

5157 20864
69-542 C21

✓ 1000

ESCUELA SUPERIOR DEL PROFESORADO "FRANCISCO MORAZAN"

DEPARTAMENTO DE FORMACION TECNICA Y DOCENTE

SECCION CIENCIAS NATURALES



Determinación de la Capacidad Calorífica del Carbón Vegetal en Honduras

PRESENTADO POR

RONNIE CARACCIOLI G.

PREVIA OPCION AL TITULO DE

**PROFESOR DE EDUCACION MEDIA EN
CIENCIAS NATURALES**

Aesor: Dr. CESAR A. RODRIGUEZ

12008

TRABAJO DE INVESTIGACION

APROBADO POR: _____

ASESOR.

Rea Cruz

DEPARTAMENTO DE INVESTIGACION EDUCATIVA

EXAMINADOR

EXAMINADOR.

EXAMINADOR

TEGUCIGALPA. D.C. HONDURAS 1977.



I N D I C E

R	RESUMEN	
	PLAN DE TRABAJO	
	INTRODUCCION.	
	<u>CAPITULO I</u>	
	Revisión Bibliográfica	8
	<u>CAPITULO II</u>	
	Metodología	27
	<u>CAPITULO III</u>	
	Presentación de Resultados	43
	<u>CAPITULO IV</u>	
	Conclusiones y Sugerencias.	51
	<u>CAPITULO V</u>	
	Bibliografía	52

... ..

RESUMEN

En este trabajo se presenta un método para determinar la capacidad calorífica del carbón vegetal y el resultado corresponde a una muestra obtenida experimentalmente a partir de madera de pino hondureño en Agalteca.

- - -

PLAN DEL TRABAJO

A continuación se hace una descripción de los pasos a seguir en la presente investigación:

1.- Revisión Bibliográfica Sobre Calorimetría en General.

Para sacar un concepto general sobre calorimetría consulté - los siguientes libros; física general, física química, química general; cuyos autores son:

GEARS W. FRANCIS.

KLEIBER Y STALELLA

JEROME L. ROSENBERG.

2.- Información Sobre las Normas Utilizadas para hacer el Ensayo.

El Jefe del departamento de física de la U.N.A.H. Dr. César Augusto Rodríguez, me proporcionó las normas A.S.P.M-para la - realización de este trabajo, estas normas fueron traducidas - del inglés al español.

3.- Montaje del Equipo Necesario:

El montaje del equipo lo realicé en la bodega de física de la U.N.A.H. con ayuda del Dr. Rodríguez, ingeniero Daniel Rojas, y un estudiante de ingeniería mecánica.

La facultad de química y farmacia nos prestó un tanque de - oxígeno de mayor pureza que el que teníamos en la bodega, ya -

que para este trabajo necesitamos que el oxígeno tenga una fuerza de por lo menos 99.95%.

4.- Standardización del Equipo

La estandarización del equipo la realicé con ayuda de un estudiante de ingeniería mecánica, el ingeniero Rojas, el Dr. Rodríguez algunas veces.

Para este trabajo se necesitan dos personas, una para que esté chequeando la temperatura y el otro para ir anotando los datos en una tabla de valores. Luego estos datos se grafican para determinar la variación de la temperatura; después de varios ensayos se saca un promedio general.

La muestra que use para estos ensayos fueron pastillas de ácido benzoico.

INTRODUCCION

A.- Problema.

Desde hace muchos años se ha reconocido la importancia del carbón vegetal como agente combustible y reductor en la producción de arrabio, un hierro con alto contenido de carbono y otras impurezas que sirve a su vez de materia prima para la producción de aceros. En el área latinoamericana son bien conocidas las experiencias en este campo, de algunas empresas siderúrgicas del Brazil y Argentina.

La facilidad de usar el carbón para fines siderúrgicos es de gran interés para países que, como Honduras no poseen yacimientos importantes de carbón mineral aptos para esos fines.

La Empresa Altos Hornos de C.A., S.A. ha venido realizando desde hace diez años experiencias de carbonización con maderas de pino y de roble vistas a desarrollar la capacidad técnica y necesaria para abastecer de carbón a una futura planta productora de arrabio y acero en la zona de Agalteca.

La Empresa mencionada ha hecho en repetidas oportunidades, evaluaciones de la calidad de carbón producido en Agalteca con el objeto de establecer su aptitud para el uso que se le pretende dar. Estas evaluaciones comprenden la realización de arrabios

químicos, para establecer por ejemplo: el contenido de azufre el cual es indeseable, determinaciones del contenido de humedad, cenizas y materias volátiles y una ~~serie~~ de otras pruebas físicas para establecer la granulometría, la resistencia a ~~elaboración~~ y al desgaste por caída y la " capacidad calorífica".

Hasta la fecha todas esas pruebas exceptuando la determinación de la capacidad calorífica, se han podido realizar localmente y dicho sea de paso han demostrado que el carbón producido con nuestras maderas es de excelentes características.

Puesto que en el futuro se demandará con frecuencia la realización de toda esa serie de ensayos , se va considerando muy necesario poner a punto de prueba la capacidad calorífica que anteriormente se ha realizado en el exterior. Así se complementarían las facilidades locales para caracterizar en forma completa los lotes de carbón que se produzcan en los primeros años. La factibilidad de este trabajo se vió favorecida por el hecho de que la U.N.A.H. existe todo el equipo necesario para realizar la prueba. De manera que solamente necesitamos buscar el método aconsejable y proceder a montar y calibrar el equipo con muestras patrones que también existen en la U.N.A.H. Al final se pudo hacer una determinación de una muestra de carbón vegetal hondureño.



B.- Objetivos de esta Investigación

- 1.- Determinar la capacidad calorífica del carbón vegetal producido en Honduras.
- 2.- Establecer la aptitud que tiene para fines siderúrgicos el carbón vegetal producido en Honduras.

C A P I T U L O I

REVISION BIBLIOGRAFICA

Este capítulo trata los conceptos fundamentales de calor como una forma de energía, calor como energía mecánica, equivalente mecánico del calor, principales escalas de temperatura, calor específico calorimetría en general.

A.- El Calor una Forma de Energía.

Anteriormente se creía que el calor era un fluido invisible e imponderable llamada calórico, que se producía cuando una sustancia se quemaba, y que podía transmitirse por conducción de un cuerpo a otro. El abandono de la teoría del calórico forma parte del avance general de la física durante los siglos XVIII y XIX. Los dos científicos a quienes principalmente se deben los puntos de vista que sostenemos hoy fueron: el Conde Rumford (1753-1814) nacido en Woburn Massachusetts) y Sir James Prescott Joule.

Rumford, fué comisionado por el gobierno de Baviera para dirigir el taladro de los cañones.

Para evitar el calentamiento excesivo, el taladro del cañón se mantenía lleno de agua y como ésta hervía durante el proce-

so del taladro, el depósito tenía que rellonarse continuamente. Se admitía que para hervir el agua había que suministrarle calórico, y la producción continua de calórico se explicaba por la hipótesis de que cuando la materia se dividía finamente (como su cedía en el proceso de taladro) disminuía en capacidad para retener el calórico el cual, desprendido de esta forma, hacía hervir el agua.

Rumford observó, sin embargo, qu el agua de refrigeración continuaba hiviendo cuando la herramienta se ponía tan roma que no cortaba. La herramienta roma constituía aparentemente un depósito inextinguible de calórico mientras que realizaba el trabajo para hacer girar la herramienta.

Ahora bien uno de los hechos que justifican nuestra aceptación de muchas ideas abstractas en física es que obedezcan a un principio de conservación. En este caso se estaba en presencia de un proceso en el cual habian dos magnitudes que no obedecían al principio de conservación. La energía mecánica no se conservaba puesto que se gastaba continuamente trabajo, y el calórico no se conservaba, pueg to creaba continuamente.

Aunque Rumford no expresó sus ideas exactamente de este modo, vió la oportunidad de eliminar simultáneamente las cosas de no conservación y, al mismo tiempo, de ampliar el principio de conserva -

ción de la energía tal como era entonces entendida, y aseguró que lo que se había interpretado anteriormente ^{como una} entidad distinta, esto es, el calórico era en realidad simplemente energía en otra forma.

