

ESCUELA SUPERIOR DEL PROFESORADO  
"FRANCISCO MORAZAN"

DEPARTAMENTO DE FORMACION DOCENTE  
SECCION DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
BIOLOGIA Y QUIMICA

PROFESOR ASESOR: MARCO TULIO MEJIA

*Calor de Combustión de  
Algunas Sustancias  
Orgánicas*

*Edith Velásquez Ortez*

TRABAJO PARA OPTAR EL TITULO DE

*Profesora de Educación Media en Biología y  
Química*

TEGUCIGALPA, D. C.

NOVIEMBRE DE 1968

HONDURAS. C. A.

PLAN DE TRABAJO.

CALOR DE COMBUSTION DE ALGUNAS SUSTANCIAS ORGANICAS.

A.- Introducción

Capítulo I

B.- Ensayos Sobre Medición de Calorías.

1.- Calorías

2.- Como se calculan las Calorías.

- a) Construcción de un calorímetro y experiencias realizadas.

Capítulo II

C.- Perfeccionamiento del Calorímetro.

1.- Descripción del calorímetro y su funcionamiento.

2.- Calor de combustión.

- a) Del alcohol etílico.  
b) Del Benceno  
c) De la Acetona  
d) Del Metanol  
e) Resultados.

D.- Conclusiones y Sugerencias.

E.- Bibliografía.

---

A.-

## I N T R O D U C C I O N .

El presente trabajo es un estudio sobre el calor de combustión de algunas sustancias orgánicas", está basado en procedimientos físicos realizados en el laboratorio, a partir del uso de un calorímetro que funciona a base de una llama originada por cualquier sustancia orgánica inflamable, dicho aparato está constituido en la forma más sencilla posible, con el objeto de que su manejo lo pueda realizar cualquier maestro interesado en la medición de calorías de sustancias orgánicas inflamables.

La finalidad de éste trabajo es poner en claro, que es posible conocer la energía potencial de una sustancia orgánica midiendo la cantidad de calor que se desprende si se quema en un calorímetro.

A pesar de que en éste trabajo no se obtuvieron resultados exactos, con todas las sustancias utilizadas, considero que de una u otra forma puede prestar alguna utilidad a estudiantes y maestros de Biología y Química, ya que en él se explica detalladamente el procedimiento físico que se siguió para obtener el calor total desprendido por una sustancia orgánica.

---

- CAPITULO I -

B.- ENSAYOS SOBRE MEDICION DE CALORIAS.

1.- CALORIAS.

En el cuerpo el alimento es transformado en energía y ésta a su vez se transforma en calor al realizar el trabajo interno y externo del cuerpo.- En esto nuestro organismo es mucho más eficiente que un motor de combustión interna.

El calor es la energía transformada, por eso basta con medir ese calor para saber la cantidad de energía producida por el alimento.- Por esto se habla de calorías, porque la caloría es la unidad con que se mide el calor.- La caloría grande, que es la que se usa al medir los valores alimenticios, corresponde a la energía necesaria para elevar en un grado centígrado la temperatura de un kilogramo de agua.

Se puede decir que es bastante exacto hablar de la combustión del alimento en el organismo.- En realidad se quema, pero a fuego lento porque las altas temperaturas son incompatibles con la vida. Para comprender esa combustión a baja temperatura, debemos recordar lo que la física, nos dice que es el fuego que arde en una chimenea, o en la llama de una vela.- No es otra cosa que la combinación rápida del oxígeno del aire con el carbono de la leña, en el primer caso, o con el sebo de la vela en el segundo.

Ahora bien, al hablar de la combustión dentro del organismo, se dirá que las moléculas de azúcar, de grasa y de proteínas, una vez

puestas por la digestión en suspensión en un líquido, que del intestino pasa a la sangre, llegan hasta la célula que también recibe de la sangre el oxígeno que ella le trae de los pulmones, y la combinación de esas moléculas de alimento con el oxígeno constituye una combustión u oxidación más o menos lenta.- No hay llama como en la combustión que se habló anteriormente, pero si hay una combustión o combinación con el oxígeno.

Para hacer arder un trozo de leña o la mecha de una vela, es decir para que su carbono se combine con el oxígeno, es necesario que se someta al efecto del calor de otro fuego durante un rato más o menos largo y éste arderá hasta que la temperatura sea muy elevada y lo mismo sucede al aire libre con las sustancias orgánicas alimenticias.- De ninguna manera se encenderá el aceite o la grasa a 37° C. pero en la intimidad de las células éste milagro se produce.

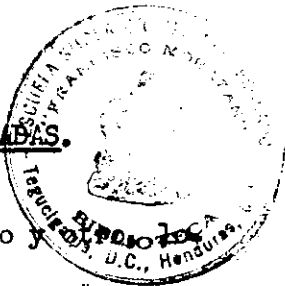
## 2.- COMO SE CALCULAN LAS CALORIAS.

El valor alimenticio de una sustancia se mide por las calorías que da al quemarse, para ésto se hace uso de aparatos llamados calorímetros, de los cuales existen muy especializados y confiables, por ejemplo tenemos el calorímetro de bomba.- Consiste esencialmente en un recipiente central dentro del cual se coloca la sustancia a quemar, sobre un depósito conectado a dos cables conductores de electricidad.- Dicho recipiente se llena de oxígeno y va encerrado dentro de una envoltura de agua.- Cuando se cierra el circuito eléctrico, la sustancia a probar arde y el calor que se produce se transmite al agua y se mide por un termómetro; se sabe entonces el número

ro de las calorías proporcionadas por las sustancias en cuestión, pues la caloría grande, que es la que se usa en los cálculos referentes a la alimentación es el calor necesario para elevar en un grado centígrado la temperatura de un litro de agua.

Sabiendo que existen algunos calorímetros en el mundo por medio de los cuales logran obtener resultados exactos en la medición de calorías, de sustancias orgánicas; decidí construir uno sencillo y más o menos confiable, para medir la cantidad de calor desprendido por algunas sustancias orgánicas inflamables; para lo cual seguiré los pasos que a continuación se detallan.

a) CONSTRUCCION DE UN CALORIMETRO Y EXPERIENCIAS REALIZADAS.

Después de cortar varias latas y probar de un modo y  gré construir el calorímetro que puede verse en la figura # 1.

Este calorímetro está formado por dos latas del mismo tamaño, tres termómetros, una rejilla y una cápsula de porcelana.

Funciona de la manera siguiente: primero se pesan las dos latas (por separado), la cápsula; también se pesa cierta cantidad de agua que se coloca dentro de la lata superior y la muestra "orgánica" que en este caso es el alcohol etílico, esta se deposita dentro de la cápsula que va sobre la rejilla y en el interior de la lata de abajo, se colocan dos termómetros dentro de la lata superior y uno se deja afuera.

Después de hecho lo anterior se enciende (directamente) la muestra, y el calor que desprende dicha sustancia, como consecuencia de la combustión será transmitido al agua.- Ese calor será medido por

