

De donde el diámetro de la chimenea será:

$$D = \sqrt{\frac{2,4 \times 4}{\pi}} = 1.75 \text{ metros.}$$

E).—Este punto se resuelve de la misma manera que en la primera solución.

**Cámara de agua.**—Como por metro<sup>2</sup> de superficie de caldeo se evaporan por hora 30 kilos, en los 90 metros<sup>2</sup> de caldera se evaporarán por hora  $90 \times 30 = 2,7$  metros<sup>3</sup> de agua, los cuales serán el volumen de la cámara.

278

## ESTUDIO SOBRE EL COSTO INDUSTRIAL DEL TRANSPORTE DE CALIZA EN EL F. C. DE A. — AÑO DE 1939

Trabajo presentado por los estudiantes Rafael Duarte; Oscar Uribe, César Cano A. y Simón Pabón D., al profesor de Explotación de Ferrocarriles, Dr. Roberto Arango.

El precio de costo industrial de un artículo determinado es fácil de averiguar si se tiene itinerario fijo y condiciones de remolque fijas, ya que en tales casos puede imputar directamente los gastos que realmente le corresponden. Por ejemplo, cuando el artículo se transporta en un tren especial o cuando determinada cantidad de él se transporta en un tren de carga determinado es decir, cuando hay cierta regularidad de peso y frecuencia en su transporte.

En el caso de transporte de caliza en el Ferrocarril de Antioquia, no existe regularidad alguna, ya que aquél se verifica en góndolas que se agregan indiferentemente a todos los trenes, exceptuando el especial de pasajeros, y aún se presenta el caso de góndolas que hacen el recorrido en varios días y en varios trenes; así, no hay transporte regular, y por tanto es prácticamente imposible analizar el precio de costo industrial en función de la unidad tren-kilómetro, ni discriminar las cargas permanentes correspondientes a este transporte; además, las estadísticas del Ferrocarril no llevan clasificación de carga para cada tren, que permita conocer la composición de un tren promedio.

Hemos adoptado una cantidad estadística más general, la tonelada - kilómetro bruta de carga, que facilita repartir los gastos correspondientes a la carga en proporción al peso real del artículo y a las condiciones generales de su transporte (vagones más o menos pesados, góndolas, etc.)

El método que seguimos para averiguar el costo del transporte de una tonelada - kilómetro de caliza, consiste en partir de un costo promedio para la tonelada - kilómetro de carga bruta; de modo que sabiendo las toneladas - kilómetro brutas necesarias para transportar una tonelada - kilómetro neta de determinado artículo, bastará multiplicar el precio de costo de la tonelada - kilómetro bruta por el factor que de lo anterior resulta, para obtener el de la tonelada - kilómetro de artículo.

Los gastos totales de la explotación, es lógico imputarlos en cada cuenta, por separado, a carga y pasajeros, en la misma forma que para hallar el costo general medio. Por tal motivo tomamos del cuadro "Resumen de las cuentas que afectan el costo general medio", que a continuación insertamos, el total correspondiente a carga.

**Resumen de las cuentas que afectan el costo general medio**

**— 1<sup>a</sup> DIVISION —**

<b>Nombre de las cuentas</b>	<b>Pasajeros</b>	<b>Carga</b>	<b>Total</b>
Gastos parciales .....	223.072,10	459.385,55	682.457,65
Sost. del equipo .....	18.136,08	28.093,13	46.289,21
Gastos en Rep. del equipo	30.526,75	56.698,64	87.225,39
Gastos en exp. y transp.	163.442,50	254.778,88	418.221,38
Gastos en sost. vía y est.	216.550,66	335.441,38	551.992,04
Tráfico .....	6.085,02	9.425,86	15.510,88
Gastos generales .....	58.024,50	89.881,13	147.905,63
Servicio de la deuda ...	292.932,30	453.758,37	746.690,67
<b>TOTALES .....</b>	<b>1.008.769,91</b>	<b>1.687.462,94</b>	<b>2.696.232,85</b>

Del informe del Ferrocarril de Antioquia correspondiente al año de 1939 sacamos:

Toneladas de piedra caliza transportadas hacia Medellín 37.678,959, las que multiplicadas por los 161 kilómetros, de Sabaletas a Medellín, dan un total de 6'066.312,399 toneladas - kilómetro netas de cali-

za. El transporte se lleva a efecto en góndolas cuyo peso vacías es de 11,4 toneladas, y cargadas 30 toneladas; de modo que cada góndola transporta 18,6 toneladas de caliza; así, el total de góndolas - kilómetro cargadas, será:

$$\frac{6'066.312,399}{18,6} = 309.305 \text{ góndolas - kilómetro con caliza.}$$

De los datos del Ferrocarril sacamos los siguientes:

Góndolas - kilómetro cargadas .....	326.765
Góndolas - kilómetro vacías .....	247.217

La diferencia que se ve entre las góndolas - kilómetro cargadas, según estadística del Ferrocarril, y las cargadas de caliza que hemos deducido, corresponde a las góndolas que viajan de Medellín a Berrio cargadas con arena y cascajo, etc.