El proceso no era la desaparición continua de una cosa y la aparición de otra, sino, sencillamente la transformación de la energía de una forma a otra. Como diríamos hoy la energía mecánica se transformaba continuamente en calor, y el proceso constituía un ejemplo del principio de conservación de la energía.

Rumford realizó algunas medidas de las cantidades de trabajo efectuadas y del agua de refrigeración que se evaporaba pero sus experiencias no fueron de gran precisión.

Cuando Joule en el intervalo de 1843-1878, demostró que cada vez que una cantidad dada de energía mecánica se transformaba en calor se obtenía siempre la misma cantidad de este, quedó definitivamente establecida la equivalencia del calor como dos formas de la energía.

Hay naturalmente procesos para cuya interpretación es enteramente satisfactoria la teoría del calórico. Cuando el calor pasa por conducción de un cuerpo a otro, o cuando en un calorímetro se mezclan sustancias a temperaturas diferentes, al calor se conserva, y para tales procesos la teoría del calórico es perfectamente adecuada.

Cantidad del Calor.

El calor como la energía mecánica es una cosa intangible, y una undad de calor no es algo que puede conservarse en un laboratorio - de medidas. La cantidad de calor que interviene en un proceso se - mide por algún cambio que acompaña a este proceso: y una unidad de calor se define como el calor necesario para producir alguna transformación tipo convenida. Citaremos tres de estas unidades, la caloría- Kilogramo, la caloría - gramo y la unidad térmica británica (Btu).

La caloría kilogramo es la cantidad de calor que ha de suministrarse a un kilogramo de agua para elevar su temperatura en un grado - centígrado.

La caloría gramo- es la cantidad de calor que ha de suministrarse a un gramo de agua para elevar la temperatura en un grado centígrado.

La Btu es la cantidad de calor que ha de suministrarse a una libra de agua para elevar su temperatura en un grado Fahrenheit.

La caloría gramo se usa en física y química mucho más que la calo-ría- kilogramos y de ahora en adelante, a menos que se diga otra - cosa, utilizaremos la expresión caloría para referirnos únicamente a la caloría gramo.

Las unidades de calor que acabamos de definir varían un poco con la temperatura inicial del agua, es decir, si la elevación de temperatura es de 0 - 1 y de 47 - 48 etc, conviene, utilizar generalmente el intervalo de temperatura entre 14.5 a 15.5 °C. Y en las unidades inglesas el intervalo de temperatura entre 63 f a 64 f; para la mayor parte de los fines, la diferencia es lo bastante pequeña para que pueda despreciarse. Es esencial que la distinción entre cantidad de calor y temperatura se interprete con toda claridad. Generalmente suelen confundirse estas expresiones - supongamos dos recipientes, uno de los cuales contiene una pequeña y el otro una gran cantidad de agua, si lo colocamos sobre mecheros de gas, idénticas y los calentamos durante el mismo tiempo es evidente que, teniendo esto la temperatura de la pequeña cantidad de agua se habrá elevado más que la de la grande.

En este ejemplo se ha suministrado la misma cantidad de calor a cada recipiente de agua, pero el incremento de temperatura no es el mismo en los dos casos.

Por otra parte supongamos que ambos recipientes se los encuentra inicialmente a una temperatura de 20 °C. y que se calientan hasta 90 °C. Es evidente que hay que suministrar más calor al recipiente que contenga más cantidad de agua.

La variación de temperatura es la misma para ambos casos pero las

cantidades de calor suministradas son muy distintas.

B. Equivalente Mecánico del Calor.

La energía en forma mecánica se mide en kilográmetros, ergios - julias o libras- pie; la energía en forma calorífica se mide - en calorías o en Btu. Puede encontrarse la relación de magnitud entre las unidades caloríficas y las unidades mecánicas - mediante una experiencias, en la cual una cantidad medida de - energía mecánica se transforma en una cantidad determinada de calor. Las primeras experiencias precisas fueron realizadas - por joule, utilizando un aparato en el cual unas pesas que caen hacen girar un conjunto de pelotas, dentro de un reci- piente que contiene agua.

La energía transformada se midió en unidades mecánicas, conociendo el peso de los cuerpos y su descenso y en unidades de - calor, a partir de la masa de agua y de elevación de temperatu- ra. En métodos más recientes y precisos, la energía eléctrica se convierte en calor en una resistencia sumergida en agua. Los mejores resultados obtenidos dan:

4,186 julios	=	1	cal
4,186 julios	=	1	Kcal
427,1 kgr	=	1	Kcal
778 Lb-pie	=	1	Btu

Es decir que 427.1 Kgm de trabajo mecánico elevaron la temperatura de 1 Kg de agua en 1 °C cuando se convierten en calor.

El valor exacto del equivalente mecánico del calor, depende del intervalo de temperatura utilizando para definir la caloría a la Btu. Para evitar esta confusión, una comisión internacional convino en determinar exactamente la caloría -Kilogramo como:

$1/860 \text{ Kw-h}$. Entonces por definición, $1 \text{ cal} = 4,18605 \text{ julios}$, y $1 \text{ Btu} = 778,36 \text{ libras-pie}$. De esto se deduce que $1 \text{ Btu} = 251.996 \text{ cal}$.

C. La Temperatura y su Medición. Escala de Temperatura.

Rosenberg (1973; 13-14) define la temperatura como la propiedad de un cuerpo que determina el flujo de calor.

Dos cuerpos están en la misma temperatura si no hay transferencia de calor cuando están juntos. La temperatura es un concepto fundamental, una dimensión intrínseca que no puede definirse en función de las dimensiones de masa, longitud y tiempo.

Escalas Celsius y Fahrenheit.

Aunque la medida normal de temperatura se efectúa con un termómetro de gas, para explicar las escalas termométricas puede --

utilizarse un termómetro de líquido normal de laboratorio. Para graduar de un modo "standard" un termómetro se eligen dos puntos fijos, ordinariamente el punto de solidificación y ebullición del agua a la presión de una atmósfera.

Se lleva el líquido termométrico (mercurio por ejemplo) del punto fijo, anotándose la altura del líquido en el termómetro que corresponde al punto fijo.

En la escala Celsius ($^{\circ}\text{C}$) el punto de solidificación del H_2O se define como el punto 0, y el de ebullición como el punto de 100 a la presión de una atmósfera. La distancia entre las alturas correspondientes a los dos puntos fijos en el termómetro se divide en 100 partes iguales, correspondientes cada división a 1 $^{\circ}\text{C}$. Por encima y debajo de los puntos fijos pueden extenderse divisiones igualmente espaciadas. (aunque Celsius el nombre oficial de esta escala aceptado por convenio internacional con frecuencia se denomina escala centígrada).

En la escala Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$) el punto de congelación del agua se define como el punto 32 y el de ebullición, el punto 212.

La distancia entre ambos puntos se divide en 180 partes iguales cada una de las cuales corresponde a 1 $^{\circ}\text{F}$. Por encima y debajo de los puntos fijos pueden extenderse divisiones igualmente espaciadas.



Interconversión de Celsios y Fahrenheit.

Entre los puntos de ebullición y congelación del agua hay 100 intervalos celsios y 180 fahrenheit.

Por tanto 100 intervalos celsios = 180 intervalos fahrenheit. En consecuencia:

$$\text{Intervale celsios (centigrado)} = \frac{180}{100} = \frac{9}{5} \text{ intervalo fahrenheit}$$

$$\text{Intervale fahrenheit} = \frac{100}{180} = \frac{5}{9} \text{ Intervale celsios}$$

Ahora bien, el punto de congelación del agua es

0 en la escala celsios y 32 en la fahrenheit, o sea

$0^{\circ}\text{C} = 32^{\circ}\text{F}$ Por tanto:

$$\text{Temperatura Celsios} = \frac{5}{9} \text{ temperatura fahrenheit} - 23)$$

$$\text{Temperatura Fahrenheit} = \frac{9}{5} \text{ temperatura celsios} + 32$$

Escala Absoluta Kelvin.