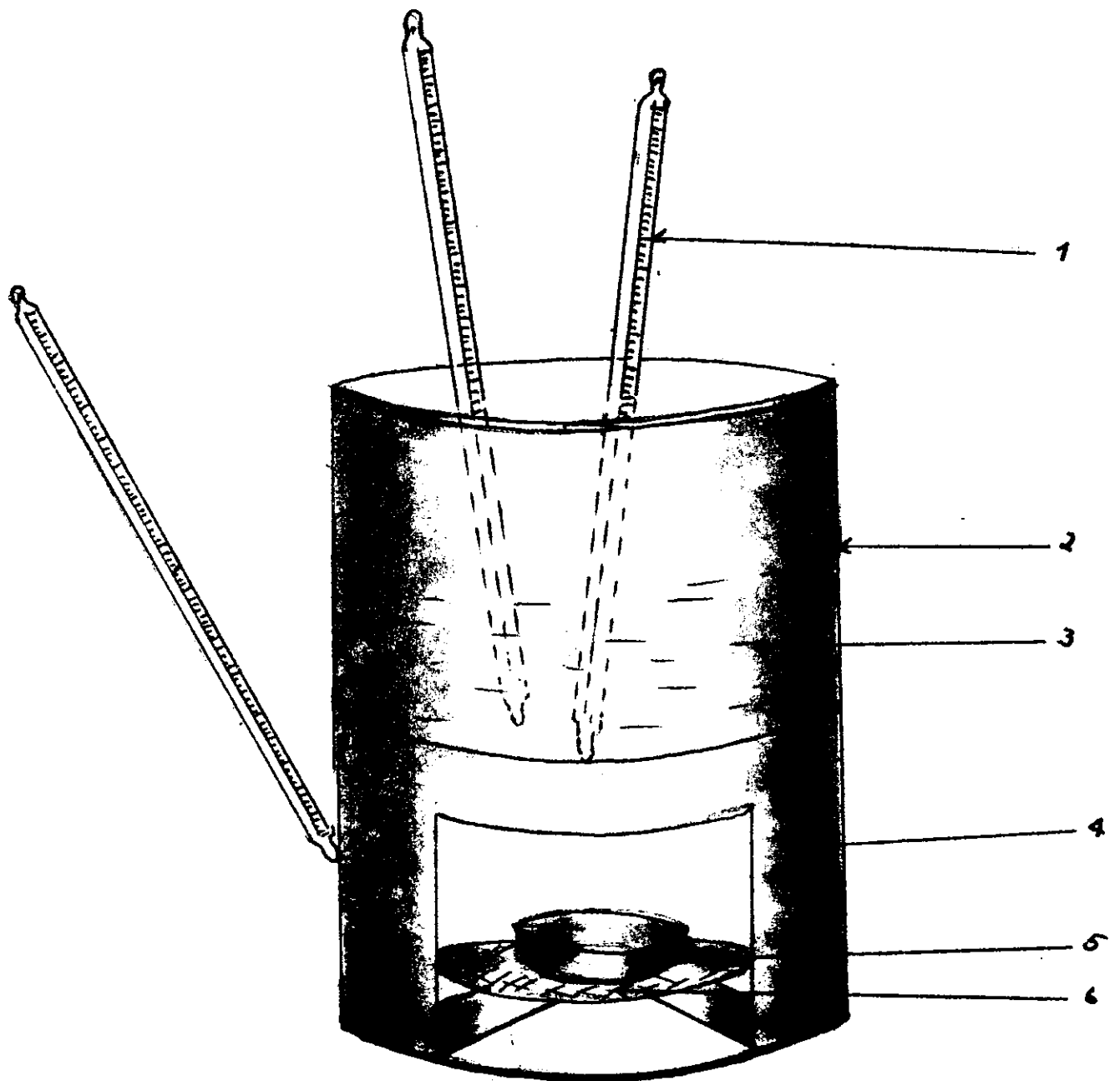


Fig. # 1

- 1 - Termómetro
- 2 - Lata que contiene agua
- 3 - Agua
- 4 - Lata que contiene muestra
- 5 - Cápsula de porcelana
- 6 - Redfija

uno de los termómetros que van dentro de la lata superior, y el otro medirá el calor tomado por dicha lata; también se determinará la temperatura robada por la lata inferior y la cápsula, por medio del termómetro que se dejó afuera.

Obtenidos los datos de ese calor al cual se le llamará temperatura final y se representará  $t_2$ , se hará una serie de cálculos para obtener el resultado del calor tomado por cada una de las partes antes mencionadas, para esto se aplicará la siguiente fórmula:

---

$$Q = M \times C (t_2 - t_1)$$

---

Donde:

$Q$  = Calor tomado por una de las partes.

$M$  = Masa de dicha parte o sustancia contenida en ella.

$C$  = Calor específico del material de que está hecho un recipiente, o de una sustancia.

$t_2$  = Temperatura final.

$t_1$  = Temperatura inicial.

Ya obtenido el calor de cada una de las partes antes dichas, se suman todos los resultados y da la respuesta final, que serán las calorías desprendidas por la cantidad de sustancia orgánica colocada en el calorímetro, haciéndose uso de la fórmula:

---

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 \dots\dots\dots$$

---

En la primera experiencia se obtuvieron los siguientes datos:

M A S A :

Lata que contiene agua = 50.05 gr.

Agua . . . . . = 68.45 gr.

TEMPERATURA :

Temperatura inicial . . t1 = 24°C

Lata que contiene agua=t2 = 58°C

Agua . . . . . t2 = 57°C

Q1 = calor de la lata superior

Q2 = calor del agua

Q = calor total

D E S A R R O L L O

$$Q_1 = M \times C (t_2 - t_1)$$

$$Q_1 = 50.05 \text{ gr.} \times 0.2 (58^\circ\text{C} - 24^\circ\text{C})$$

$$Q_1 = 50.05 \text{ gr.} \times 0.2 (34^\circ\text{C})$$

$$Q_1 = 10.010 \times 34^\circ\text{C}$$

$$Q_1 = 340.340 \text{ cal.}$$

$$Q_2 = 68.45 \text{ gr.} (57^\circ\text{C} - 24^\circ\text{C})$$

$$Q_2 = 68.45 \text{ gr.} (33^\circ\text{C})$$

$$Q_2 = 68.45 \times 33$$

$$Q_2 = 2258.85 \text{ cal.}$$

$$Q = Q_1 + Q_2$$

$$Q = 340.340 + 2258.85$$

$$Q = 2599.190 \text{ cal.}$$

$$Q = 2.599 \text{ Kcal} \approx 2.6 \text{ Kcal.}$$

1 gramo de alcohol etílico produjo 2.6 Kcal

Alcohol etílico = 1 gr.

calor específico del

aluminio . . . . = 0.2

El número normal de calorías que desprende 1 gramo de alcohol es de 7390 cal o sea 7.39 Kcal, porque  $\frac{340 \times 1}{46} = 7.39$  Kcal

donde:

340 = calor de combustión molar de 46 gramos

1 = número de gramos que se quemaron

46 = peso molecular del alcohol etílico

ERRORES COMETIDOS

- 1) Se perdió demasiado calor porque:
  - a) La lata que contenía el agua no se tapó, y gran parte del calor que desprendía el agua se perdió.
  - b) Parte del calor que tomaban las latas se lo transmitían al aire que había a su alrededor, y por consiguiente, también éste calor se perdió.
- 2) Otra de las razones fue el no haber tomado en cuenta el calor de la lata que contenía la muestra de alcohol.
- 3) No haber pesado la cápsula, ni tomado en cuenta el calor que robó.

La segunda experiencia que se realizó se hizo con el calorímetro que se puede ver en la figura # 2. - Este calorímetro es igual al anterior, con la única diferencia que el de la Fig.#2 lleva tapadera de madera en la lata superior.

Trabajando con éste último y siempre con 1 gramo de alcohol obtuve lo siguiente:

D A T O S

Peso del agua . . . . .	= 68.45 gr.
Peso de la lata superior	= 50.05 gr.
Peso de la lata inferior	= 47.1 gr.
Peso de la cápsula. . . .	= 21.4 gr.