El total de toneladas brutas que necesitó el transporte de caliza fue:

Toneladas - kilómetro netas de caliza .....	6'066.312,399
Toneladas - kilómetro por peso muerto de góndolas car-	

gadas con caliza:  $309.305 \times 11,4$  ..... 3'528.357

Toneladas - kilómetro por peso muerto de las góndolas vacías: ..... 247.217 $\times 11,4$ .....	2'818.273
--	-----------

Toneladas - kilómetro brutas totales por la caliza .....	12'412.943,2
--	--------------

Las toneladas - kilómetro brutas que se movieron por tonelada - kilómetro neta de caliza son:

$$\frac{12'412.943,2}{6'066.312,4} = 2,0462$$

#### Costo medio por tonelada - kilómetro bruta de carga

El total de las toneladas - kilómetro de carga muerta movilizadas en 1939, fueron:

	Peso por carro	Recorrido	Ton. klm. cga. muerta
Refrigeradoras .....	13,000	172.248	2'239.224
Carros jaulas .....	10,935	1'008.288	11'085.629
Vagones de 20 tons. ....	12,570	1'855.675	23'325.835
Vagones de 15 tons. ....	10,673	293.875	3'136.538
Plataformas .....	12,684	481.833	6'111.570
Góndolas .....	11,400	573.982	6'543.395
Tanques .....	12,465	377.708	4'708.130
Gran total .....			57'090.501

El total de toneladas - kilómetro de carga neta fue ..... 48'193.147  
El total de toneladas - kilómetros brutas movilizadas fue 105'283.648

Según se ve en el cuadro "Resumen de cuentas que influyen en el costo general medio", el total de gastos imputables a carga es de \$ 1'687.462,94, luego el costo medio por tonelada - kilómetro es:

$$\frac{1'687.462,94}{105'283.648} = \$ 0.01602$$

Como por cada tonelada - kilómetro neta de caliza es preciso transportar 2,0462 toneladas - kilómetro brutas, el costo del transporte de cada tonelada - kilómetro de caliza será:

$$0,01602 \times 2,046 = \$ 0,0326$$

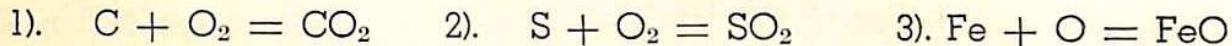
Medellín, junio de 1940.

## Combustibles

*# 279 por a pag 130 d  
195*

Apuntes del Dr. Antonio Durán.  
Profesor interno de la Facultad.

Con el nombre de combustible se designan hoy todas aquellas reacciones en las cuales se oxida u oxigena rápidamente un cuerpo con producción de calor y llama. Químicamente toda reacción de oxidación y oxigenación sencilla, es reacción exotérmica y por consiguiente desprende calor; pero unas se efectúan más rápidamente que otras. Ejemplo:



las dos primeras se efectúan rápidamente y con desprendimiento de luz y calor, la 3<sup>a</sup> se efectúa lentamente, sin desprendimiento de luz; aun cuando las tres son reacciones exotérmicas, no se consideran como combustibles sino el **C** y el **S**. Industrialmente se definen como combustibles aquellas materias que pueden arder rápidamente en el aire, desarrollando una cantidad de calor aprovechable industrialmente.

Para que la combustión siga su marcha normal hay necesidad de iniciar la combustión y elevar la temperatura hasta su punto de inflamación; este punto depende de la composición química, de la presión atmosférica y del estado de disagregación en que se encuentre el combustible; así, el carbón pulverizado arde más rápidamente

que el carbón grueso, y arde más rápidamente el hidrógeno que el azufre; lo mismo que al nivel del mar es más rápida la combustión que en las altas montañas.

Una vez encendido el combustible se mantendrá la combustión mientras el calor desarrollado sobrepase al punto de inflamación, de lo contrario se apagará cuando desaparezca el foco exterior que determinó su inflamación.

La combustión puede ser completa o incompleta. Se dice que es completa cuando el grado de oxidación es máximo, es decir, cuando el combustible llega a oxidar sus valencias, e incompleta, cuando se queda en una valencia intermedia, así:

$C + O = CO$ , será una combustión incompleta, porque el carbono no está completamente oxidado y  $C + O_2 = CO_2$  es completa, porque el óxido más alto del carbono es el  $CO_2$ . El producto de una combustión incompleta es una sustancia combustible, porque es susceptible de oxidación, así: El CO es un combustible, porque puede pasar, en presencia del oxígeno a  $CO_2$  según la reacción  $CO + O = CO_2$ .

Cuando parte del combustible se queda sin arder, la combustión se llama deficiente.

La cantidad de aire necesario para una combustión completa, se calcula fácilmente teniendo en cuenta la reacción que efectúa el combustible al oxidarse.

Pongamos como ejemplo el caso del carbono cuyo cálculo es el más usado y común.

La reacción de combustión completa es  $C + O_2 = CO_2$ . Según esta reacción vemos que 12 gramos de carbón requieren 32 gramos de oxígeno que ocupan 22.44 litros a 0 grados y 760 milímetros de presión. El Cálculo se hace para un kilogramo si el combustible es sólido, para un metro cúbico, si el combustible es gaseoso; o para un litro si es líquido.