Todos los gases mantenidos a volumen constante muestran un aumento uniforme de presión al aumentar la temperatura, dentro de un amplio margen de condiciones experimentales. La experiencia demuestra que la presión de un gas aumenta en $1/273$ de su presión a 0°C por cada grado ($^{\circ}\text{C}$) que suba la temperatura ($^{\circ}\text{C}$) de descenso de la temperatura se sigue de esto que un gas, de acuerdo con este -

comportamiento no ejercerá ninguna presión cuando alcance la temperatura de 273 por debajo de 0 C. Esta temperatura de -273 °C (a la cual las moléculas del gas dejarían de moverse de acuerdo con la teoría cinética) se denomina cero absoluto de temperatura.

En la práctica todos los gases al refrigerarse se licúan o solidifican antes del alcanzar los -273 °C.

El cero absoluto se define referido a un gas hipotético que seguiría las mismas leyes a bajas temperaturas que los gases reales - obedecen a temperaturas más elevadas.

El cero absoluto de temperatura, -273 °C, se toma como punto cero de la escala absoluta de Kelvin (oK). Las escalas de Kelvin y Celsius difieren únicamente en la elección del punto cero.

$$\text{Temperatura Kelvin} = 273 + \text{temperatura de Celsius.}$$

Escala Absoluta Rankine o Fahrenheit.

En la escala Rankine (oR) el valor del intervalo del grado es el mismo que el intervalo fahrenheit, pero el punto cero corresponde

a 0 °F $-273,15$ °C.

Como $273,15$ °C = 9 ($-273,15$) + $32=495,7$ F, 0 R = ($-459,7$ F (redondeando)).

La temperatura Rankine = 460 + temperatura fahrenheit.

Por tanto que las escalas de Rankine y Kelvin tienen el mismo cero

existe entre ellas una relación muy sencilla.

Temperatura Rankine = $\frac{9}{5}$ x temperatura Kelvin

La razón de la cantidad de calor suministrada al correspondiente incremento de temperatura se denomina capacidad calorífica del cuerpo.

$$\text{Capacidad calorífica} = \frac{Q}{\Delta t}$$

Las capacidades caloríficas se expresan ordinariamente en calorías por grado centígrado, o en Btu por grado fahrenheit. Si hacemos $\Delta t = 1$ en la ecuación anterior, vemos que la capacidad calorífica de un cuerpo es numéricamente igual a la cantidad de calor que hay que suministrarle para incrementar su temperatura en un grado.

Para obtener una cifra que sea característica de la sustancia de que este hecho el cuerpo, se define la capacidad calorífica específica, o abreviadamente calor específico, de una sustancia como la capacidad calorífica por unidad de masa de un cuerpo formado por dicha sustancia.

Representaremos el calor específico por la letra C.

$$C \text{ Capacidad Calorífica} = \frac{Q/\Delta t}{m} = \frac{Q}{m \Delta t}$$

El calor específico se expresa en calorías por grado centígrado o en Btu por libra-grado fahrenheit.

El calor específico de una sustancia es numéricamente igual a la cantidad de calor que hay que suministrar a la unidad de masa de dicha sustancia para incrementar su temperatura en un grado.

De la ecuación anterior se deduce que el calor que hay que suministrar a un cuerpo de masa m , cuyo calor específico C , para aumentar su temperatura en Δt , es :

$$Q = MC\Delta t = Mc (T_2 - T_1)$$

El calor específico de una sustancia se define como la razón de su capacidad calorífica específica del agua.

Por tanto, el calor específico de una sustancia es numéricamente igual a su capacidad calorífica específica, pero de su definición como cociente resulta que es un número abstracto (sin dimensiones). Por ejemplo: la capacidad calorífica específica del cobre es 0.093 cal/gramo $^{\circ}C$, mientras que su calor específica es de 0.093. Esta distinción entre ambos conceptos no se respeta siempre, y el término calor específico se utiliza a veces para designar la magnitud definida como capacidad calorífica específica.

Sin embargo, se encuentra, que la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una sustancia es un intervalo pequeño variable con la posición de este intervalo en la escala de temperaturas. A las temperaturas ordinarias, y en intervalos no demasiado amplios

los calores específicos pueden considerarse constantes. A temperatura muy bajas, próximas al cero absoluto, todos los calores específicos disminuyen y para ciertas sustancias se aproximan a cero.

E. Medidas del Calor

-Calorímetro de agua.

-El calorímetro de Flujo Continúa.

Calorimetría, es la medida de la cantidad de calor.

Hay dos tipos de calorímetros.

a) de agua

b) de flujo continuo.

El calorímetro de Agua, en su forma más sencilla, consiste en una vasija metálica, de paredes delgadas, cuya capacidad es de aproximadamente 2 litros y cuya superficie exterior está niquelada.

La vasija contiene una cantidad conocida de agua y está provista de una tapa a través de la cual pasa un termómetro. Las pérdidas de calor se reducen a un mínimo rodeando la vasija con una envoltura impermeable al calor.

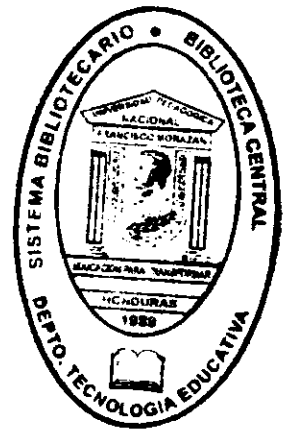
Si vemos el termómetro antes y después que una cantidad Q , desconocida de calor se haya introducido en el calorímetro, puede determinarse Q a partir de la elevación de temperatura producida.

El calorímetro de agua puede emplearse para medir calor específico, del siguiente modo: una muestra de la sustancia cuyo calor es

pecifico, una muestra de la sustancia cuyo calor especifico se desea determinar, se calienta en una estufa o en un baño de vapor a una temperatura conocida, t_s . Sea M_s la masa de la muestra y c_s su calor especifico.

Se agita el agua del calorimetro y se mide su temperatura. Se introduce rápidamente la muestra en el calorimetro, y se agita de nuevo el agua, volviendo a medir la temperatura.

Sean t_1 y T_2 las temperaturas inicial y final del agua; M_w la masa del calorimetro, C_c su calor especifico si no hay pérdida de calor durante el experimento el calor cedido por la muestra al enfriarse de T_s a T_2 ha de ser igual al calor ganado por el agua y el vaso calorimétrico. Por consiguiente:



y puede calcularse C_s puesto que se conocen los otros términos de la ecuación.

El efecto de la capacidad calorífica, $M_c C_c$, del calorímetro, es evidentemente equivalente a considerar incrementada la masa de agua en una cantidad $M_c C_c$ y suponer un calorímetro de capacidad calorífica cero.

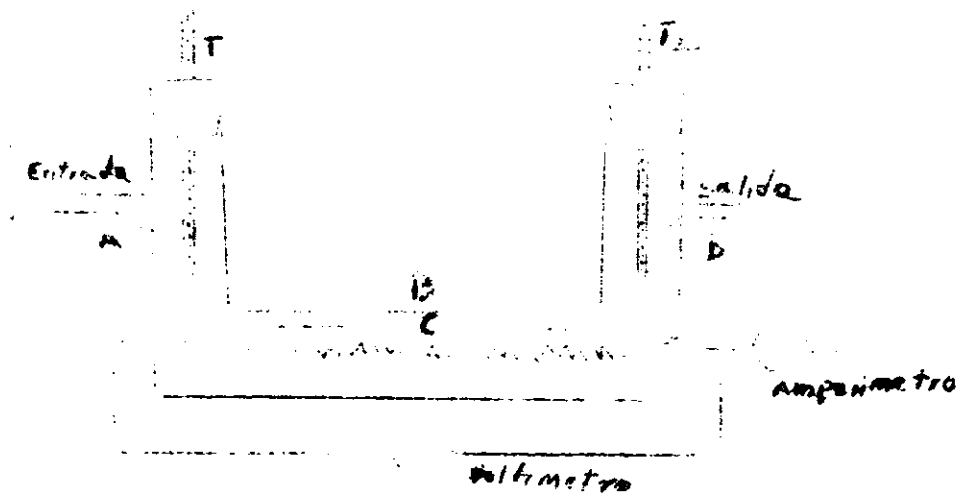
El producto $M_c C_c$ se denomina equivalente en agua del calorímetro durante el experimento el calorímetro ganará (o perderá) calor procedente del medio que lo rodea a menos que se tomen precauciones especiales. Un procedimiento de reducir al mínimo esta transmisión de calor es, comenzar con el calorímetro algo más frío que el medio que lo rodea y acabar cuando su temperatura excede de la dicho medio en una cantidad igual a la diferencia inicial.