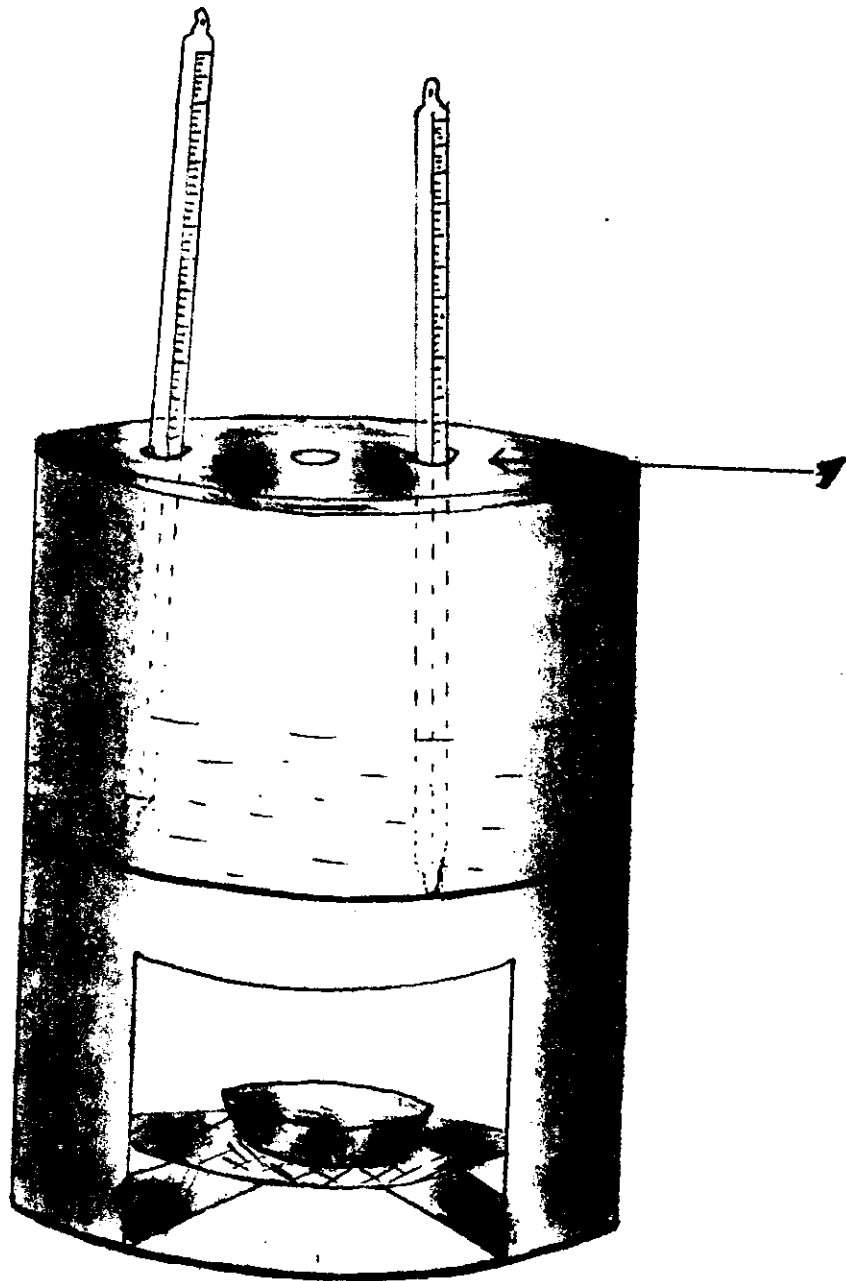


Fig. # 2

1 - Tapadera de madera

Peso del alcohol = 1 gramo

Agua =  $t_1 = 24^{\circ}\text{C}$

$t_2 = 70^{\circ}\text{C}$

Lata que contiene

agua .  $t_1 = 24^{\circ}\text{C}$

$t_2 = 76^{\circ}\text{C}$

Lata que contiene

muestra  $t_1 = 24^{\circ}\text{C}$

$t_2 = 40^{\circ}\text{C}$

Cápsula  $t_1 = 24^{\circ}\text{C}$

$t_2 = 69^{\circ}\text{C}$

Calor específico del aluminio = 0.2

Calor específico de la porcelana = 0.22

Calor específico del agua . . . = 1

DESARROLLO

$Q_1 =$  calor del agua

$Q_2 =$  Calor de la lata que contiene agua

$Q_3 =$  Calor de la lata que contiene muestra

$Q_4 =$  Calor de la cápsula

$Q =$  Calor total

$Q_1 = M \times C (t_2 - t_1)$

$Q_1 = 68.45 \text{ gr. } (70^{\circ}\text{C} - 24^{\circ}\text{C})$

$Q_1 = 68.45 \text{ gr. } (46^{\circ}\text{C})$

$Q_1 = \underline{\underline{3148.70 \text{ cal}}}$

$Q_2 = 50.05 \text{ gr. } \times 0.2 (76^{\circ}\text{C} - 24^{\circ}\text{C})$

$Q_2 = 50.05 \times 0.2 (52^{\circ}\text{C})$

$Q_2 = 10.010 \times 52$

$Q_2 = \underline{\underline{520.520 \text{ cal}}}$

$$Q_3 = 47.1 \text{ gr.} \times 0.2 (40^{\circ}\text{C} - 24^{\circ}\text{C})$$

$$Q_3 = 47.1 \text{ gr.} \times 0.2 (16^{\circ}\text{C})$$

$$Q_3 = 9.42 \times 16$$

$$Q_3 = \underline{\underline{150.72 \text{ cal}}}$$

$$Q_4 = 21.4 \text{ gr.} \times 0.22 (69^{\circ}\text{C} - 24^{\circ}\text{C})$$

$$Q_4 = 21.4 \text{ gr.} \times 0.22 (45^{\circ}\text{C})$$

$$Q_4 = 4.708 \times 45$$

$$Q_4 = \underline{\underline{211.860 \text{ cal}}}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4$$

$$Q = \underline{\underline{4031.800 \text{ cal}}}$$

$$Q = \underline{\underline{4.032 \text{ Kcal}}}$$

Como puede verse al tapar el calorímetro y tomar en cuenta, el calor que robó la lata inferior y la cápsula, aumentaron las calorías. En esta experiencia el error es menos grande que en el de la anterior.

#### ERRORES COMETIDOS

1) Se perdió calor porque la lata inferior se mantuvo abierta (Fig.#2) para que la combustión de la sustancia se realizara normalmente.

2) Otro error cometido en esta experiencia fue, que para obtener el calor total de las latas utilicé equivocadamente el calor específico del aluminio (0.2) y las latas son hechas de latón, cuyo calor específico es de 0.094.

Considerando los errores anteriores como causas principales que impiden la obtención de datos más o menos exactos de las calorías que desprende el alcohol; cubrí la abertura de la lata inferior, con una tapadera de latón, que exteriormente iba forrada de un aislador de calor que es de fi-

bra de vidrio. El calorímetro quedó como el de la Figura #3.

En esta experiencia se tomó en cuenta el calor de la tapadera de latón, y se hizo uso del calor específico correspondiente al latón.

D A T O S

Cápsula de porcelana pesa = 21.1 gr.

Lata que contiene agua " = 50. gr.

Agua . . . . . " = 84.1 gr.

Lata que contiene muestra" = 47.1 gr.

Tapadera de latón . . . ." = 7.9 gr.

Alcohol etílico . . . . ." = 1 gr.

Cápsula t1 = 28.5°C

t2 = 74°C

Lata que contiene agua . t1 = 28.5°C

t2 = 86°C

Lata que contiene muestrat1 = 28.5°C

t2 = 46°C

Agua . . . . . t1 = 28.5°C

t2 = 80°C

Tapadera de latón . . . .t1 = 28.5°C

t2 = 74°C

Calor específico del latón. . . = 0.094

Calor específico de la porcelana = 0.22

D E S A R R O L L O

Q1 = Cápsula

Q2 = Agua

Q3 = Lata que contiene agua

Q4 = Lata que contiene muestra

Q5 = Tapadera de latón

Q = Calor total

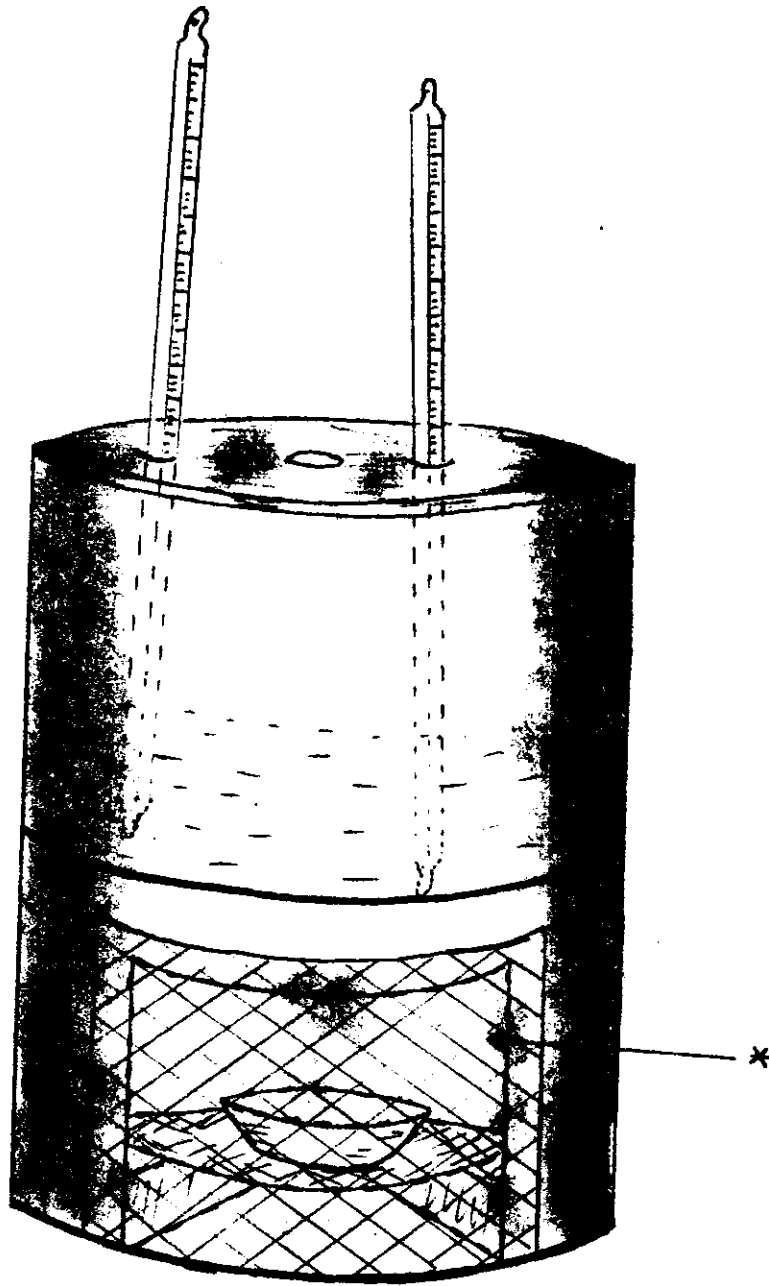


Fig. # 3

\* - Tapadera de latón cubierta exteriormente con fibra de vidrio.

$$Q_1 = M \times C (t_2 - t_1)$$

$$Q_1 = 21.1 \text{ gr.} \times 0.22 (74^\circ \text{ C} - 28.5^\circ \text{ C})$$

$$Q_1 = 21.1 \text{ gr.} \times 0.22 (45.6^\circ \text{ C})$$

$$Q_1 = 4.642 (45.6^\circ \text{ C})$$

$$Q_1 = \underline{\underline{211.6752 \text{ Cal.}}}$$

$$Q_2 = 84.1 \text{ gr.} \times 1 (80^\circ \text{ C} - 28.5^\circ \text{ C})$$

$$Q_2 = 84.1 \text{ gr.} \times 51.5^\circ \text{ C}$$

$$Q_2 = \underline{\underline{4331.15 \text{ Cal.}}}$$

$$Q_3 = 50 \text{ gr.} \times 0.094 (86^\circ \text{ C} - 28.5^\circ \text{ C})$$

$$Q_3 = 4.700 \times 57.5$$

$$Q_3 = \underline{\underline{270.2500 \text{ Cal.}}}$$

$$Q_4 = 47.1 \text{ gr.} \times 0.094 (46^\circ \text{ C} - 28.5^\circ \text{ C})$$

$$Q_4 = 47.1 \text{ gr.} \times 0.094 (17.5^\circ \text{ C})$$

$$Q_4 = 4.4274 \times 17.5$$

$$Q_4 = \underline{\underline{77.47950 \text{ Cal.}}}$$

$$Q_5 = 7.9 \times 0.094 (74^\circ \text{ C} - 28.5^\circ \text{ C})$$

$$Q_5 = 0.7426 \times 46.5^\circ \text{ C}$$

$$Q_5 = \underline{\underline{33.78830 \text{ Cal}}}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q = \underline{\underline{5924.333 \text{ Cal}}}$$

$$Q = 5.92433 \text{ Kcal} \underline{\underline{6 \text{ Kcal}}}$$

Un gramo de alcohol etílico desprendió 6 Kcal y normalmente desprende 7.39 Kcal.

