeno 0^k , 40.

1^k H y 8 de oxígeno igualan 9^k de agua; el $\frac{1}{8}$ de los $\frac{0,40}{8}$ = 0,05 = peso del hidrógeno que formara agua con el oxígeno.

Entonces la composición del combustible se expresará así:

Carbono 0,54, hidrógeno 0,06—0,05 = 0,01, agua = 0,45 (0,40 de O y 0,05 de H.)

Aplicando la fórmula anterior tendremos:

Potencia calorífica = $8080 \times 0,54 + 34462 \times 0,01 = 4697$ calorías, (vapor condensado,)

O potencia calorífica = $8080 \times 0,54 + 29000 - 0,45 \times 606,5 = 43803$ calorías (vapor no condensado.)

Si en lugar de tener la composición elemental del combustible teníamos solo su fórmula química, transformáramos esta en centésimos.

Supongamos un combustible de fórmula C^2H^4 .

$$C = 6, H = 1; C^2H^4 = 12 + 4 = 16.$$

16 de C^2H^4 correspondiendo á 12 de carbono.

1 de C^2H^4 corresponderá á $\frac{12}{16}$ de carbono.

100 de C^2H^4 á $\frac{16 \times 100}{16} = 75$ de carbono

La composición del combustible será entonces de Carbono 75, Hidrógeno 25.

$$N = 8080 \times 75 + 34462 \times 25.$$

Se puede calcular la composición centesimal de otra manera. Supongamos un combustible teniendo por fórmula química C^4H^4 :

$$C^4 = 4 \times 6; H^4 = 4; C^4H^4 = 24 + 4 = 28.$$

$$N = 8080 \times \frac{24}{28} + 34462 \times \frac{4}{28} = \text{calorías.}$$

La ley de Welter: (*el calor producido en la combustión es proporcional á la cantidad de oxígeno absorbido*), da también una fórmula simple que permite de calcular aproximativamente la potencia calorífica de un combustible conociendo su composición.

$$N = m P o \dots \dots \dots (1.)$$

N, potencia calorífica, Po, peso de oxígeno necesario á la combustión de 1^K, m, coeficiente (calor producido por kilogr. de oxígeno.)

Si 1^K de un combustible contiene los pesos
C de carbono, H de hidrógeno.

Como se necesita 16 de oxígeno para quemar 6 de carbono
8 de oxígeno para quemar 1 de hidrógeno
tendremos para

$$P_o = \frac{16}{6}C + 8H = \frac{8}{3}C + 8H = \frac{8C}{3} + 8H = 8 \left(\frac{C}{3} + H. \right)$$

La relación (1) puede desde luego escribirse.

$$N = 8m \left(\frac{C}{3} + H \right)$$

Cuando se queman gases como combustibles (carburos de hidrógeno) y que el vapor de agua producida se va con los gases de la combustión sin condensarse, se debe sustraer de la potencia calorífica calculada, suponiendo la condensación, el número de calorías representando el calor de vaporización del agua. Cada kilogramo de hidrógeno proto-carbonado produce $2^{\text{K}}, 25$ de vapor de agua que se llevan

$$2^{\text{K}}, 25 + 606,5 = 1364, \text{ cal } 6$$

de calor de vaporización, lo que reduce en este caso la potencia calorífica de C^2H^4 á $13063 - 1364, 6 = 11698, 4$ calorías.

Cada kilogramo de hidrógeno bi-carbonado produce $1^{\text{K}}, 285$ de vapor de agua que se lleva.

$$1^{\text{K}}, 285 \times 6055, = 779, 8 \text{ calorías}$$

y la potencia calorífica de C^4H^4 se reduce cuando no hay condensación

$$\text{á } 11857 - 779, 8 = 11077, 2 \text{ calorías.}$$

El metalurgista no debe olvidar que la potencia calorífica es: 1.º independiente de la manera de producir la combustión completa, 2.º independiente de la naturaleza del combustible y del aire, 3.º independiente de la presión bajo la cual se produce la combustión; 4.º independiente de la proporción de oxígeno contenido en el comburente.