Entonces el calor ganado durante la primera parte del experimento compensa el calor cedido durante la segunda.

Otro método llamado de envoltura adiabática) es calentar la envoltura por una bobina de calefacción eléctrica, de modo que su temperatura se eleve en la misma proporción que lo hace el calorímetro. Si ambas temperaturas son constantemente iguales, no habrá ganancia ni pérdida de calor.

Calorímetro de Flujo Continuo.

Calorímetro de Flujo Continuo.



Se observará que este método de medida de calores específicos da -
unicamente el calor específico medio correspondiente al intervalo
de temperatura entre T_1 y T_2 son necesarios aparatos más complica -
dos para medir el verdadero calor específico a una temperatura -
cualquiera.

El calorímetro de flujo continuo, utilizado para determinar el -
equivalente mecánico del calor, está representado en la figura -
anterior.

Una corriente continua de agua entra en el aparato por A, fluye a
través del tubo B, rodeando la resistencia del alambre c, y solo
por D.

Los termómetros T_1 t T_2 indicaron las temperaturas T_1 y T_2 a la -
entrada y a la salida y la potencia eléctrica gastada se mide con
el amperímetro y el voltímetro.

Para usar el calorímetro se hace que el agua comience a fluir y se establece la corriente. Si bien los termómetros T_1 y T_2 a intervalos de un minuto, anotando sus temperaturas después de transcurrido un tiempo suficiente, las temperaturas de ambos termómetros se hacen constantes, siendo, naturalmente, la temperatura T_2 a la salida, más alta que la temperatura T_1 a la entrada. Cuando se ha alcanzado este estado estacionario el aparato no absorbe calor, puesto que su temperatura permanece constante, y el calor es transportado al exterior, por la corriente de agua, en la misma proporción que lo produce la resistencia de calefacción.

Si se mide la cantidad de agua que pasa a través del calorímetro en cierto tiempo, generalmente recogiendo el agua en una vasija aforada colocarse debajo del tubo de salida, se puede calcular la cantidad de calor producida a partir de la elevación de temperatura de esta masa de agua.

El suministro de energía durante dicho tiempo se calcula a partir de las lecturas del amperímetro y voltímetro.

Una modificación del calorímetro de flujo continuo se utiliza para medir el calor de combustión de un gas, calentando la corriente de agua con una llama de gas en lugar de usar un calentador eléctrico.

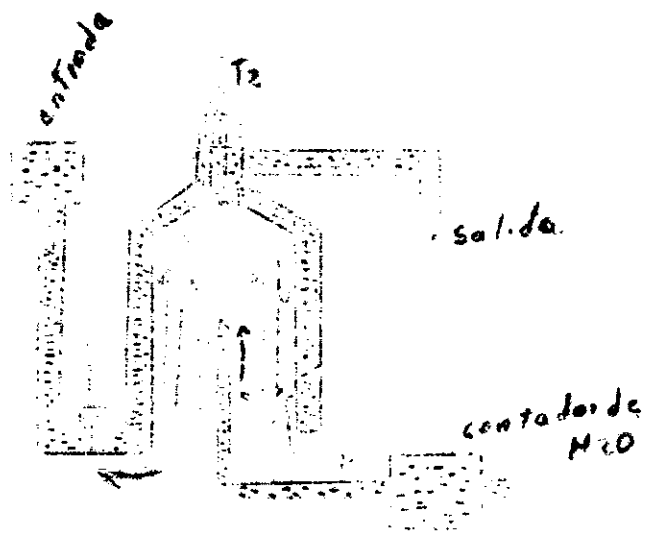
Calor de Combustión.

El calor de combustión de una sustancia es la cantidad de calor liberada por unidad de masa, o por unidad de volumen, cuando la sustancia se quema por completo. Los calores de combustión de los combustibles sólidos y líquidos se expresan ordinariamente en cal/gr o en Btu/libra. El calor de combustión de los gases se expresa comunmente en Kcal/m³ en Btu/ pie³:

Los calores de combustión de los combustibles sólidos y líquidos se miden con una bomba calorimétrica se introduce una masa conocida del combustible en una fuerte bomba de acero que se llena con oxígeno a presión para asegurar la combustión completa. Se introduce la bomba en un calorímetro de agua y se enciende el combustible enviando una corriente eléctrica instantánea a través de un alambre fino que sirve para iniciar la combustión.

Mediendo la elevación de temperatura y conocidos la masa de agua y el equivalente en agua del calorímetro y de la bomba, puede calcularse el calor de combustión.

El calor de combustión de los combustibles gaseosos se mide convenientemente con un tipo de calorímetro de flujo continuo, representado en la figura que a continuación se presenta.



C A P I T U L O II

INTRODUCCIÓN

La experiencia diaria nos enseña que lo que oímos lo olvidamos - con relativa facilidad. Otro tanto, aunque en ^{menor} medida, nos ocurre con lo que vemos. Lo que siempre comprendemos mejor, y a la larga, retenemos mejor lo que hacemos por nosotros mismos, aquello en que nos ocupamos con concentración.

Este capítulo apunta el sentido que se siguió para la realización - de este trabajo, y lo dividimos en tres partes:

La primera parte corresponde a la secuencia que se siguió para hacer el montaje experimental y así llegar a la realización del presente trabajo.

La segunda parte se ocupa de la transcripción de la norma A.S.T.M., que es una norma internacional para realizar esta clase de ensayos. Esta norma fué traducida del inglés al español.

La tercera parte presenta un esquema de montaje del equipo.

A. Descripción del Ensayo.

Para la realización de este ensayo buscamos una sala donde los cambios de temperatura fueron mínimos y tuviesen dos interruptores de corriente 110-120 voltios; porque el calorímetro tra-

baja a base de corriente, tambien necesitabamos un tanque de oxigeno con una pureza de por lo menos 99.95%.

Una vez que encontramos el lugar adecuado procedimos a la instalacion del calorimetro y para esto hicimos lo siguiente:

- 1.- Pesamos dos kilogramos de agua destilada y se la vaciamos a la vasija del calorimetro, luego esta vasija la colocamos dentro del calorimetro.
- 2.- Con la bomba del calorimetro hicimos lo siguiente:
 - 2.1. Abrimos la bomba y le colocamos ^{mililitros} 1 milimetro de agua destilada
 - 2.2. En un soporte colocamos la cabeza de la bomba y le instalamos 10 cms de alambre fusible parr, este alambre debe hacer contacto con la muestra que en nuestro caso fue una pastilla de acido binzoico. Una vez hechos estos pasos procedimos al cierre de la bomba cuidadosamente para no perturbar la muestra, la tapa debe quedar lo mas abajo posible y no debe usarse ninguna clase de llave para cerrarse.
 - 2.3. Cuando la bomba estaba completamente cerrada procedimos a llenarla de oxigeno para eso, conectamos la bomba al tanque de oxigeno. Una vez conectada procedimos a cerrar la valvula de conexion de llenado; luego abrimos la valvula del tanque de oxigeno aproximadamente un cuarto de vuelta, luego, comenzamos a abrir suavemente la valvula de conexion de llenado hasta

que el manómetro marcara 30 atmosferas; seguidamente procedimos a cerrar las válvulas, liberamos la presión residual que queda en la manguera, para esto solamente bajamos una palanquita que va adjunta a la válvula de llenado.