ERRORES COMETIDOS.

1.- Como para que se efectúe la combustión del alcohol es necesario el oxígeno del aire, se tuvo que estar quitando por unos minutos la tapadera de latón y mientras se hacía esto se perdía calor.

2.- También se perdió calor por las paredes de las latas porque siendo el latón buen conductor del calor, este era transmitido al aire exterior.

3.- Seguramente se perdió también por un pequeño orificio que tiene la tapadera de madera que va sobre la lata superior.

En la experiencia anterior logré obtener ese dato con un error menor que los anteriores, porque tuve el cuidado de estar midiendo también exteriormente el calor de las latas; para ésto trabajé con cuatro termómetros, lo que es muy difícil hacerlo porque necesariamente tienen que estar ocupadas las dos ~~manos~~ y puede suceder que no se logre anotar con precisión los datos obtenidos; pero aún así continué trabajando con el mismo calorímetro pero con tres gramos de alcohol, para ver si los resultados eran superiores, y logré lo siguiente:

D A T O S

Peso del Agua ..... = 69.15 gr.  
Peso de la lata superior..... = 50.05 gr.  
Peso de la lata inferior ..... = 47.1 gr.  
Peso de la Cápsula ..... = 21.4 gr.  
Peso de la tapadera (latón) ..... = 7.9 gr.  
Peso del alcohol ..... = 3 gr.



Agua .....	$t_1 = 24^{\circ} \text{ C}; t_2 = 91^{\circ} \text{ C}$
Lata Superior.....	$t_1 = 24^{\circ} \text{ C}; t_2 = 98^{\circ} \text{ C}$
Lata Inferior .....	$t_1 = 24^{\circ} \text{ C}; t_2 = 80^{\circ} \text{ C}$
Cápsula .....	$t_1 = 24^{\circ} \text{ C}; t_2 = 80^{\circ} \text{ C}$
Tapadera Latón .....	$t_1 = 24^{\circ} \text{ C}; t_2 = 70^{\circ} \text{ C}$

DESARROLLO

$Q_1 = \text{Calor del agua}$

$Q_2 = \text{Calor de la lata superior.}$

$Q_3 = \text{Calor de la lata inferior}$

$Q_4 = \text{Calor de la tapadera de latón}$

$Q_5 = \text{Calor de la Cápsula}$

$Q_1 = M \times C (t_2 - t_1)$

$Q_1 = 69.15 \text{ gr.} \times 1 (91^{\circ} \text{ C} - 24^{\circ} \text{ C})$

$Q_1 = 69.15 \text{ gr.} \times 67$

$Q_1 = 4636.05 \text{ Cal.}$

$Q_2 = 50.05 \text{ gr} \times 0.094 (98^{\circ} \text{ C} - 24^{\circ} \text{ C})$

$Q_2 = 50.05 \text{ gr} \times 0.094 (74^{\circ} \text{ C})$

$Q_2 = 4.70470 \times 74$

$Q_2 = 348.14780 \text{ Cal}$

$Q_3 = 47.1 \text{ gr.} \times 0.094 (80^{\circ} \text{ C} - 24^{\circ} \text{ C})$

$Q_3 = 47.1 \text{ gr.} \times 0.094 (56^{\circ} \text{ C})$

$Q_3 = 274.93144 \text{ Cal}$

$Q_4 = 7.9 \text{ gr} \times 0.094 (70^{\circ} \text{ C} - 24^{\circ} \text{ C})$

$Q_4 = 7.9 \times 0.094 (46^{\circ} \text{ C})$

$Q_4 = 0.7426 \times 46$

$Q_4 = 34.1596 \text{ Cal}$

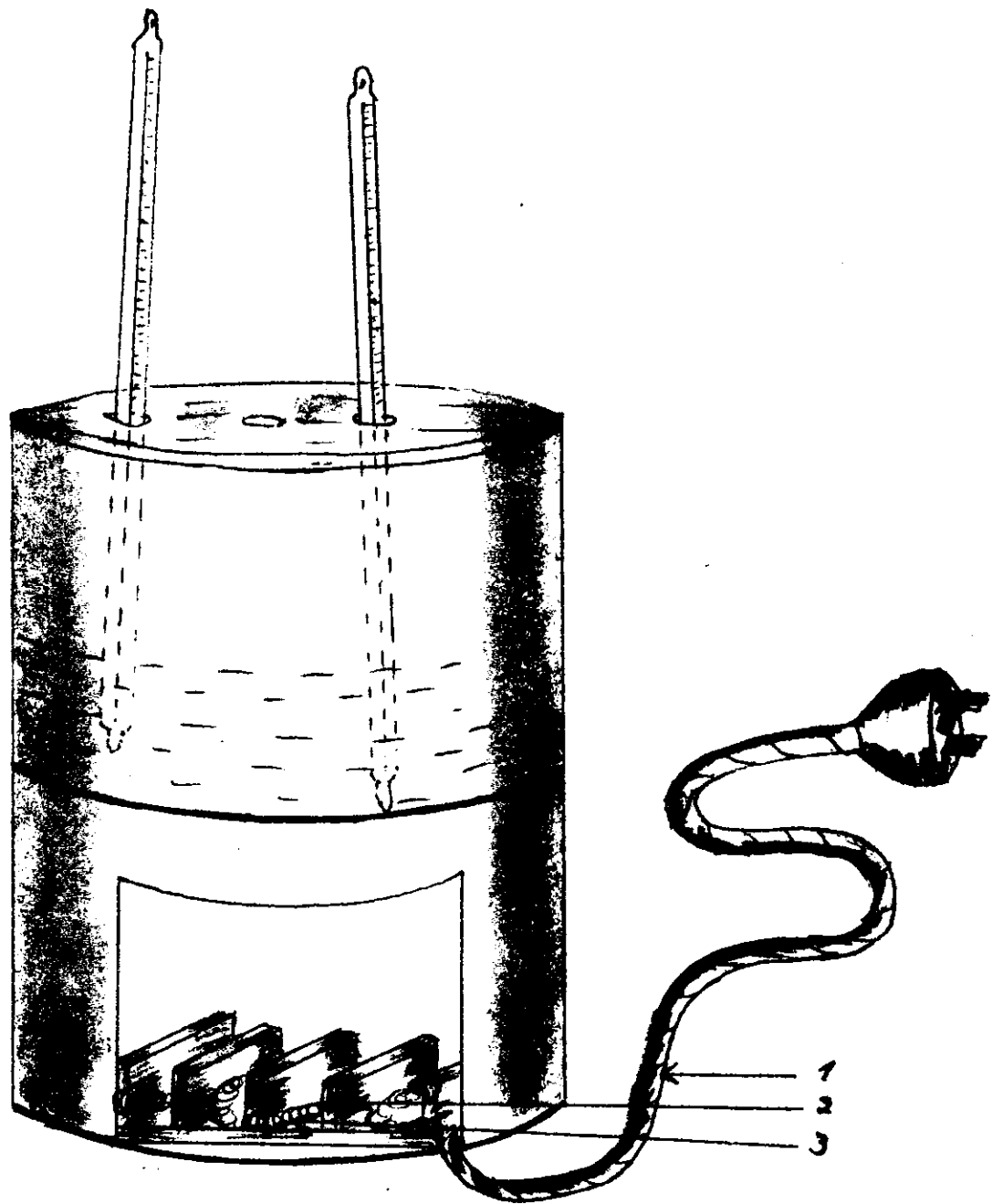


Fig. # 4

- 1 - Cerón de plancha
- 2 - Cerámica
- 3 - Resistencia

$$Q_5 = 21.4 \text{ gr.} \times 0.222 (80^\circ \text{ C} - 24^\circ \text{ C})$$

$$Q_5 = 21.4 \text{ gr.} \times 0.22 (56^\circ \text{ C})$$

$$Q_5 = 4.708 \times 56$$

$$Q_5 = \underline{263.648 \text{ Cal}}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q = \underline{5556.94080 \text{ Cal}}$$

$$Q = \underline{\underline{5.557 \text{ Kcal}}}$$

3 gramos de alcohol etílico produjeron 5.557 Kcal pero lo que normalmente producen 3 gramos es: 22.173 Kcal.

Al utilizar 3 gramos se perdió mucho más calor, porque se tiene que estar destapando continuamente la lata inferior para que pueda penetrar el oxígeno del aire y así mantener la combustión.- Al hacer eso el calor perdido será mucho mayor que cuando se trate de un gramo.