Por tanto tendremos:	12 gramos	32 gramos
	1000	X

o sea que un kilogramo requiere 2.667 kilos de oxígeno. Teniendo el peso del oxígeno necesario, será fácil calcular el aire, si se tiene en cuenta que este está compuesto de 23.1% de oxígeno y 76.9% de nitrógeno, o sea que un kilogramo de oxígeno representa 4.33 kilos de aire, y por tanto  $2.667 \times 4.33 = 11.548$ , son los kilos de aire para

## D y n a

la combustión completa de un kilogramo de carbono. Haciendo una relación análoga se podrá obtener el oxígeno en volumen a condiciones normales. Si el volumen se quiere obtener en determinadas condiciones de presión y temperatura, bastará la siguiente fórmula bien conocida:

$$V = P \frac{1}{1.293} \times \frac{760}{b} (1 + 0.00366 t^\circ) \text{ en donde } V = \text{volumen en}$$

las condiciones deseadas.

P = peso del aire necesario.

1.293 = peso de un metro cúbico de aire en condiciones normales.

b = la altura barométrica en milímetros.

t° = la temperatura del aire en grados centígrados.

$$0.00366 = \frac{1}{273} \text{ el coeficiente de dilatación de los gases (que se supone constante).}$$

### Ejemplos.

1). Calcular el aire necesario para la combustión completa de un kilogramo de un combustible con la siguiente composición:

carbono	76.1%	oxígeno	8.8%
hidrógeno	5.1%	cenizas	10.0%

2). Calcular el aire necesario para quemar completamente un kilogramo de  $H_2S$ .

3). Aire necesario para quemar completamente un metro cúbico de **CO**.

4).—Aire necesario para quemar completamente un kilogramo de combustible de fórmula.

C	75.5%	S	0.5%
H	4.3%	N	3.2%
O	16.5%		

$$1). C + O_2 = CO_2, \text{ luego el oxígeno será } \frac{32 \times 761}{12} = 2.029 \text{ grs.}$$

$$H_2 + O = H_2O, \text{ luego el oxígeno será } \frac{16 \times 51}{2} = 408 \text{ grs.}$$

o sea en total 2.437 kgs. Restando de este valor el oxígeno que contiene

el combustible tendremos  $2.437 - 88 = 2.349$  grs., que multiplicados por 4.33 nos dará el aire necesario, de donde  $4.33 \times 2.349 = 10.17$  kilogramos de aire.

2).  $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$  esto es, que 68 gramos de  $\text{H}_2\text{S}$  requieren 96 gramos de oxígeno, entonces un kilogramo requiere

$$1000 \times 96$$

$$\text{re } \frac{1000 \times 96}{68} = 1.411 \text{ gramos de oxígeno que multiplicados por 4.33}$$

$$\text{da gramos de aire: } 1.411 \times 433 = 6.11 \text{ kilogramos de aire.}$$

3) Un metro cúbico de CO pesa  $1.25 \times 1.000 = 1.250$  gramos. Luego 28 gramos CO requieren 16 gramos de oxígeno, 1.250 gramos

$$\text{requerirán esas veces más, o sea: } \frac{16 \times 1.250}{28} = 714.3 \text{ gramos de oxígeno}$$

$$\text{que representan un peso de aire igual a } 4.33 \times 714.3 = 3.092 \text{ kls.}$$

$$4). \text{ Oxígeno para la combustión del C.} = \frac{32 \times 755}{12} = 2013 \text{ grs.}$$

$$\text{Oxígeno para la combustión del H} = \frac{16 \times 43}{2} = 344 \text{ grs.}$$

$$\text{Oxígeno para la combustión del S} = \frac{32 \times 5}{32} = 5 \text{ grs.}$$

$$\text{Total } 2362 \text{ grs.}$$

2362 menos 32 grs. que contiene el combustible da 2.330 grs. de oxígeno que multiplicados por 4.33 da 10,08 kilogramos de aire.

Para que una combustión pueda considerarse completa debe reunir las siguientes condiciones:

1). Que el combustible esté en contacto íntimo con la cantidad necesaria de aire;

2). Que el oxígeno del aire tenga tiempo de ponerse en contacto con el combustible;

3). Que se mantenga en toda la masa la temperatura más conveniente para la combustión.

Para que reúna estas tres condiciones se ha encontrado hoy que es necesario un exceso de aire sobre el calculado; exceso que variaría con la clase de combustible como también con el estado particular en el cual se encuentra; así, el exceso de aire que requieren los com-

bustibles sólidos depende, en gran parte, de su porosidad; cuanto más poroso más exceso exigirá para arder completamente en un punto dado, por presentar mayor superficie de ataque. A igualdad de peso de aire, un combustible poroso o pulverulento producirá mayor cantidad de óxido de carbono, por ser deficiente el oxígeno, que otro más denso y en trozos más gruesos. Los combustibles que al arder se aglutan o se esquistan, tienden a producir combustiones incompletas, por obstruir el paso del aire. El exceso de aire para los combustibles sólidos se ha calculado que varía entre un 50% a 100% del aire teóricamente necesario. En algunos casos puede ser hasta de 125%, pero en ningún caso debe ser menor que un 50%.

El fenómeno de combustión va siempre acompañado de luz, la cual se manifiesta unas veces como simple incandescencia (carbón de leña y coque), otras veces con formación de llama, como ocurre al quemar gases y carbones que contengan sustancias volátiles. Los gases arden con llama de gran longitud, pero las hullas, que contienen sustancias volátiles, dan llama corta. Esta longitud de la llama da origen a la clasificación de hullas en: hullas de llama larga y hullas de llama corta, según que contengan muchas o pocas sustancias volátiles.