- 2.4. Desconectamos la bomba del tanque de oxígeno y la introducimos suavemente en la *vasija* con agua que se encuentra dentro del calorímetro, antes de sumergirla completamente la enchufamos con dos extensiones que tiene el sistema de ignición para depositarla nuevamente en el fondo.
3. Colocamos la cubierta del calorímetro; el termómetro que está sostenido por un soporte y el visor ensamblamos la polea que hace girar el agitador al motorcito que se encuentra en el calorímetro; pero antes de hacer girar el agitador con el motorcito lo hacemos suavemente con la mano para cercionarnos de que no está haciendo contacto con la vasija o la bomba que se encuentra dentro del calorímetro. Una vez cercionados de que la bomba no hace contacto con ningunos de estos elementos, encendemos el interruptor de corriente que hace contacto con el calorímetro. Echamos a andar el agitador por cinco minutos, al final de este tiempo lo detenemos, medimos la temperatura y la anotamos en una tabla de valores, luego vamos midiendo la temperatura cada minuto durante cinco minu-

tos, al final de cinco minutos precionamos el botón del sistema de encendido, se enciende una luz la cual se apaga casi al instante ($1/2$ ~~segundo~~ ^{segundo}). Al transcurrir por lo menos 43 segundos comenzamos a leer la temperatura cada 15 segundos hasta 120 segundos; para estas lecturas quitamos el visor pues sube muy rápido y no alcanzamos a enforarla con él. Luego continuamos haciendo lecturas cada minuto hasta que la diferencia haya sido constante durante cinco minutos.

4. Desconectamos el calorímetro desmontamos el termómetro y el visor.
5. Desmontamos la polea.
6. Quitamos la cubierta.
7. Desenchuflamos la bomba del sistema de ignición la sacamos de la vasija y la secamos bien.
8. Abrimos la válvula de aguja girándola para sacar la presión residual.
9. Luego quitamos la tapa de la bomba lentamente; lavamos la bomba con agua destilada, recogimos esta agua y la llevamos a titular.
10. Una vez hechos todos estos pasos procedimos a graficar y hacer los cálculos.

B. Transcripción de la Norma A.S.T.M. *Asociación Científica de Pruebas de materiales*

1. Equipo y Materiales.

1.1. La Balsa de Combustión

Puede usarse cualquiera de las siguientes marcas.

Davis, Kahler, Ingersoll, Parr, Stuart, Peters, Williams ó similares.

1.2. El Calorímetro

El calorímetro deberá estar provisto de una camisa de agua con una tapa para protegerla de las corrientes de aire. La camisa permanecerá llena de agua cuya temperatura no difiera en más de 3 C de la temperatura ambiente (excepto en el caso de calorímetros que son totalmente sumergidos donde la temperatura de la camisa es controlada por un termostato) y se agitará continuamente por algún dispositivo agitador mecánico.

1.3. Agitador del Agua del Calorímetro.

El agua del calorímetro deberá ser agitada lo suficiente como para dar lecturas consistentes en el termómetro - mientras la temperatura se eleva rápidamente.

La velocidad del agitado deberá ser constante. Puede usarse una hélice con motor o agitador de turbina evitando que la velocidad sea excesiva. Esto debe ser determi-

nado ajustando la temperatura del calorímetro de manera que coincidan con la de la camisa y dejando funcionar por el agitador continuamente durante 10 minutos. Si la temperatura del calorímetro aumenta en más de 0.01 C. en ese tiempo, la velocidad del agitación es excesiva. No se pueden obtener resultados precisos cuando el dispositivo agitador provee demasiada energía o cuando la velocidad de agitación es irregular.

La parte del agitador que está sumergido en el calorímetro deberá separarse del exterior por medio de material aislante tal como hule duro para evitar la conducción de calor desde el motor o del aire exterior.

1.4. Termómetros.

Para trabajos precisos se requieren termómetros Beckmann o termómetros calorimétricos especiales graduados a 0.01 ó 0.02 C. Tales termómetros deben ser golpeados ligeramente antes de cada lectura para evitar errores causados por la adherencia del menisco de mercurio particularmente cuando la temperatura está descendiendo. Un método conveniente consiste en montar un pequeño sumador eléctrico directamente sobre la cabeza del termómetro y conectarlo a una pila seca y a un botón pulsador. El botón se presionará durante unos pocos segundos antes de cada lectura.

1.5. Oxígeno

El oxígeno usado para la combustión debe estar libre de material combustible. La cantidad total de oxígeno contenida en la bomba para combustión no debe ser menor de 5 gramos por cada gramo de muestra.

La combustión debe ser completa lo cual se demuestra por la ausencia de cualquier depósito de hollín al abrir la bomba después de encendido.

1.6. El Alambre de Encendido.

La muestra debe ser encendida dentro de la bomba por medio de un alambre que sea de hierro o de platino.

En el caso de hierro se usa la medida B y S No.34 y no deben utilizarse más de 10 cms. (Preferiblemente 5 cms) cada vez al número de calorías observado se le restan 1600 calorías por cada gramo de hierro quemado.

1.7. Normalización.

El equivalente agua del calorímetro se determina mejor por el uso de las muestras de combustión patronos suministrados por el NBS (National Bureau Of Standards). El equivalente agua requerido es igual al peso de la muestra multiplicado por su calor de combustión por gramo y dividida por el ascenso de temperatura corregida.

El calorímetro debe ser normalizado por la combustión de muestras patrones suministrados por el IBS y usado de acuerdo con las direcciones dadas en los certificados que lo acompañan. Una normalización consistirá de una serie de no menos de cinco combustiones ya sea de una misma o de diferentes materiales patrones, los cuales se harán con las mismas condiciones (cantidad de agua, oxígeno, alambre de encendido etc) en que se hará la combustión de la muestra real.

2. Procedimiento.

2.1. Preparación de la Muestra.

Se pesa un gramo de muestra, que pasa por un tamiz de 840 micrones (No.20), dentro del crisol en el que va a ser encendido. Después de pesarlo se recomienda colocar la muestra inmediatamente dentro de la bomba la cual se cerrará a continuación.

2.2. Preparación de la Bomba.

Se mide y enrolla el alambre de encendido, de hierro en forma de espiral y se le conecta entre los terminales de platino usando si es necesario, un pedazo de alambre de platino algo más pesado que el alambre de hierro para hacer la conexión. Tanto el platino como el hierro debe estar limpios. Se pone 0.5 ml de agua en el fondo de la bomba para saturar con humedad el oxígeno usado para la combustión. Cuando el crisol es

puesto en su lugar en la Bomba, el alambre de encendido debe traer la muestra o la brigueta de material patrón. Para la combustión de nuestros patrones es preferible el alambre de hierro en comparación con el platino.

2.3. Llenado de la Bomba con Oxígeno.

Se admite oxígeno del tanque de aprovechamiento despacio para evitar que la muestra sea soplada del crisol, sin desplazar el contenido de aire y se eleva la presión hasta alcanzar 20 atmósferas para las bombas pequeñas, de manera que la bomba contenga suficiente oxígeno para complementar la combustión propiamente, al menos 5 gramos por gramo de muestra. Este método de llenado asegurará suficiente nitrógeno para complementar la oxidación del azufre en el carbón.

2.4. El agua del Calorímetro.

Se llena el calorímetro con la cantidad de agua destilada requerida, la cual depende del tipo de calorímetro.

2.5. Ajustes de Temperatura.

Se ajusta la temperatura inicial del calorímetro de tal manera que la temperatura final después de combustión no exceda en más de 1 C a la temperatura de la camisa (preferiblemente debe haber una diferencia final de 0.5 °C).

Bajo estas condiciones la corrección total para el calor gana-

do o perdido hacia el medio ambiente será pequeño cuando la elevación de temperatura sea de 2.6 ± 3 °C y el efecto de evaporación también será pequeña.

2.6. Corriente del Encendido.

Se usan acumuladores o pilas secas de 12 voltios para proveer la corriente eléctrica de encendido, se recomienda conectar un amperímetro para saber en que momento se ha quemado completamente al alambre de encendido.