Después de estar realizando experiencias con llama, llegué a la conclusión que esa forma, la combustión se lleva a cabo difícilmente, ya que es necesario estarle acercando una llama porque se apaga constantemente.

Tomando en cuenta lo anterior reformé el calorímetro; colocando en la lata inferior, una resistencia para corriente de 220 voltios, entre paredes de cerámica, pegadas sobre una plancha del mismo material, con cemento DUCO (Fig # 4).

Se pesaron las dos latas con agua y se utilizó carne (1 gramo), luego se llevó a cabo la experiencia en la siguiente forma: se colocó la carne (seca) sobre la resistencia, después se conectó por medio de un cordón de plancha eléctrica e inmediatamente la resistencia se volvió al rojo vivo; a los cinco minutos la lata estaba exageradamente caliente;

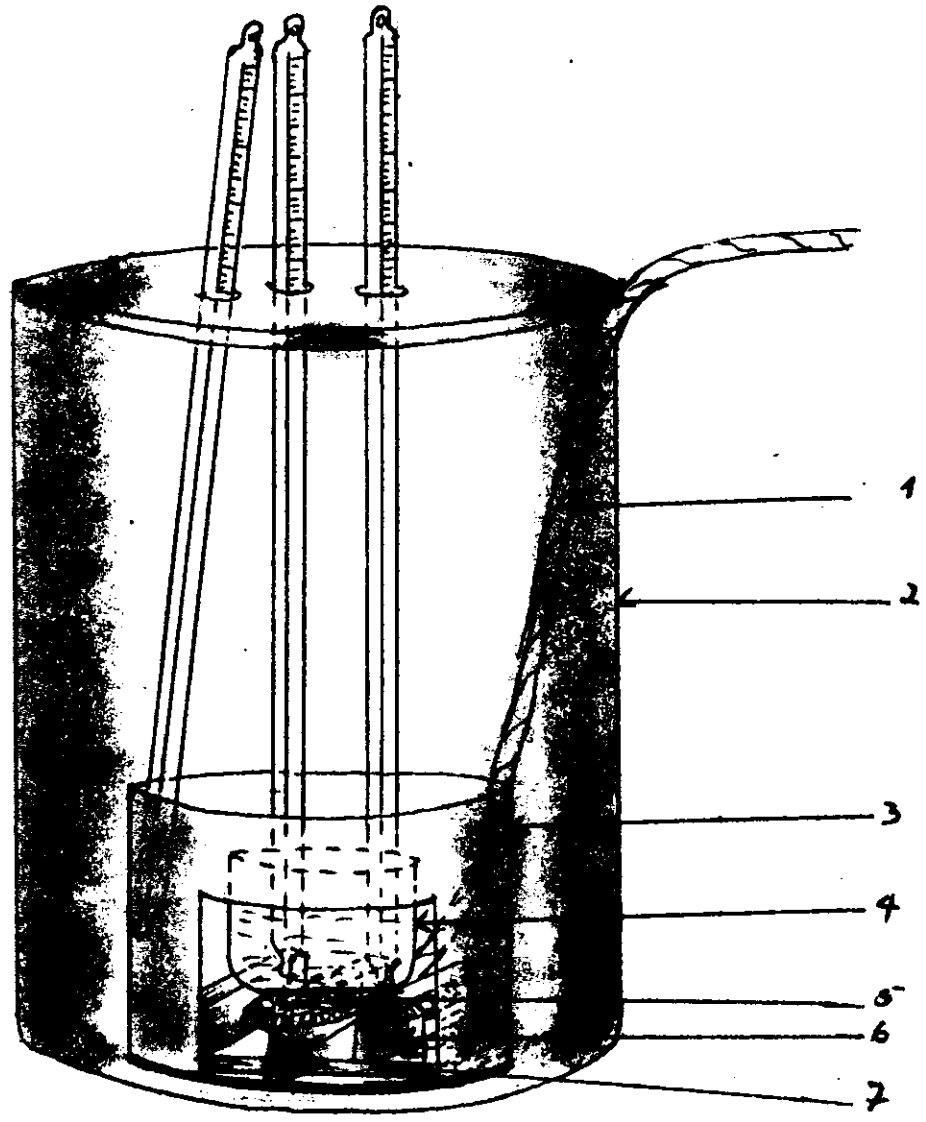


Fig. # 5

- 1 - Cerdón de plancha
- 2 - Recimiento de vidrio
- 3 - Lata
- 4 - Vase con agua
- 5 - 1 gramo de carne seca
- 6 - Resistencia
- 7 - Cerámica

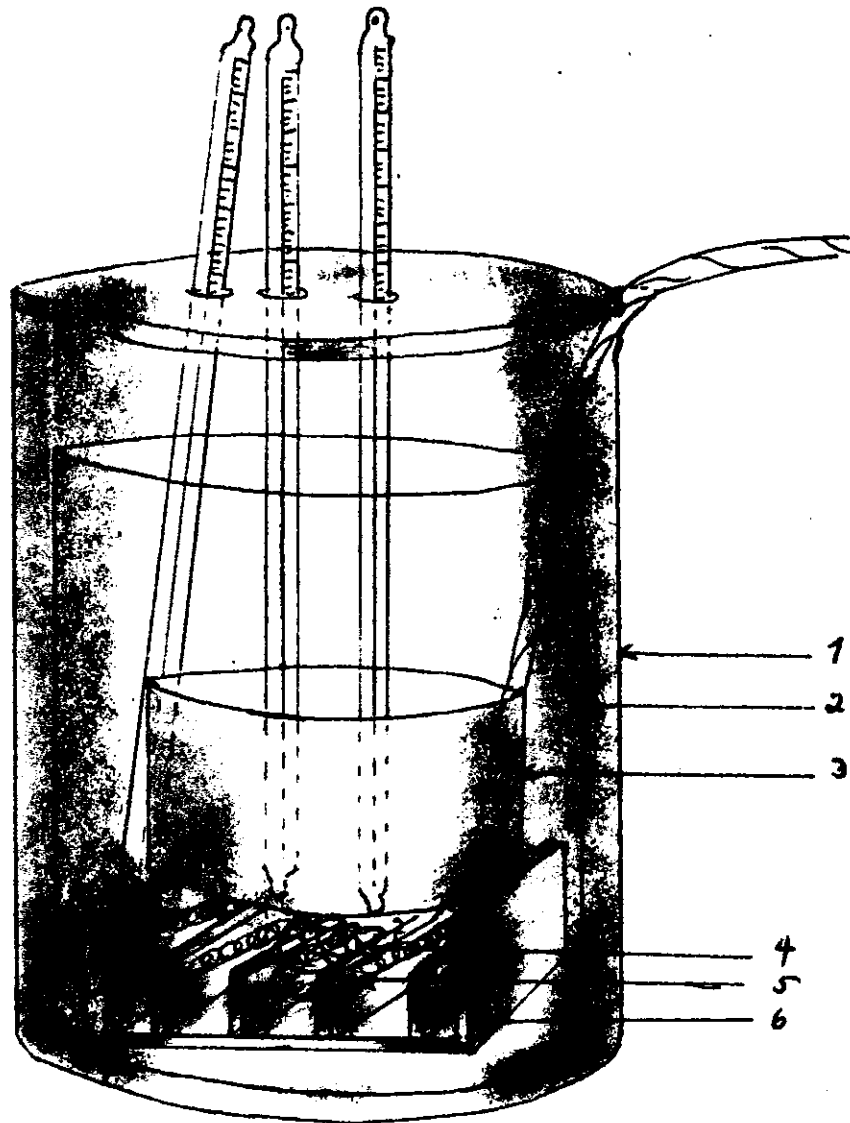


Fig. # 6

- 1 - Recipiente de vidrio
- 2 - Recipiente de vidrio
- 3 - Lata con agua
- 4 - .1 gramo de carne (seca)
- 5 - Resistencia
- 6 - Cerámica

mientras esto sucedía el alimento no se había quemado ni la décima parte, pues la carne no estaba muy en contacto con la resistencia ya que ésta se encontraba muy baja de los bordes superiores de cada pared de cerámica.

Hechas las observaciones anteriores, construí un nuevo calorímetro con paredes exteriores de vidrio y levanté un poco la resistencia (Fig. # 5).

El calorímetro está formado por una resistencia igual al del calorímetro anterior y siempre colocado sobre cerámica; ésta va adentro de una lata.- En el interior de dicha lata y sobre la cerámica se colocó un vaso con agua (el gramo de carne va entre el vaso con agua y la cerámica) después lleva un recipiente de vidrio PIREX, con tapadera de madera; a través de esta lleva colocados tres termómetros los cuales medirán: la temperatura del vaso con agua; el agua y la lata.

Este calorímetro funcionó así: después de seguir los pasos iniciales ya enunciados en las experiencias anteriores, se le hizo pasar la corriente eléctrica y al cabo de diez minutos los termómetros marcaron: el vaso 99° C, el del agua 90° C y el de la lata 95° C; también el recipiente de vidrio se calentó mucho.- Además de esto el calorímetro se llenó de humo y no se podía ver si el alimento se había quemado; pero como ya la temperatura estaba muy elevada lo desconecté y observé que la carne se había quemado sólo como la tercera parte y que la cerámica también se había calentado demasiado.