La llama de una combustión puede ser oxidante, neutra o reductora. La llama oxidante es aquella en la cual se encuentra totalmente oxidado el combustible y generalmente es incolora o ligeramente azulada; la llama es reductora en la zona donde el combustible está parcialmente quemado y generalmente es de color amarilloso o rojizo; la llama neutra es una zona intermedia, casi imposible de localizar.

El calor de una combustión puede transmitirse de dos maneras: por convección y por radiación. Lo primero ocurre cuando el combustible no produce llama y lo segundo se consigue con los combustibles que producen llama. Algunos sostienen que la única manera de aprovechar racionalmente el calor es por radiación; pero la experiencia ha demostrado, a diario, que el contacto directo de la llama con los cuerpos sólidos es mucho más ventajoso. Para que la llama pueda formarse con facilidad, se acostumbra hoy construir las cámaras de combustión más amplias que antiguamente.

### Temperatura de inflamación de algunos combustibles

Combustibles gaseosos	Temperaturas	Combustibles sólidos	Temperaturas
Hidrógeno	585	Turba seca	225
Oxido de carbono (Co) húmedo	651	Hulla	326
Etileno	543	Carbón vegetal obtenido a 350°	360
Acetileno	429	Carbón vegetal obtenido a	
Ácido sulfídrico	364	1.250°	650
Metano	700	Antracita	700
Etano	580	Coque	700
Benceno	406	Leña de pino	395
Gas de alumbrado	580		
Gas de agua	650		
Gas pobre, carburado	650		

Combustibles	Cantidad de combustible necesario para quemar un kilo de combustible.		Peso de nitrógeno correspondiente al aire seco.	
	Oxígeno kg.	Aireco kg.		
Carbono	1.333	5.777	CO	2.233
Carbono	2.667	11.555	CO <sub>2</sub>	3.667
Oxido de carbono	0.571	2.472	CO <sub>2</sub>	1.571
Hidrógeno	8.000	34.664	H <sub>2</sub> O	9.000
Metano CH <sub>4</sub>	4.000	17.332	CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	2.75-2.25
Eteno C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	3.429	14.858	CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	3.14-1.29
Hierro. Fe	0.286	1.238	FeO	1.286
Hierro. Fe	0.429	1.857	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	1.439
Silicio	1.143	4.953	SiO <sub>2</sub>	2.143
Fósforo	1.290	5.586	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	2.290
Manganoso	0.291	1.261	MnO	1.291
Azufre	1.000	4.333	SO <sub>2</sub>	2.000

Se entiende por humos los gases formados en la combustión completa de un combustible. La composición de los humos varía necesariamente con la composición del combustible; así, por ejemplo, al quemar carbono puro, los humos estarán formados por CO<sub>2</sub> y el nitrógeno contenido en el aire de la combustión. Si se quema una hulla compuesta de carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, los humos estarán formados de CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O (vapor) + N.

El cálculo de los humos producidos en una combustión, es un factor indispensable para el diseño de hornos, o mejor dicho, de lugares

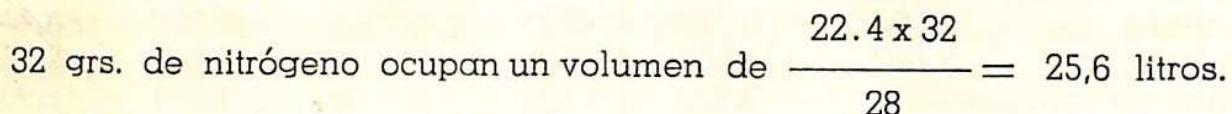
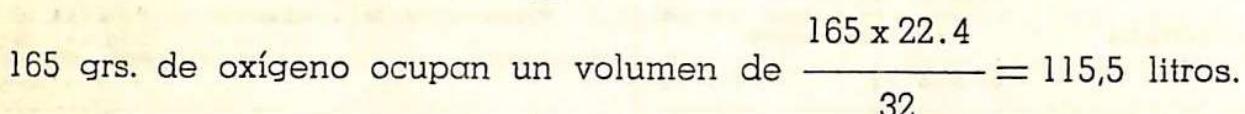
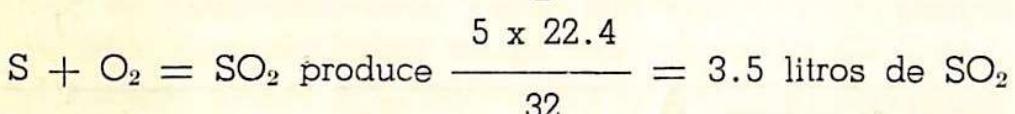
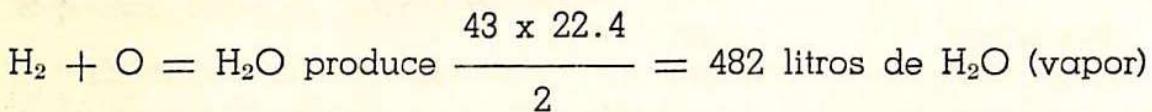
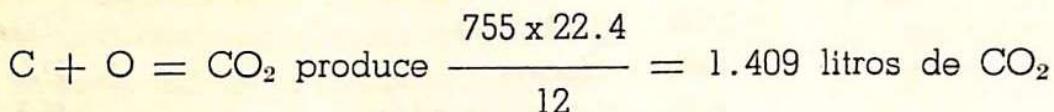
## D y n a

de combustión y está basado, como el cálculo del aire, en la reacción molecular que efectúa el combustible al arder.