2.7. Método Para Hacer una Observación.

Coloque la bomba en el calorímetro cuando esté lista para el encendido, conecte los alambres de encendido, ponga la tapa en posición y coloque el agitador y el termómetro en tal forma que no esté en contacto con la bomba o con el recipiente.

Haga funcionar el agitador y después de que la lectura del termómetro se ha estabilizado, no menos de 2 minutos después de que el agitador se ha hecho funcionar, lea las temperatura a intervalos de 1 min, durante 5 minutos; después encienda la carga anotando al instante exacto del encendido. Haga observaciones de temperatura en intervalos dependientes del método a ser usado para calcular la corrección del enfriamiento. Cuando la temperatura haya alcanzado su máximo y esté cayendo uniformemente tome una serie de lecturas en el

térmómetro en intervalos de 1 min. durante 5 minutos para determinar la velocidad de enfriamiento final.

2.8. Titulación.

Después de la combustión y después de que se han dejado escapar los gases, abra la bomba y examine el interior para verificar si se encuentran trazas de material no quemado o depósitos de hollín. Si éstas se encuentran, dicarte las observaciones. Si la combustión aparece completa lave la bomba detenidamente y titule los lavados con una solución al NaOH calipatron (1 ml = 0.02173 gr de $\text{HNO}_3 = 5$ cal) usando como indicador anaranjado o rojo de metilo para determinar la cantidad de ácido formado. Al calor total observado se le debe restar una corrección de 230 cal. por gramo de HNO_3 . Además se hace una corrección de 1300 cal. por gramo de azufre en la muestra, por el exceso de diferencia entre los calores de formación de SO_2 y H_2SO_4 acuoso sobre el calor de formación de HNO_3 acuoso.

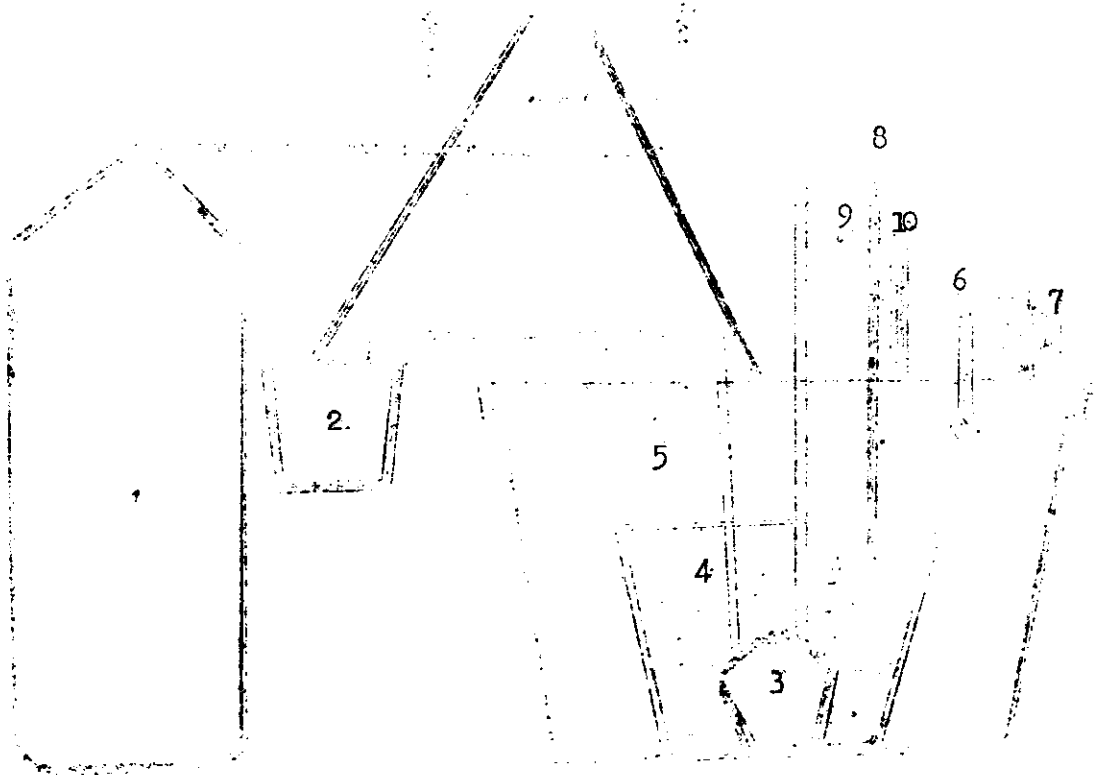
3. Cálculos .

3.1. Observe la razón γ con que sube la temperatura del calorímetro (en $^{\circ}\text{C}/\text{min}$) durante cinco minutos antes del encendido de la muestra.

- 3.2. Observe el instante T_1 para el cual se hizo la última lectura de temperatura antes del encendido.
- 3.3. Observe el instante T_2 , para el cual la elevación de temperatura ha alcanzado un 60% de su valor total. (Este punto puede ser determinado, generalmente, añadiendo a la temperatura observada antes del encendido al 60% de la elevación de temperatura esperada y anotando el tiempo para el cual se alcanza el valor resultante).
- 3.4. Observe el instante T_3 correspondiente a una lectura del termómetro para la cual el cambio de temperatura ha llegado a ser uniforme, unos cinco minutos después del encendido.
- 3.5. Observe la razón final de enfriamiento, r_2 , en C/min para cinco minutos.
- 3.6. Multiplique la razón r , por el tiempo $(t_2 - t_1)$ en minutos y décimas de minuto, y sume este producto (reste si la temperatura estaba cayendo en el tiempo T_1) a la lectura del termómetro correspondiente al tiempo T_1 .
- 3.7. Multiplique la razón r_2 por el tiempo $(t_3 - T_2)$ y sume este producto (reste si la temperatura está subiendo en el instante T_3 y posteriormente) a la lectura del termómetro tomada en el instante T_3 .
- 3.8. La diferencia entre las lecturas corregidas según los pasos g) y f) habiéndose aplicado en cada caso correcciones del certificado, da la elevación total de temperatura debida a la combustión.

ESCUELA DEL HOYAJE

11



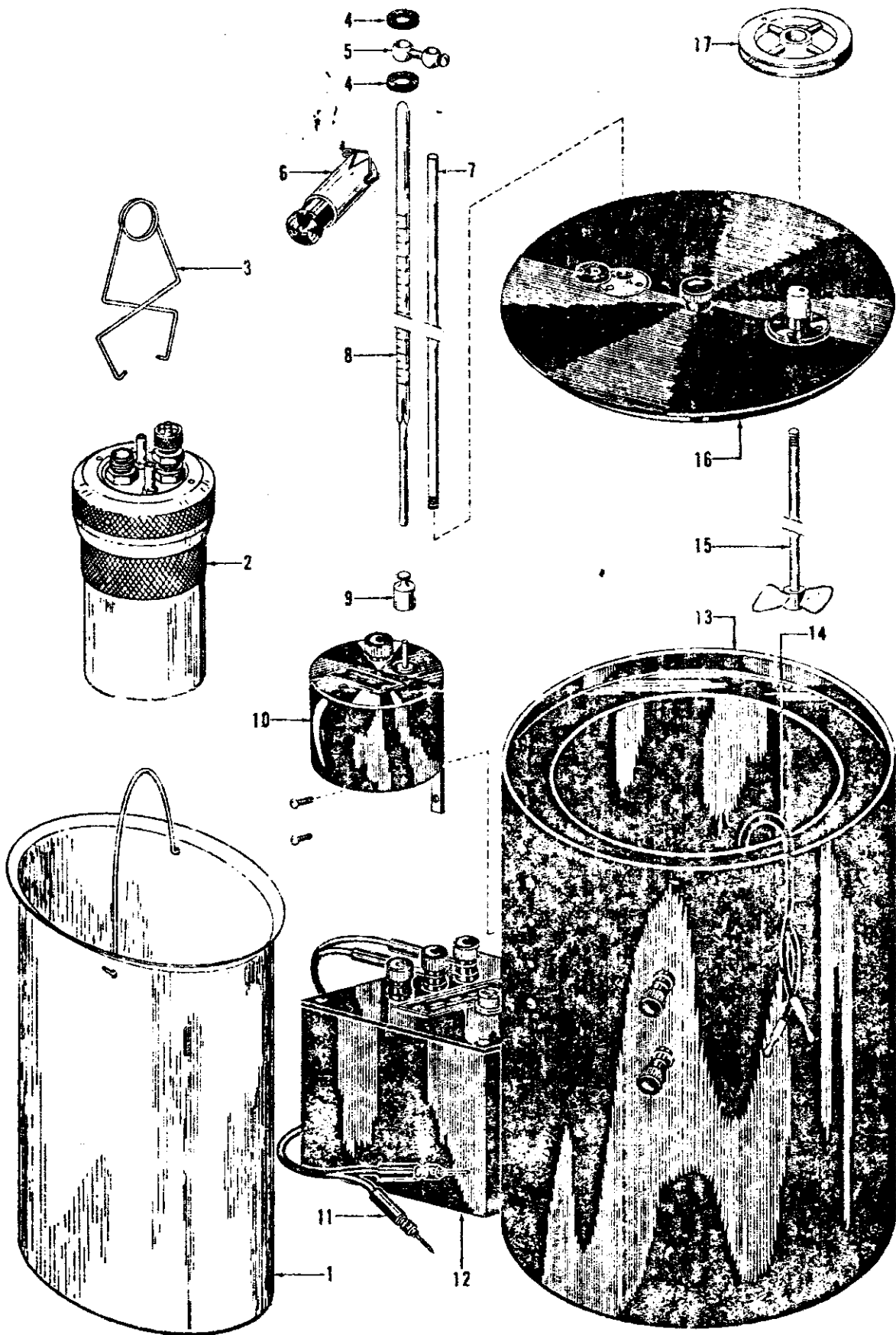
- 1. Tanque de oxígeno
- 2. Unidad de ignición
- 3. Bomba de calorímetro
- 4. Vasija de calorímetro
- 5. Camisa de calorímetro
- 6. Agitador.