Como consideré de mucha importancia el seguir trabajando con éste calorímetro, le hice algunas reformas, para que así el alimento se pudiera quemar libremente ya que el vaso con agua había sido colocado sobre él; para solucionar este problema pegué con cemento Duco otros pe-

dazos de cerámica de tal modo que se pudiera sostener una lata con agua sin estorbar a la combustión del alimento (Fig. # 6); y como el recipiente de vidrio robaba calor, el cual se perdía; coloqué otro recipiente de vidrio dentro del anterior para que así el calor, que llegara al del exterior, fuera muy poco (Fig. # 6).

Realizados los pasos iniciales, lo conecté pero, pasados dos minutos, la cerámica empezó a desprenderse hasta separarse cada una de sus piezas completamente.

Después de observar esto, coloqué la resistencia en un objeto de barro, en donde aquella salía a la superficie sin el peligro de moverse y así producir un corto circuito al chocar con el resto de dicha resistencia (Fig. # 7).

Al conectar, este calorímetro funcionó muy bien solo que los recipientes de vidrio se calentaron demasiado a tal grado que no se podían tomar con la mano, y otro defecto fué que a pesar de tanto calor desprendido el alimento no se quemó todo; pero consideré que ésto último se podría lograr después y que lo esencial era, no dejar escapar calor, entonces coloqué entre los recipientes de vidrio, un aislador de calor de fibra de vidrio (Fig. # 8).

Ya con ésta reforma consideré que si se escapaba calor sería muy poco.- Conecté el calorímetro y empezó a funcionar bien, pero después de cinco minutos más o menos, la resistencia se fundió; la uní de nuevo y volví a insistir pero se fundió nuevamente.

Con este nuevo fracaso creí llegar a obtener posteriores triunfos si continuaba trabajando con electricidad, y seguí experimentando, pero con una resistencia más consistente; conectada a tres pilas eléctricas ( Fig # 9 ).

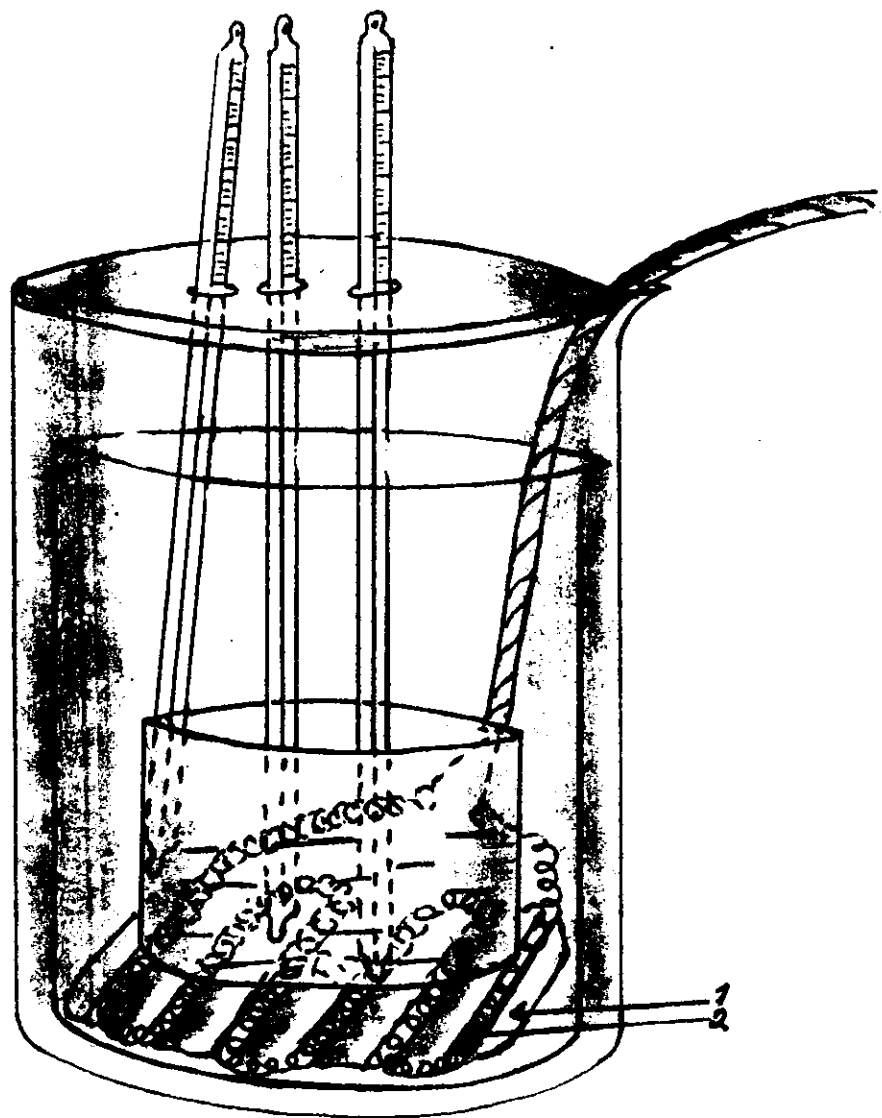


Fig. # 7

- 1 - Objeto de barra
- 2 - Resistencia

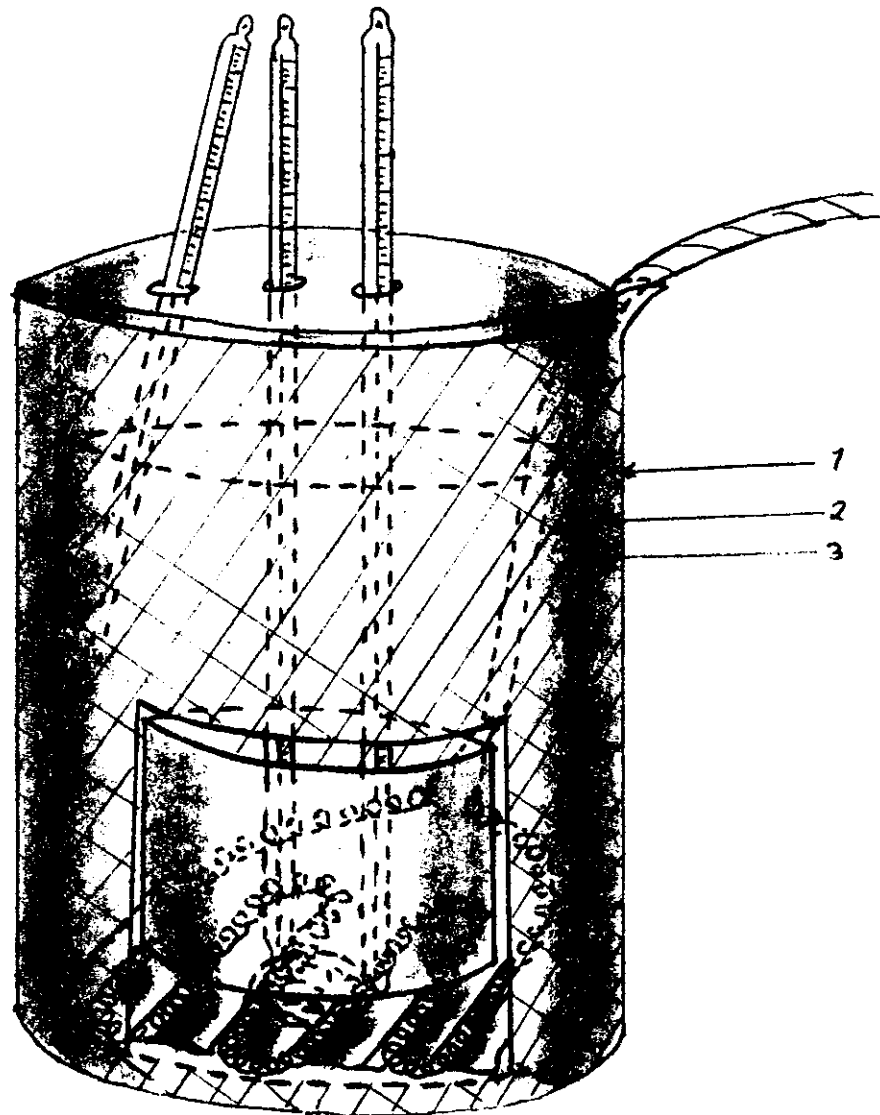


Fig. # 8

- 1 - Recipiente de vidrio
- 2 - Fibra de vidrio (Aislador de calor)
- 3 - Recipiente de vidrio

El voltaje era inferior (12 voltios), para ésto coloqué una resistencia adecuada sobre un soporte de latón de manera que no topara con nada de metal, para que así su funcionamiento fuera normal (Fig. # 9); lo demás del calorímetro era igual al de la figura # 8.

Colocadas las baterías en serie, se conectaron al calorímetro.- su funcionamiento inicial fué normal, pero como a los cinco minutos la combustión ya no continuaba; al ver ésto, saqué la resistencia con todo y soporte, deposité 1 gramo de carne sobre ella y se quemó completamente; después de ésto llegué a la conclusión, de que, lo que hacía falta para una combustión normal era el oxígeno, pues al terminarse el aire de adentro del calorímetro la combustión no continuó.

#### ERRORES GENERALES.

1) En las experiencias realizadas en éste capítulo se trabajó con el calor específico de 0.094 para el latón, siendo lo correcto 0.090.