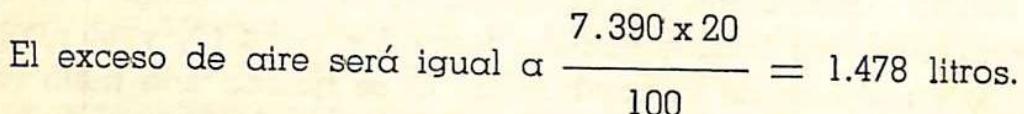
Tomemos como ejemplo, para los humos, el combustible del problema 4) cuya composición es la siguiente:

C	7.55 %	S	0.5 %
H	4.3 %	N	3.2 %
O	16.5 %		

Y supongamos que se quema con un 20% de exceso de aire:



El oxígeno necesario para la combustión será igual a  $1.409 + 241 + 3.5 = 1.538$  litros. Por el cálculo anterior se ve que el oxígeno para la combustión del carbono es igual en volumen al  $CO_2$  producido; el oxígeno para la combustión del hidrógeno es igual a la mitad volumen de vapor de agua formado y el oxígeno para la combustión del azufre es igual al volumen de  $SO_2$  producido. A la suma de estos volúmenes se le resta el volumen de oxígeno que contiene el combustible. La cantidad de oxígeno calculada, multiplicada por 4.805 nos dará el aire necesario o sea:  $1.538 \times 4.805 = 7.390$  litros de aire que contiene 5.852 litros de nitrógeno y 1.538 litros de oxígeno.



Los humos estarán compuestos de:

1.409 litros de  $CO_2$

482 litros de  $H_2O$  (vapor)

3.5 litros de  $SO_2$

25.6 litros de N (contenido en el combustible)  
5.852 litros de N (contenido en el aire necesario)  
1.478 litros de aire en exceso.

---

9.250.1 litros de **humos** o sea  $9.25 \text{ m}^3$

La cantidad de  $\text{CO}_2$  en los humos tiene su valor promedio para los distintos combustibles, así:

Por la combustión de coque	20.5% de $\text{CO}_2$
" " " hulla negra	19.2% de $\text{CO}_2$
" " " hulla regular	18.8% de $\text{CO}_2$
" " " lignito	18.2% de $\text{CO}_2$
" " " aceite	15 % de $\text{CO}_2$
" " " gas de alumb.	12 % de $\text{CO}_2$

Este porcentaje se encuentra fácilmente calculando los humos sin exceso de aire, tal como se vio anteriormente, de tal manera que es un porcentaje teórico. Conociendo este valor y midiendo prácticamente los humos reales que salen por la chimenea, se puede, por simple división, determinar el exceso de aire.

Según ha demostrado la experiencia, hogares regulares con carbón, tienen en los humos de 10 a 12% de  $\text{CO}_2$  (con parrillas automá-

ticas de 12 a 14%), que corresponde a un exceso de aire de  $\frac{12}{20,5} = 0.6$

o sea un 60% aproximadamente.

Para la determinación práctica del % de  $\text{CO}_2$  en los humos, se puede seguir cualquiera de los métodos analíticos conocidos para éste (recogerlos en agua de cal). Pero la industria tiene hoy aparatos rápidos que miden continuamente y de manera automática la composición de los humos.

La temperatura de los humos al salir de las chimeneas varía entre  $250^\circ \text{ c.}$  y  $300^\circ \text{ c.}$  Lo más corriente hoy en la industria es considerarlos como a  $300^\circ \text{ c.}$

Para determinar el efecto de un combustible hay que distinguir entre su energía y su intensidad. La energía calorífica o potencia calorífica es la cantidad de calor que produce la combustión completa de una cantidad dada de combustible y es independiente del tiempo que se emplee en la combustión. La intensidad calorífica o efecto se mide por la elevación de temperatura que ocasiona la combustión completa de una cantidad determinada de combustible en condicio-

nes normales de temperatura y presión; esta máxima elevación teórica de temperatura es inversamente proporcionada al tiempo invertido en producirla.

### Potencia calorífica

Se entiende por potencia calorífica la cantidad de calor que suministra un kilogramo de combustible sólido, un litro de combustible líquido o un metro de combustible gaseoso.

Se toma como unidad de calor la **caloría gramo** o caloría menor (abreviadamente cal.) y se define diciendo que es la cantidad de calor necesaria para elevar de 0 a 1° c. la temperatura de un gramo de agua. Berthelot estableció una unidad 1.000 veces mayor que denominó caloría kilo, o mejor, según él, la cantidad de calor necesaria para aumentar en 1 grado la temperatura de un kilogramo de agua; otros han definido la misma unidad como la cantidad de calor necesaria para elevar un gramo de agua desde 10° c. hasta 1.010° c. Se representa por la letra C.

Los ingleses han tomado como unidad de calor la **unidad térmica inglesa**. (B. T. U.) que es la cantidad necesaria para elevar en 1° Fahr., la temperatura de una libra inglesa de agua (453 grs. de agua).