- 7. Motor de agitador.
- 8. Termómetro
- 9. Visor
- 10. Soporte del termómetro
- 11. Fuente de energía eléctrica.

PARTE DEL CALORÍMETRO

- 1.- Vasija del Calorímetro
- 2.- Bomba de Combustión del Oxígeno
- 3.- Gancho para levantar la bomba de combustión
- 4.- Ganchos del soporte del termómetro
- 5.- Tornillo para sostener el termómetro
- 6.- Lente para lectura del termómetro
- 7.- Soporte del termómetro
- 8.- Termómetro
- 9.- Ensamble para la polea
- 10.- Motor para hacer funcionar el agitador
- 11.- Cordón de ignición
- 12.- Unidad de ignición
- 13.- Camisa del calorímetro sin cubierta
- 14.- Cordón de ignición
- 15.- Agitador
- 16.- Cubierta del calorímetro
- 17.- Polea

PARTES DEL CALORIMETRO



Esta, multiplicada por el equivalente agua del calorímetro, da la cantidad total de calor liberado.

3.9. Dividida el calor total liberado, corregido para los calores de formación de HNO_3 y H_2SO_4 observados y para el calor de combustión del alambre, entre el peso de la carga para encontrar el calor de combustión en calorías por gramo.

Las calorías por gramo multiplicadas por 1.8 dan Btu /lb.

CAPITULO III

PRESENTACION DE RESULTADOS

Este capítulo se refiere a los resultados obtenidos en los distintos ensayos realizados, primera con muestras patrón de pastillas de benzoico para la estandarización del calorímetro; posteriormente con la muestra real del carbón vegetal suministrado por el Banco Central de Honduras.

También se presentan tablas de valores con sus respectivas gráficas.

A. Estandarización del Calorímetro

En la tabla 1, se presentan los resultados obtenidos con muestras patrones de ácido benzoico suministrados por la casa fabricante del calorímetro.

Estos mismos resultados se muestran en la gráfica 1, de temperatura versus tiempo.

1. Cálculos.

- i) $r = 0$ (razón inicial de elevación de temperatura).
- ii) $T_1 = 5$ minutos (Instante inmediatamente anterior al encendido.)
- iii) $T_2 = 6.5$ min (Instante para el cual T , ha experimentado un 60% de su elevación total).

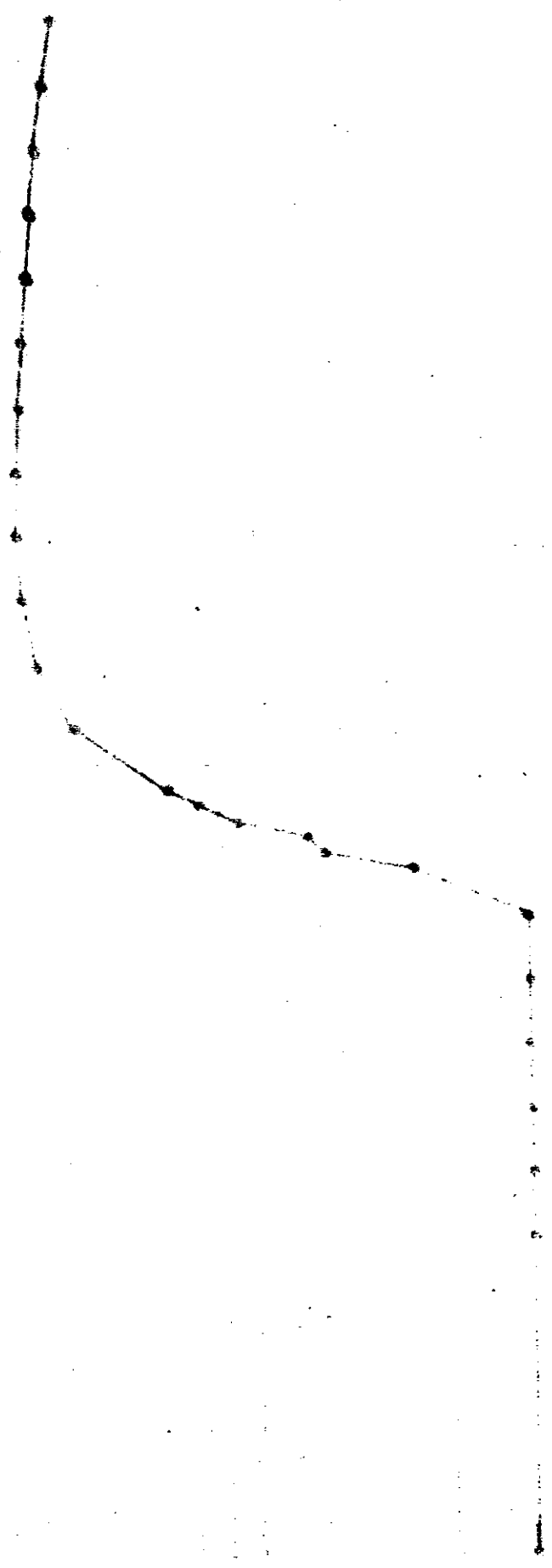
- iu) $T_3 = 11 \text{ min}$ (Instante a partir del cual se hizo uniforme el cambio de temperatura).
- v) $r_2 = 0.06 \text{ } ^\circ\text{C/min}$ (razón final del enfriamiento).
- Uii) $r_1 (t_2 - t_1) = 0$
 $t_1 =$ Lectura corregida correspondiente a
 $t_1 = 26.89 \text{ } ^\circ\text{C}.$
- Vii) $r_2 (11 \text{ min} - 6.5. \text{ min}) = 0.06 \text{ } ^\circ\text{C /min} \times 4.5. \text{ min} = 0.27 \text{ } ^\circ\text{C}$
 $t_2 =$ Lectura corregida a $t_2 = 30.80 + 0.27 \text{ } ^\circ\text{C} = 31.07 \text{ } ^\circ\text{C}.$
- Viii) Elevación total de temperatura $= 31.07 \text{ } ^\circ\text{C} - 26.89 \text{ } ^\circ\text{C}.$
 $= 4.18 \text{ } ^\circ\text{C}.$

ix) Capacidad calorífica del ácido benzoico es = 6318 cal/gr.
El calor liberado por 1 gramo de ácido benzoico es=6318cal
corrección del calor por la formación de (ácido nítrico
(HNO_3) = 5.6 cal (obtenida por titulación de residuos)
Corrección del calor por el alambre quemado.
 $= 5.5. \text{ cms} \times 2.3 \text{ cal/cm} = 12.65 \text{ cal}.$
Calor total corregido = 6336.2 cal.
Ecuivalente agua del calorímetro = $\frac{6336.2 \text{ cal}}{4.18 \text{ } ^\circ\text{C}.$
 $= 1517.84 \text{ cal / } ^\circ\text{C}.$