CANTIDAD DE COMBUSTIBLE PARA PRODUCIR UN EFECTO DADO

Como el combustible es generalmente costoso, se necesita no gastarlo sin provecho; en buen servicio se debe quemar la cantidad indispensable para producir el efecto calorífico que se desea. La potencia calorífica es el elemento esencial de dicho cálculo.

El efecto calorífico corresponde á un cierto número de calorías para utilizarlas y por consecuencia á producirlas. Si llamamos P, la potencia calorífica, N, el número de calorías á producirlo, $\frac{N}{P}$ nos dará la cantidad de combustible á quemar para producir N calorías. Estando utilizada sólo una fracción n de la potencia calorífica del combustible, la cantidad á quemar será entonces $\frac{N}{n P}$.

El que principia á estudiar metalurgia no puede desconocer estas relaciones que le suministra la física industrial.

Supongamos que el metalurgista debe calentar 20,000 metros cúbicos de aire por hora á 50 grados en una chimenea de aspiración en la cual la totalidad del calor sea utilizado, y que se emplee leña con 0.30 de agua. Potencia calorífica de dicha leña = 2650.

Peso del aire por calentar $20.000 \times 1^{\text{K}}, 3 = 26000$ kilógr.

Calor específico del aire = 0.24.

Número de calorías producidas $N = 26000^{\text{K}} \times 0, 24 \times 50^{\circ} = 312000$ calorías.

Cantidad de leña por quemar $\frac{312000}{2650} = 117$ Kilógr.

Supongamos que se necesita en una fábrica metalúrgica 500^{K} de vapor de agua á 100° por hora, el agua de alimentación de la caldera estando á cero, el calor de vaporización estando 637, quien es la cantidad de hulla á quemar, utilizando los $\frac{3}{4}$ del

calor, potencia calorífica de la hulla 8000, los $\frac{3}{4}$ de 8000 son 6000.

La cantidad total del calor á producirla es

$$500^{\text{K}} \times 637 = 318500 \text{ calorías;}$$

la cantidad de hulla por quemar

$$\frac{318500}{6000} = 53^{\text{K}}, 08 \text{ de hulla por hora.}$$

En la práctica industrial generalmente los ensayos de potencias caloríficas están basados sobre el poder evaporante de los combustibles. Un generador de vapor puede considerarse como un calorímetro de construcción especial, la cantidad de calor que recibe en un tiempo dado está medida por el número de kilogramos de vapor producidos á una temperatura dada. Las fórmulas de Clausius ($Y = 607 - 0,708 T$) y de Regnault ($C = 606,5 + 0,205 9^{\circ}$) expresan el calor total de vaporización. Se saca en la práctica, la potencia calorífica de un combustible del número de kilogramos de vapor por medio de cada kilogramo de combustible quemado; sin embargo la potencia calorífica así sacada representa solamente una parte del calor de combustión ó del calor producido, porque se pierde una porción del calor por las paredes del horno, los conductos y la que se va con los productos de la combustión.

CANTIDAD DE AIRE NECESARIA Á LA COMBUSTIÓN

Para que el combustible pueda dar el máximo de calor se exige también una combustión completa; y para obtener las tres condiciones principales son necesarios: 1.º suministrar el volumen de aire que exige la combinación, 2.º asegurar la mezcla íntima de los gases, combustibles y comburentes, 3.º mantener una temperatura que entretenga la combustión.

Los estudiantes de ingeniería antes de ingresar al curso de metalurgia deben estar al corriente de los tres problemas principales relativos á la combustión, á saber:

- 1.º Calcular el volumen de aire necesario á la combustión y el volumen de los gases producidos;
- 2.º Determinación de la más alta temperatura que se pueda obtener con cada combustible;
- 3.º Calcular la cantidad de calor llevada por los productos de la combustión.

Para señalar un caso concreto de la necesidad de las soluciones anteriores citaremos, la determinación de las dimensiones de una chimenea que exige el conocimiento del volumen de aire llamado por hora en el foco; para que la combustión sea completa el aire debe llegar en volumen suficiente. Además el volumen de aire afluente sirve de base á los cálculos de las dimensiones de los conductos que dan pasaje y salida á los productos de la combustión. Sabido es también que los combustibles industriales son compuestos de carbono é hidrógeno; conociendo el volumen de aire para quemar 1^k de cada uno de dichos cuerpos, se calculará fácilmente, el volumen de aire necesario á su combustión.