Según las unidades anteriores podemos establecer una relación entre ellas, así:

Una caloría mayor	= 3.968 B. T. U.
Un B. T. U.	= 0.252 calorías mayores.
Una caloría mayor por kilo	= 1.793 B. T. U. por libra.
Una B. T. U. por libra	= 0.556 calorías mayores por kilo

La potencia calorífica de los combustibles se puede determinar directamente en el laboratorio una vez conocida su composición elemental o directamente por medio de aparatos propios para el caso, llamados calorímetros. El cálculo de la potencia calorífica, conociendo el análisis elemental de los combustibles, se puede hacer con bastante aproximación conociendo los calores de formación de los humos o el calor desarrollado por los distintos componentes del combustible. La potencia calorífica es igual a la suma de dichos calores. Este método fue propuesto por Dulong; su fórmula para combustibles que contengan C% de carbono; 4% de hidrógeno y O% de oxígeno, en la combustión de un kilogramo, en el caso de que el agua formada esté en estado líquido, es:

$$\text{Potencia calorífica} = \frac{8080 \text{ C} + 34.200 (\text{H} - \frac{1}{8} \text{ O})}{100}$$

De esta fórmula se deduce que no se ha tenido en cuenta sino el hidrógeno libre, es decir, el que resta después de sacar el necesario para saturar el oxígeno del combustible ( $\frac{1}{8}$  del peso del oxígeno que es la relación molecular de estos elementos al formar  $\text{H}_2\text{O}$ ).

Si el combustible tiene  $\alpha\%$  de agua higroscópica, entonces el calor empleado en evaporar dicha agua disminuye la potencia calorífica y por tanto la fórmula quedará reducida a la siguiente:

$$\text{P. C.} = \frac{8080 \text{ C} + 34.200 (\text{H} - \frac{1}{8} \text{ O}) - 600 \alpha}{100} \quad \text{en donde 600 representa}$$

el número de calorías necesarias para elevar de  $4^\circ$  a  $100^\circ$  c. un kilogramo de agua.

En las fórmulas anteriores se supuso la potencia calorífica del hidrógeno igual a 34.200, pero este valor es exacto en el caso de que el agua formada sea líquida, pero como se debe tomar 28.900 que es la potencia calorífica del hidrógeno, la fórmula nos quedará:

$$\text{P. C.} = \frac{8080 \text{ C} + 28.900 (\text{H} - \frac{1}{8} \text{ O}) - 600 \alpha}{100}$$

En el caso de que el combustible contenga azufre hay que tener en cuenta también la potencia calorífica de éste, o sean 2200 cal./kilo, en el caso de que el producto sea  $\text{SO}_2$  gaseoso. Como en la combustión del azufre siempre se forman pequeñas cantidades de  $\text{SO}_3$ , hoy se toma como potencia calorífica media del azufre 2.300 C. La fórmula, teniendo en cuenta el S%, quedará:

$$\text{P. C.} = \frac{8080 \text{ C} + 28.900 (\text{H} - \frac{1}{8} \text{ O}) + 2500 \text{ S} - 600 \alpha}{100}$$

Simplificando un poco tendremos:

$$\text{P. C.} = 80,80 \text{ C} + 290 (\text{H} - \frac{1}{8} \text{ O}) + 25 \cdot \text{S} - 6 \alpha = \text{calorías/kilo.}$$

A veces se expresa la potencia térmica de los combustibles por el número de kilogramos de agua que puede vaporizar un kilogramo de combustible y para el efecto se ha establecido la siguiente relación P. C.

— llamado efecto de evaporación teórico. El término 639 representa 639

## D y n a

el número de calorías necesarias para elevar de 0° a 100° c. la temperatura de un kilogramo de agua.

Además de las fórmulas de Dulong, los ingenieros Gmelin, Goutal, Lenoble y otros, han propuesto fórmulas que todas ellas deben ser inexactas, porque suponen que los elementos combustibles (carbono, hidrógeno y azufre) se encuentran presentes en forma elemental y que el oxígeno se encuentra siempre combinado con el hidrógeno. Es claro que esto no es así, pues los combustibles son compuestos muy complejos que se han formado de los elementos, bajo consumo o desprendimiento de cierta cantidad de calor, llamado calor de formación. El azufre, por lo menos en las hullas, se encuentra como sulfuros, generalmente de hierro. Por lo general las cifras encontradas por estas fórmulas pecan por exceso.

Siempre que se deseé un valor exacto hay necesidad de calcular la potencia calorífica prácticamente, usando para ello los calorímetros.

**Gmelin** da la fórmula empírica siguiente:

P. C. = 80 [100 - (h - c)] - 6 α x h, en la cual **c** representa el tanto por ciento de cenizas y **h** por ciento de humedad; **α** es una constante; vale:

$$\begin{array}{llllllllll} \text{si} & h = & 3 & 3 \alpha & 45 & 4.5 \alpha & 8.5 & 8.5 \alpha & 12 & 12 \alpha & 20 & 20 \alpha & 28 & 82\% \\ & \alpha = & -4 & 6 & & 12 & & 10 & & 8 & & 6 & & 4 \end{array}$$

Goutal calcula la potencia calorífica de un kilogramo de carbón por la fórmula:

P. C. = 80 [100 - (h - c)] - 6 α x h, en la cual **c** representa el tan-hidrocarburos un coeficiente que varía con la relación

$$V' = 100 \frac{V}{C + V}, \text{ es decir. La tabla siguiente da valores de } \alpha$$

para carbonos en que **V'** no pase de 40%.