2) La mayoría de calorímetros utilizados eran de tamaño pequeño, por lo que fué muy difícil mantener la combustión por un tiempo más prolongado, pues al faltar el oxígeno se apagaba la llama.

---

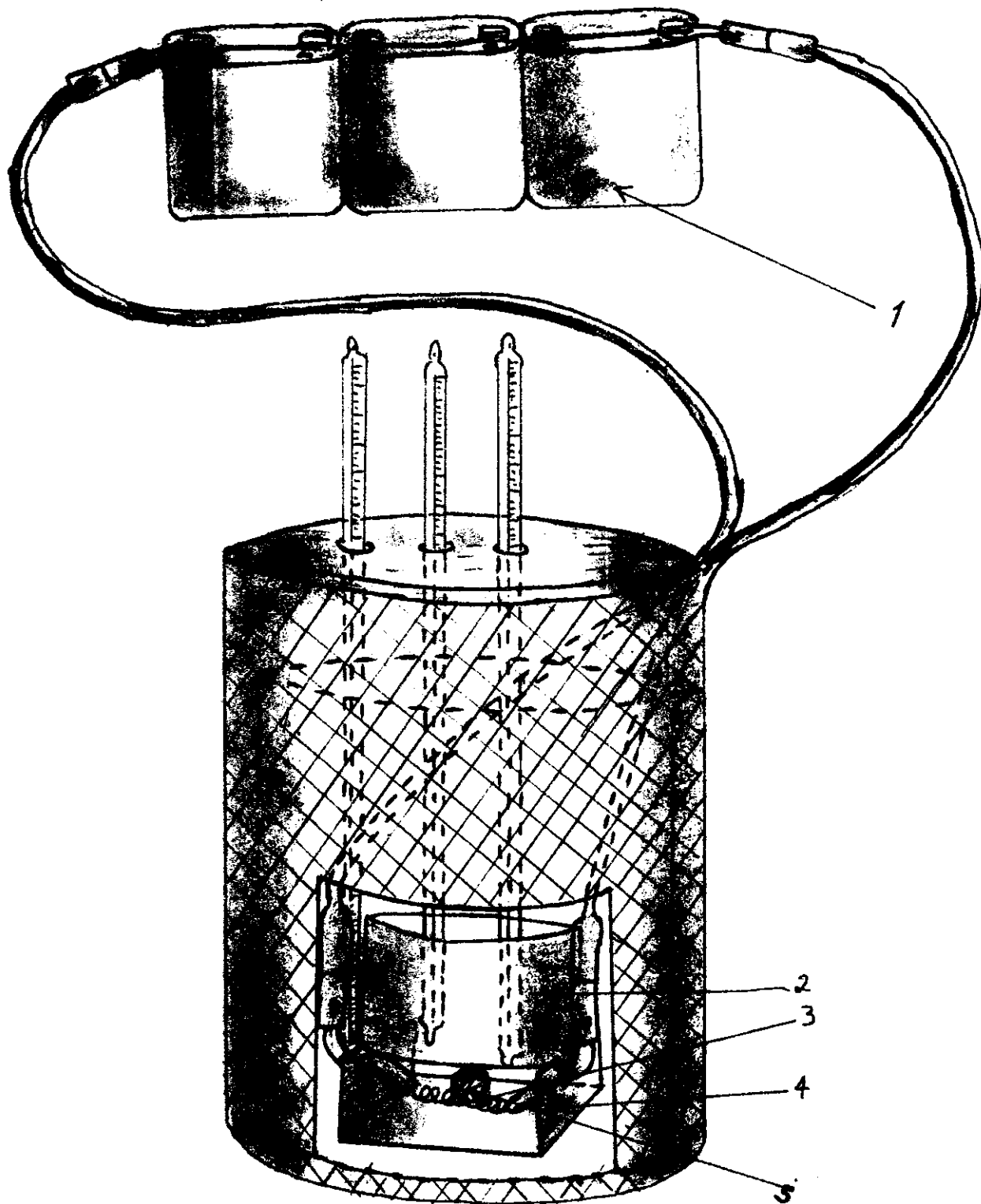


Fig. # 9

- 1 - Pila eléctrica
- 2 - Lata con agua
- 3 - Resistencia
- 4 - Soporte de latón
- 5 - Carne (1 gramo)

- CAPITULO II -

C.- PERFECCIONAMIENTO DEL CALORIMETRO.

1.- DESCRIPCION DEL CALORIMETRO  
Y SU PERFECCIONAMIENTO.

Los experimentos mencionados en el capítulo I marcaron un paso muy importante para el perfeccionamiento de un calorímetro e hizo resaltar la idea de que se podría llegar a determinar la cantidad aproximada de calorías desprendidas por una sustancia orgánica, utilizando un calorímetro que funcionara a base de una llama originada por la combustión de dicha sustancia.

De modo que después de utilizar los siguientes materiales:

- 1) Latas de todo tamaño
- 2) Tijeras de cortar metal
- 3) Cápsula de porcelana
- 4) Tapaderas de madera
- 5) Termómetros
- 6) Cemento Duco
- 7) Soldadura líquida
- 8) Cerámica
- 9) Fibra de vidrio ( aislador de calor )
- 10) Beakers de varios tamaños
- 11) 3 pilas eléctricas ( 6 voltios cada una )
- 12) 1 cordón de plancha
- 13) Resistencias ( 110 W, 120W y 6 W ).
- 14) Rejilla
- 15) Alambre de cobre.

- 16) Recipientes de Zinc
- 17) Recipientes de aluminio
- 18) Soporte de madera

Para la construcción de varios calorímetros sin obtener buenos resultados, por la exagerada pérdida de calor y por la dificultad de mantener la combustión, se logró construir uno, de zinc (Fig. # 10) con dicho calorímetro se obtuvieron resultados más o menos exactos.- Este último está constituido por lo que a continuación se detalla:

A) Un Recipiente Exterior, que mide

- a) altura = 22 cm
- b) diámetro = 17 cm

En la parte anterior tiene una abertura que lleva una portezuela movable ( se puede bajar y subir ).

La abertura mide:

- a) altura = 10.5 cm
- b) ancho = 10 cm

La portezuela:

- a) altura: 11 cm
- b) ancho: 11 cm

Esto se le hizo con el fin de poder introducir fácilmente la muestra orgánica, al recipiente interior que también tiene abertura; además se hizo con el propósito de dejar introducir aire para facilitar la combustión.

En la parte superior de éste recipiente lleva una tapadera de madera que mide:

- a) Disco superior ( el que queda hacia fuera, ) tiene de diámetro = 19 cm.