La solución del primer problema depende de la composición del combustible.

Un metro cúbico de aire pesando 1^k , 214 contiene 0^k ,278 de oxígeno y 0^k , 94, de azoe, además vapor de agua 0^k , 010 y ácido carbónico 0^k , 501. Resulta que el volumen de aire comburente que contiene 1^k de oxígeno es

$$\frac{1^k}{0^k,278} = 3,6^m$$

y el peso del aire conteniendo 1^k de oxígeno es

$$3,6^m \times 1^k, 214 = 4^k, 37.$$

Si ahora consideráramos la combustión del carbono completo y incompleto sacaremos los resultados siguientes:

Combustión completa: formación de ácido carbónico. 6^k de carbono para pasar á CO² (ácido carbónico) toman 16^k de oxígeno; 1^k de carbono para pasar á ácido carbónico tomará

$$\frac{16}{6} = 2^k 67 \text{ de oxígeno.}$$

El peso de oxígeno necesario á quemar 1^k de carbono era 1^k. 68; el peso del aire necesario para quemar 1^k de carbono

$$\text{será } 2^k. 67 \times \frac{100}{23} = 11,^k 594.$$

Para suministrar á 1^k de carbono estos 2,^k67 de oxígeno se necesita un volumen de aire de

$$2^k 67 \times 3,^m 6 = \frac{16}{6} \times 3, 6 = 9,^m 3 6 \text{ de aire;}$$

el peso del aire conteniendo estos 2^k,67 de oxígeno será

$$4^k 37 \times \frac{16}{8} = 4,37 \times 2,^k 67 = 11,^k 953.$$

los dos cálculos llegan al mismo resultado 11,^k95 de aire.

Peso de los productos de la combustión:

1^k carbono + 11^k, 594 aire = 12^k, 594; 12,594—3, 677 = 8^k917 azoe.

Estos 12^k, 594 contienen 3^k, 67 de ácido carbónico + 8^k 917 de azoe.

$$\text{Volumen del oxígeno} = \frac{2^k, 67}{1^k 43} = 1,^m 3895$$

$$\text{Volumen del aire} = \frac{11^k, 594}{1^k 293} = 8,^m 3 7669$$

Con el oxígeno el volumen del ácido carbónico es igual al volumen del oxígeno gastado, con el aire, el volumen de los pro-

ductos de la combustión es igual al volumen del aire á la misma temperatura.

En los focos industriales, principalmente, en los de generadores de vapor los volúmenes de aire empleados son todavía superiores y es útil de tomar $\frac{2}{3}$ de aire en exceso para tener un rendimiento práctico máximo.

Tomando así los $\frac{2}{3}$ del oxígeno empleados por la combustión se tendrá:

Volumen de aire necesario para quemar 1^k de carbón

$$9,^{m^3}6 \times \frac{3}{2} = \frac{288}{2} = 14^{m^3},4$$

Peso del aire necesario para quemar 1^k de carbón

$$11^k,953 \times \frac{3}{2} = 17^k,479$$

Se puede también calcular el volumen basándose sobre la composición química en volumen del ácido carbónico.

1 volumen de vapor de carbono + 2 volúmenes de oxígeno = 2 volúmenes de ácido carbónico.

El volumen de 1^k de vapor de carbono ó la unidad de peso es 0^{m^3},9325.

El volumen de oxígeno es doble ó 0^{m^3},9325 × 2 = 1^{m^3},8650; el volumen del ácido carbónico producido es también = 1^{m^3},8650.

$$\text{Volumen del aire } 1^{m^3},8650 \times \frac{100}{20,8} = 8^{m^3},9669.$$

En el caso que la combustión es incompleta se forma óxido de carbono, es decir C + O = C O.

6 de carbono + 8 de oxígeno hacen 14 de óxido de carbono 1 de carbono combinándose con $\frac{8}{6}$ ó 1^k,533 de oxígeno para formar $\frac{14}{6}$ = 2^k,333 de óxido de carbono ó 1^k + 1^k,333 = 2^k,333 de C O.