V' %	α cal.	V' %	α cal.	V' %	α cal.	V' %	α cal.
1 α 5	100	14	120	24	104	34	95
5	145	15	117	25	103	35	94
6	142	16	115	26	102	36	91
7	139	17	113	27	101	37	88
8	136	18	112	28	100	38	85
9	133	19	110	29	99	39	82
10	130	20	109	30	98	40	80
11	127	21	108	31	97	—	—
12	124	22	107	32	97	—	—
13	122	23	105	33	96	—	—

**Lenoble**, eliminando el coeficiente  $\alpha$ , simplificó la fórmula de Goutal del modo siguiente:

$$P. C. = 82 c. + 73,66 V + 98 \left( \frac{c + v}{7 C. V} \right) = \text{calorías.}$$

Como esta fórmula no resulta aplicable a los carbones con potencia calorífica superior a 8.700 calorías, se propuso entonces la fórmula:

$P. C. = 87.4 (100 - K)$ , siendo  $K$  la suma de los porcentajes de humedad y de cenizas que contiene el carbón.

**Ejemplos de algunos cálculos, empleando dichas fórmulas.**

1º Calcular la potencia calorífica de una hulla cuya composición es la siguiente:

humedad	2.45%	nitrógeno	1.24%
carbono	73.64%	azufre	2.34%
hidrógeno	5.06%	cenizas	8.25%
oxígeno	9.47%		

El hidrógeno no combinado será igual a  $5.06 - \frac{9.47}{8} = 3.88\%$ .

Aplicando la fórmula de Dulong, tendremos:

$$P. C. = 80,80 \times 73,64 + 290 \times 3,88 + 25 \times 2,34 - 6 \times (2,45 + 5,06 + 8 \times 5,06).$$

$$P. C. = 7133,5 - 288,94 = 6.844,56 \text{ calorías.}$$

**Según la fórmula de Gmelin:**

$$P. C. = 80 [100 - (2,45 + 8,25)] - 6 (- 4 \times 2,45) = 7.202 \text{ calorías.}$$

Calcular la potencia calorífica de una hulla, según la fórmula de Goutal, si está compuesta de:

materias volátiles	10.05%	humedad	1.80%
carbono fijo	86.70%	cenizas	1.45%
		10.05	

$$\text{Tendremos: } V' = 100 \frac{10.05}{86.70 + 10.05} = 10.40\% \text{ para este}$$

valor de  $V'$  corresponde según la tabla, un valor para  $\alpha = 129$ , luego,

$$P. C. = 82 \times 86.70 + 129 \times 10.05 = 8406 \text{ calorías.}$$

**Según la fórmula de Lenoble:**

$$87.4 \times 100 - (180 + 1.45) = 87.4 \times 96.75 = 8.455 \text{ calorías.}$$

Cuando los combustibles son gaseosos, se calcula la potencia

## D y n a

calorífica de una manera más sencilla, puesto que basta solamente sumar las potencias caloríficas o calores de combustión de los distintos elementos que componen el gas, así:

Calcular la potencia calorífica de un gas pobre cuya composición es la siguiente:

Componentes	Potencias caloríficas	Calorías dadas
nitrógeno	67% en peso _____	_____
CO <sub>2</sub>	7%	_____
CO	21%	2.430
H	1%	29.030
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	3%	11.492
CH <sub>4</sub>	1%	12.000
		126.5 calorías.

Como la potencia calorífica de los combustibles gaseosos se da siempre por metro cúbico, basta hacer la reducción de peso a volumen y entonces tendremos:

22.4 lts. 28.N.	Nº X	$= \frac{22.4 \times 67}{28} = 53.6$ litros de N.
X	76	
22.4	44 gr. CO <sub>2</sub> Nº X'	$= \frac{22.4 \times 7}{44} = 3.56$ litros de CO <sub>2</sub>
X'	7	
22.4	28 gr. CO Nº X''	$= \frac{22.4 \times 21}{28} = 16.80$ litros de CO
X''	21	
24.4	2 gr. H Nº X'''	$= \frac{22.4}{2} = 11.2$ litros de H.
X'''	1	
22.4	26 gr. C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> Nº X''''	$= \frac{22.4 \times 3}{26} = 2.58$ litros de C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>
X''''	3	
22.4	16 gr. CH <sub>4</sub> Nº X'''''	$= \frac{22.4}{16} = 1.5$ litros de CH <sub>4</sub>
X'''''	1	

La suma de todos estos volúmenes es 89.24 litros que pesan 100 gramos y producen 126,5 calorías.