TABLA DE VALORES # I (Estanlarización)

TIEMPO (M)	TEMPERATURA (C)
0	26.89
1	26.89
2	26.89
3	26.89
4	26.89
5	26.89
2.75	27.80
6	28.45
6.25	28.59
6.50	29.16
6.75	29.43
7	29.66
8	30.36
9	30.66
10	30.77
11	30.80
12	30.80
13	30.78
14	30.75
15	30.69
16	30.67
17	30.61
18	30.55
19	30.49

1000
900
800
700
600
500
400
300
200
100
0



Handwritten text, possibly a title or label, located at the bottom of the page.

B. Ensayo en Carbón Vegetal.

En la tabla II se presentan los resultados obtenidos en una muestra de carbón vegetal sumi istrada por el Banco Central de Honduras a través del Proyecto Siderúrgico de Amalteca. Estos mismos resultados se representan en la gráfica No.2.

1. Cálculos

- i) $r_1 = 0$
- ii) $t_1 = 5 \text{ min}$
- iii) $t_2 = 6.75 \text{ min}$
- iv) $t_3 = 11 \text{ min.}$
- v) $r_2 = 0.05 \text{ }^\circ\text{C/min}$
- vi) $r_1 (t_2 - t_1) = 0$
 $t_1 = 24.22 \text{ }^\circ\text{C.}$
- vii) $r_2 = (t_3 - t_2) = 0.05 \text{ }^\circ\text{C/min} \times 4.25 \text{ min.} = 0.21 \text{ }^\circ\text{C.}$
 $T_2 (\text{ corregido }) = 29.34 \text{ }^\circ\text{C.}$
- viii) $T_2 - t_1 = 29.34 \text{ }^\circ\text{C} - 24.22 \text{ }^\circ\text{C} = 5.12 \text{ }^\circ\text{C.}$
- ix) Calor total liberado = (equivalente agua del calorímetro) $\times 5.12 \text{ }^\circ\text{C}$
 $= 1515 \text{ cal/}^\circ\text{C} \times 0.5/2^\circ\text{C.}$
 $= 7756 \text{ cal/ }^\circ\text{C.}$

calor liberado por el alambre quemado = 4 cms x 2.3 cal/ cms
= 9.2 cal.

calor liberado por la formación de ácido nítrico = 9.6 cal

calor liberado por el carbon = 7756 cal - 18.8 cal. = 7737 cal.

Muestra de carbón = 1 gramo.

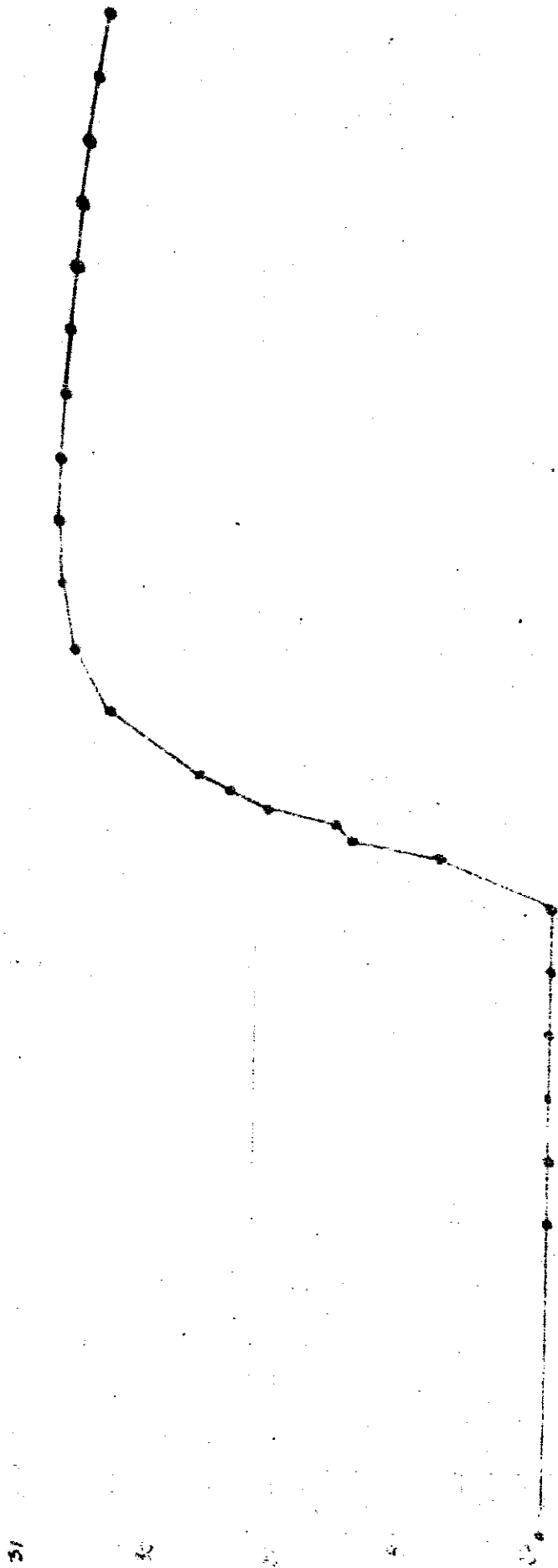
Capacidad calorífica del carbón = 7737 cal = 7737 cal / r.
1 gr.

= 7737 K cal/Kgr.

TABLA DE VALORES # 2 (MUESTRA CARBON)

TIEMPO (M)	TEMPERATURA (C)
0	24.22
1	24.22
2	24.22
3	24.22
4	24.22
5	24.22
5.75	25.27
6	25.50
6.25	25.94
6.50	26.50
6.75	27.00
7	27.38
8	28.33
9	28.80
10	29.11
11	29.13
12	29.13
13	29.11
14	29.08
15	29.02
16	29.00
17	28.94
18	28.80
19	28.83
20	28.77
21	28.72

Station #1 Standardization



Standardization
Station #1
Date: _____
Time: _____
Operator: _____
Instrument: _____
Method: _____
Result: _____
Remarks: _____

C A P I T U L O . I V

CONCLUSIONES Y SUGERENCIAS

Este capítulo da a conocer cual es la capacidad calorifica del carbón vegetal, suministrado por el Proyecto siderúrgica de Aguascalteca. De acuerdo a los resultados obtenidos en los ensayos realizados con muestras de este carbón; tambien hace algunas sugerencias para posteriores ensayos de esta naturaleza.

- A. El carbón vegetal suministrado por el Proyecto Siderúrgico de Aguascalteca presenta una capacidad calorifica de aproximadamente 7.737 Kcal/ kgr. Este resultado es comparable con otros valores reportados para carbonos utilizados en siderurgia en otros países.
- B. Se sugiere la necesidad de hacer una serie de ensayos para verificar su reproducibilidad.
- C. Se ha comprobado que existe localmente el equipo necesario para realizar confiablemente la evaluación de la capacidad calorifica en carbonos.

C O N T E N I D O

Bibliografía

- SEAR W. FRANCIS, Fundamentos de Física, Tomo I
Mecánica, calor y sonido, 4a. edición, Madrid 1962
P. 382 - 390
- ROSENBERG L. JEROME, Química General, serie Schaun,
Año 1973, Mexico, D.F. Cap. III, P. 13 - 19
- KLEINER y STELLER, Fisico Química, 1961 Barcelona
España, P.114 - 143