1^k,333 es la mitad de 2^k67.

Resulta que el peso del oxígeno en el óxido de carbono es la mitad de la cantidad necesaria para formar ácido carbónico.

En los aparatos metalúrgicos generalmente el óxido de carbono se quema con el aire.

El peso de oxígeno necesario para quemar 1^k de carbono para formar óxido de carbono es $\frac{8}{6} = 1^k,333$

El peso del aire para quemar 1^k de carbono para formar óxido de carbono es $1^k,333 \times \frac{100}{23} = 5^k,797$.

El peso de los productos de la combustión es la suma:

$$2^k,333 \text{ de óxido de carbono} + 4^k,464 \text{ de azoe} = 6^k,797;$$

El volumen de oxígeno necesario á la combustion es

$$\frac{1^k,333}{1^k,43} = \frac{1,865}{2} = 0^m3,9325$$

$$\text{El volumen del aire } \frac{5,797}{1,293} = 4^m2,3834.$$

Volumen del óxido de carbono doble del oxígeno ó

$$0^m3,9325 \times 2 = 1^m3,8650$$

Volumen de los gases de la combustión

$$4^m3,4834 + 0^m3,9325 = 5^m3,4159$$

El hidrógeno es el otro elemento que en los combustibles produce calor por su combustión quemándose con el oxígeno ó con el aire para formar vapor de agua.

1^k de hidrógeno exige 8^k de oxígeno para formar 9^k de vapor de agua; el peso de aire necesario para quemar 1^k de hidrógeno es

$$\frac{100}{23} = \frac{x}{8}; x = \frac{100 \times 8}{23} = 34^k,784 \text{ de aire}$$

$$\text{Volumen de } 1^k \text{ de hidrógeno} = \frac{1}{0^k,0897} = 11^m3,170$$

$$\text{Volumen del oxígeno} \quad \frac{8}{1^k,43} = 5^{\text{m}^3},585$$

$$\text{Volumen del vapor de agua} \quad \frac{9^k}{0,806} = 11^{\text{m}^3},170$$

Se ve que:

Volumen vapor de agua = $11^{\text{m}^3},170$, igual al volumen del hidrógeno,

Volumen del oxígeno $\frac{11,170}{2} = 5^{\text{m}^3},565$ igual á la mitad del volumen de hidrógeno.

$$\text{Volumen del aire} \quad = \frac{34^k,784}{1^k,293} = 26^{\text{m}^3},850$$

Volumen de los productos de la combustión por el aire es igual á volumen del aire $26,^{\text{m}^3} 850 +$ mitad del volumen del hidrógeno $5^{\text{m}^3},585 = 32^{\text{m}^3}, 525$.

En resumen la cantidad de aire necesario para quemar 1^k de hidrógeno es: 1.º en volumen $3, 6 \times 8 = 28^{\text{m}^3}, 8$, 2.º en peso $4,37 \times 8 = 34^k, 96$.

Suponiendo como anteriormente que los $\frac{3}{2}$ del oxígeno sean consumidos, la cantidad del aire empleada será

$$1.º \text{ en volumen } 28^{\text{m}^3}, 8 \times \frac{3}{2} = 43^{\text{m}^3}, 2$$

$$2.º \text{ en peso } 34^k, 96 + \frac{3}{2} = 52^k, 34$$

El óxido de carbono es un combustible; el metalurgista debe poder calcular la cantidad de oxígeno y de aire que necesita su combustión; lo mismo sucede con los hidro-carburos de la gosa-
genos.

Sabemos que 14 de óxido de carbono se combinan con 8 de oxígeno para formar 22 de ácido carbónico; el peso de oxígeno

para quemar 1^k , de óxido de carbono es $\frac{8}{14} = 0^k, 5714$; resulta que 1^k de carbono + $0,5714$ de óxido de carbono = $1^k, 5714$ de ácido carbónico; el peso necesario para quemar 1^k de óxido

de carbono es $\frac{0,5714 \times 100}{23} = 2^k, 483$

Peso del azoe contenido en el aire $2^k, 483 - 0,5714 = 1^k, 9116$.