89.24 litros de gas dan 126,5 calorías;

1.000 litros del mismo gas darán un número de calorías igual a:

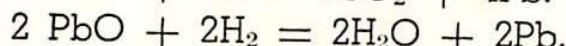
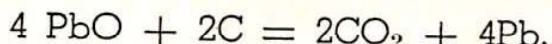
$$P. C. = \frac{126.5 \times 1000}{89.24} = 1.417.52 \text{ calorías.}$$

### Determinación experimental de la potencia calorífica

El método más sencillo para la determinación de la potencia calorífica de los combustibles sólidos, es el propuesto por Berthier y que está basado en la teoría de Welter, según la cual **el calor desarrollado por la combustión completa, es proporcional a la cantidad de oxígeno consumido.** Esta teoría no es completamente exacta, porque mientras un kilogramo de oxígeno al combinarse con carbono

8080  
y producir  $\text{CO}_2$  da — calorías, el mismo kilogramo de oxígeno al  
32  
combinarse con hidrógeno para producir agua producirá — ca-  
29,000  
lorías que son, como se ve, dos valores completamente distintos.  
16

Por otra parte las reacciones:



muestran que 12 gramos de carbono reducen la misma cantidad que 4 gramos de hidrógeno o lo que es lo mismo que 3 kilogramos de carbono reducen la misma cantidad de PbO que un kilogramo de hidrógeno.

Berthier propuso oxidar el combustible con PbO y luego pesar el botón de plomo resultante. Este método fue propuesto para determinar la potencia calorífica de los carbones naturales y después se ha extendido a otros combustibles a base de carbono. Como el resultado se basa en la combustión del carbono, el valor obtenido por este método será inferior al verdadero y el error tanto más grande cuanto mayor sea el tanto por ciento de hidrógeno libre.

La determinación se lleva a cabo de la manera siguiente:

Se pesa un gramo del combustible finamente triturado (si se trata de madera se convierte en aserrín y si de císcos de cereales, se deseca y se tritura) y se mezcla con 40 gramos de PbO finamente dividido; luego se coloca la mezcla en un crisol de arcilla, luego se agregan 2 grs. de mezcla formada de partes de carbonato de sodio y 30 partes de borax, sobre la mezcla se coloca una capa delgada de

## D y n a

PbO. Luego se tapa el crisol y se bordea la tapa con arcilla. Hay que tener cuidado de que la mezcla no cubra más de la mitad del crisol. Se coloca el crisol en un horno de reducción o de mufla y se calienta hasta que no se produzcan gases. Una vez terminada la fusión se saca el crisol, se sacude un poco y se deja enfriar. Una vez frío, se quiebra y pesa el botón de plomo.

El cálculo se efectúa de la siguiente manera:

$2 \text{PbO} + \text{C} = 2 \text{Pb} + \text{CO}_2$ . Según esta reacción vemos que 12 grs. de carbón reducen 446 gramos de PbO que dan un botón de 414 grs.

de Pb. y por tanto un gramo de carbono dará  $\frac{414}{12} = 34.5$  gramos de

Pb. Si en un ensayo se obtiene un botón de peso  $c$  la cantidad de carbono que tenía el combustible será igual a  $\frac{c}{34.5}$  gramos. Su-

pongamos que en un ensayo se obtiene un botón de plomo que pesa 25 gramos, entonces la cantidad de carbón que hay en el gramo

de combustible será igual a  $\frac{25}{34.05} = 0.754$  grs. de carbono; ahora

sabemos que 1.000 gramos de carbono dan 8080 calorías, basta saber la relación y tendremos.

$$\text{P.C.} = \frac{724 \times 8080}{1000} = 5.849.92 \text{ calorías.}$$

Algunos metalurgistas aconsejan sustituir el PbO por PbCl<sub>2</sub>, que es menos corrosivo y más fusible que el litargirio. Se prepara fundiendo 3 partes de PbO y una de PbCl<sub>2</sub> en un crisol de arcilla y pulverizando esta masa después de fría.

**Nota.** Este método se emplea en metalurgia para determinar el poder reductor de los minerales.

(Continuará en el próximo número)

280

# Geología

## SOBRE EL ORDOVICIANO DE ANTIOQUIA

Trabajo presentado al VIII Congreso Científico Americano por Gerardo Botero Arango, profesor de Geología en la Facultad Nacional de Minas de Medellín, Colombia.

### INDICE

- Resumen.
- Introducción.
- Geología General.
- a). El batholito antioqueño.
- b). Las rocas metamórficas del este.
- c). Los fósiles.

Mayo de 1940.

### RESUMEN:

El objeto de este trabajo es presentar algunas consideraciones generales sobre el Ordoviciano de Antioquia. La región estudiada se extiende entre 0° y 1,5° longitud oeste de Bogotá, y 5,5° y 8° latitud norte.

Geológicamente puede dividirse en dos regiones: La primera del este, formada por una intrusión ígnea de carácter batholítico, dominante cuarzo-diorítica; es por su extensión una de las más grandes conocidas en este tipo de roca, pues abarca cerca de 8.000 kms<sup>2</sup> y esta es la primera vez que se presenta en la literatura geológica en su carácter de batholito. La segunda región al oeste comprende una serie de rocas metamórficas, especialmente esquistosas, cuarcíticas y calizas, que en un único lugar han dado una fauna de graptólites (*Didymograptus*). Esta fauna ha sido diversamente interpretada, y el autor se inclina a considerarla como Ordoviciano inferior. Es interesante anotar la persistencia de los Andes como camino de sinclinales desde el Paleozoico inferior hasta el Mioceno, estableciendo la correlación con depósitos similares de Bolivia y el Perú.