Volumen del oxígeno $\frac{0^k, 5714}{1^k, 43} = 0^m3, 399$

Volumen del aire $\frac{2^k, 483}{1,293} = 1^m3, 920$

Volumen del ácido carbónico $\frac{1,5714}{1^k, 977} = 0^m3, 795$

$\frac{1}{2}$
Si el combustible era el hidrógeno proto carbonado $C^2 H^4$
 $C^2 H^4 + 8O = 2CO^2 + 4HO$ ó $16(C^2 H^4) + 64(O) + 44(CO^2)$
 $+ 36(CO)$ ó $1(C^2 H^4) + 4(O) = 2,75(CO^2) + 2,25(HO)$.

Para quemar 1^k de $C^2 H^4$, se necesita 4^k de oxígeno, formándose $2^k, 75$ de ácido carbónico + $2^k, 25$ de vapor de agua.

Peso de aire necesario para quemar 1^k de $C^2 H^4 = \frac{4 \times 100}{23} = 17^k, 399$.

Peso del oxígeno 4^k .

Volumen del oxígeno $\frac{4}{1^k, 43} = 2^m3, 798$

Volumen de ácido carbónico $\frac{2^k, 75}{1,977} = 1^m3, 399$

$$\text{Volumen del vapor de agua } \frac{2^k, 25}{0,068} = 2^{\text{m}^3}, 798$$

$$\text{Volumen del aire } \frac{17^k, 391}{1,293} = 13^{\text{m}^3}, 452$$

En la práctica industrial, generalmente, con los combustibles usuales se toma un volumen doble del volumen teórico.

En los varios calculos que nos han dado los volúmenes de los productos de la combustión no hemos calculado las variaciones de volumen con la temperatura; debemos hacer esta rectificación en los volúmenes de los gases que salían por las chimeneas.

Si el combustible era formado de carbono puro, como el ácido carbónico tiene un volumen igual al volumen del oxígeno, el volumen del aire que saldría sería igual al volumen del aire que ha entrado dilatado á la temperatura de la chimenea; pero si el combustible además del carbón, contiene los elementos del agua hidrógeno ó hidrógeno y oxígeno, los gases de la combustión que se van á fuera contienen ácido carbónico y vapor de agua.

Calculemos estos volúmenes gaseosos.

Sean, t , temperatura de los gases de la chimenea,

θ , temperatura del aire exterior.

Volumen de 1 metro cúbico del aire exterior pasando por la chi-

$$\text{menea} = \frac{1 + 0,00367 \times t}{1 + 0,00367 \times \theta}$$

1^k de agua produce 1^{m3} 696 de vapor de agua á 100° y á 760^{mm} de presión; á t grados, dicho volumen á 760^{mm} será

$$\frac{1, 696 (1 + 0,00367 \times t)}{1 + 0,00367 \times 100}$$

pues los volúmenes á la misma presión son proporcionales á los binómios de dilatación

$$\begin{array}{l} 1^{\text{m}^3}, 196 \dots \dots \dots 1 + 0,00367 \times 100 \\ x \dots \dots \dots 1 + 0,00367 \times t \end{array}$$

$$\frac{x}{1,696} \times \frac{1 + 0,00367 \times t}{1 + 0,00367 \times 100}; x = \frac{1,696 (1 + 0,00367 \times t)}{1 + 0,00367 \times 100}$$

1^k de hidrógeno produce 9^k de vapor de agua, el volumen de vapor producido por este kilógr. de hidrógeno en exceso será

$$\frac{1,696 (1 + 0,00367 \times t) 9}{1 + 0,00367 \times 100}$$

y el exceso de volumen producido en los gases de la combustion por 1^k de hidrógeno libre será

$$x = \frac{1,696 (1 + 0,00367 \times t) 9}{251 + 0,00367 \times 100}$$

En la práctica industrial el peso del aire introducido por 1^k de hulla varía entre 12 y 24 kilogramos; con 12^k es bastante para que haya una combustión completa; con 24^k la temperatura disminuye: generalmente el consumo en término medio es de 15^k á 18^k de aire por kilogramo de hulla.

ALFONSO NOGUES.