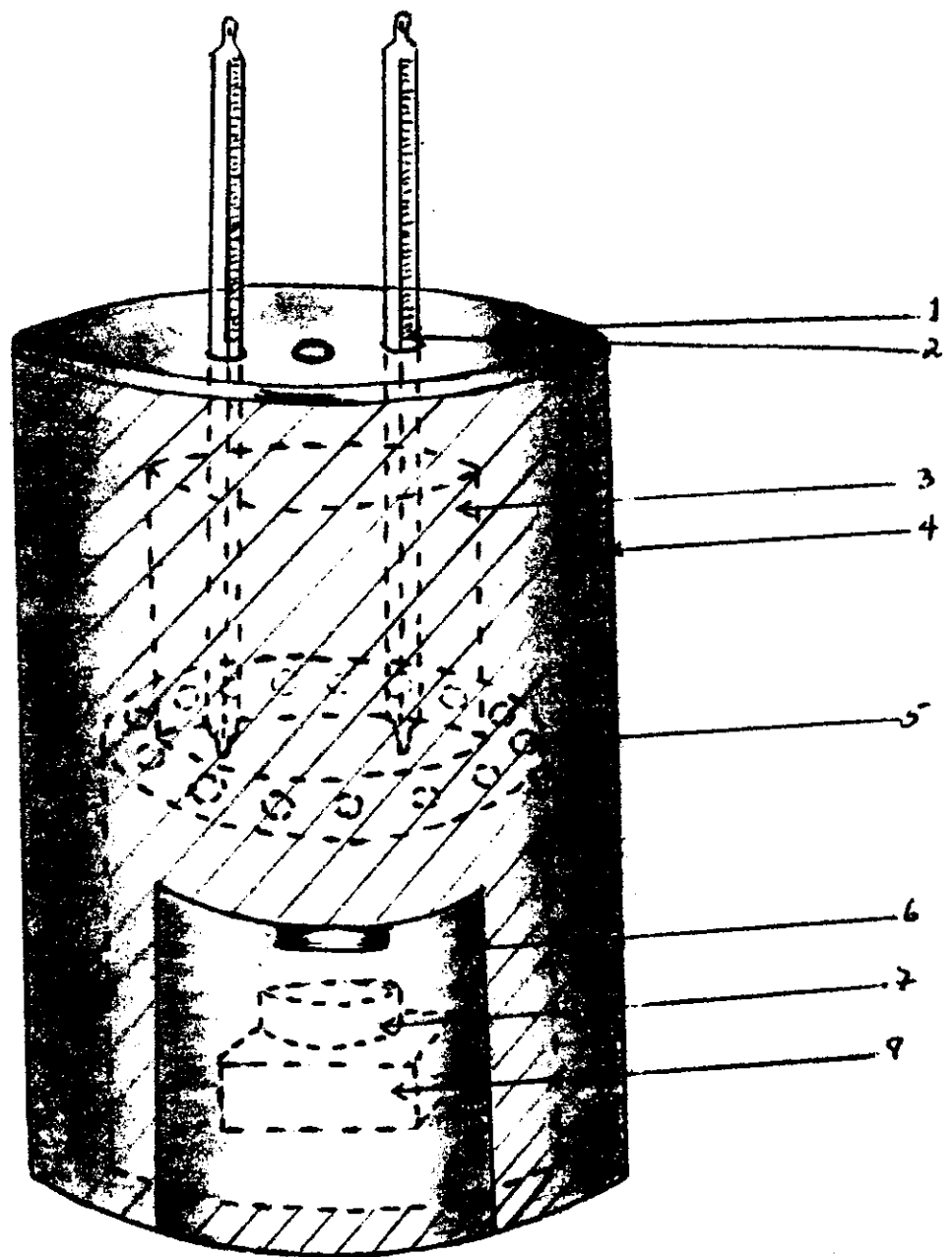


Fig. # 10

- 1 - Tapadera de madera
- 2 - Termómetro
- 3 - Depósito de agua
- 4 - Recipiente exterior
- 5 - Orificios
- 6 - Tapadera de zinc
- 7 - Recipiente de aluminio
- 8 - Soporte de madera

b) Disco inferior ( va introducido en la boca del recipiente) tiene de diámetro = 17 cm.

Además esta tapadera tiene 3 orificios que miden 0.8 cm. de diámetro, cada uno.- En dos de ellos van incertados los termómetros que miden la temperatura del agua y del recipiente interior respectivamente; y el otro orificio sirve de escape del aire caliente que asciende.- En realidad por este orificio se pierde calor pero en pequeñísima cantidad, pues la mayor parte es transmitido al agua, dicho orificio es indispensable, pues al no haber escape de aire se interrumpe la combustión.

B) Un Recipiente Interior: que mide

a) altura = 19.7 cm

Este recipiente está constituido por dos partes que van unidas entre sí formando una sola pieza:

1) La parte superior de éste recipiente constituye el depósito de agua que mide:

a) altura: 6.5 cm

b) diámetro: 11 cm

2) La parte inferior es el depósito de la muestra y mide:

a) altura: 10 cm

b) ancho: 10.5 cm

Entre la parte superior e inferior tiene un saliente que mide 1.2 cm, en éste existen 29 orificios con un diámetro de 0.3 cm cada uno.- Estos permiten el paso del aire caliente que se acumula en la parte inferior del recipiente durante la combustión, facilitando así, que la sustancia permanezca encendida por un tiempo más prolongado y, como consecuencia se obtienen resultados más exactos.

En la parte inferior de éste recipiente va introducido un trozo de madera que mide:

- a) largo: 5.4 cm
- b) ancho: 4.5 cm
- c) alto: 2.9 cm

Este sirve de soporte al recipiente que contiene la muestra orgánica, pues es necesario que la combustión de la sustancia se lleve a cabo bastante retirada de la abertura del recipiente y a la altura de 5.5 cm para que el calor sea transmitido directamente al agua.

El recipiente que va sobre el soporte de madera es de aluminio y mide:

- a) diámetro = 5 cm
- b) alto = 1.4 cm

Este permite una combustión más rápida ya que la sustancia se riega, dentro de él, dando lugar a que la llama consuma la sustancia en menor tiempo y así haya menor pérdida de calor.

Entre el recipiente exterior e interior existe un espacio de 3.5 cm por la parte superior (cerca del depósito de agua) y de 2.3 cm por la parte inferior (cerca del depósito donde se introduce la muestra); dicho espacio va ocupado por un aislador de calor que es de fibra de vidrio y que no interrumpe el paso del aire caliente hacia arriba, también lleva aislador entre las bases de los recipientes.

El aislador se seleccionó de vidrio porque es un mal conductor ya que puede acumular calor en él pero no es transmitido al recipiente exterior.- La fibra de vidrio se puede colocar con facilidad dentro del calorímetro y además no interrumpe la combustión ni se quema con facilidad.

En las experiencias se toma en cuenta también el calor del recipiente exterior porque como la portezuela por no llevar aislador ( si llevara no sería posible bajarla y subirla a voluntad ), se calienta, y ésta le transmite el calor.

En el recipiente interior va unido el depósito de agua con la parte inferior, formando entre sí una sola pieza, facilitando la medición de la temperatura y además el calor es transmitido fácilmente al agua.

El calorímetro está constituido en su mayor parte de zinc por ser un metal barato y fácil de obtenerlo.- En conjunto dicho calorímetro se ve como lo detalla la figura # 10.

Funciona en la siguiente forma:

Se pesa el agua y todo lo que constituye dicho aparato ( por separado), menos los termómetros y la tapadera de madera.

Después de obtener la masa y la temperatura inicial de cada parte, se arma, como en la Fig. # 10, seguidamente se deposita la sustancia orgánica inflamable en el recipiente de aluminio ( después de pesada), luego se coloca sobre el soporte de madera en la forma que ya indiqué anteriormente.- Ya hecho todo lo anterior se enciende la muestra y se baja la portezuela hasta la mitad, para que al mismo tiempo que haya entrada de aire no se pierda calor.

Cuándo finaliza la combustión se mide la temperatura final de cada parte incluyendo el agua.- Con todos los datos mencionados, se encuentra el calor de cada parte mediante la siguiente fórmula:

$$Q = M \times C (t_2 - t_1)$$

Donde:

M = masa

C = calor específico.



$$Q = M \times C (t_2 - t_1)$$

$$Q_1 = 95.7 \text{ gr } (38^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q_1 = 95.7 \text{ gr} \times 13$$

$$Q_1 = \underline{1244.1 \text{ Cal}}$$

$$Q_2 = 292 \text{ gr} \times 0.094 (39.5^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q_2 = 292 \text{ gr} \times 0.094 (14.5^\circ \text{ C})$$

$$Q_2 = 27.448 \times 14.5$$

$$Q_2 = \underline{397.9960 \text{ Cal}}$$

$$Q_3 = 36.7 \text{ gr} \times 0.094 (28^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q_3 = 3.4498 \times 3$$

$$Q_3 = \underline{10.3494 \text{ Cal}}$$

$$Q_4 = 8.1 \text{ gr} \times 0.214 (36^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q_4 = 8.1 \text{ gr} \times 0.214 (11^\circ \text{ C})$$

$$Q_4 = 1.7334 \times 11$$

$$Q_4 = \underline{19.0674 \text{ Cal}}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4$$

$$Q = 1671.5128 \text{ Cal}$$

---

$$Q = 1.671 \text{ Kcal} \quad \underline{\quad} \quad 2 \text{ Kcal}$$

---

0.5 gramos de alcohol etílico produjeron 2 Kcal y normalmente produciría 3.69 Kcal porque:

1 mole de alcohol etílico pesa 46 gr

46 gr. de alcohol etílico producen al quemarse 340 Kcal

0.5 gr. de alcohol etílico producen al quemarse X Kcal

$$X = \frac{340 \times 0.5}{46} = 3.69 \text{ Kcal}$$

En otras experiencias se obtuvo:

Con 0.1 gramo  $\longrightarrow$  0.259 Kcal y normalmente produciría = 0.73 Kcal

Con 0.2 gr.  $\longrightarrow$  3.9 Kcal; Normal  $\longrightarrow$  1.4 Kcal

Con 0.5 gr.  $\longrightarrow$  1.5 Kcal; Normal  $\longrightarrow$  3.6 Kcal

Con 1 gr.  $\longrightarrow$  2.7 Kcal; Normal  $\longrightarrow$  7.3 Kcal

b) DEL BENCENO (C6 H6)

MASA

tapadera de Zinc ..... 36.7 gr.  
Agua ..... 77.8 gr.  
Recipiente interior ..... 292 gr.  
Recipiente de aluminio ..... 7.6 gr.  
Recipiente exterior ..... 426 gr.  
soporte de madera ..... 52.6 gr.  
benceno ..... 0.5 gr.

TEMPERATURA

$t_1 = 22^\circ \text{ C}$   
tapadera de zinc .....  $t_2 = 44^\circ \text{ C}$   
Agua .....  $t_2 = 35^\circ \text{ C}$   
Recipiente interior ..  $t_2 = 36^\circ \text{ C}$   
Recipiente de aluminio  $t_2 = 47^\circ \text{ C}$   
Recipiente exterior ...  $t_2 = 33^\circ \text{ C}$   
soporte de madera ....  $t_2 = 32^\circ \text{ C}$

DESARROLLO

Q1 = tapadera de zinc                      Calor específico del aluminio: 0.212

Q2 = Agua                                      Calor específico de la madera: 0.4

Q3 = Recipiente interior

Q4 = Recipiente de aluminio

Q5 = Recipiente exterior

Q6 = soporte de madera

$$Q = M \times C (t_2 - t_1)$$

$$Q_1 = 36.7 \text{ gr} \times 0.094 (44^\circ \text{ C} - 22^\circ \text{ C})$$

$$Q_1 = 3.4498 (22^\circ \text{ C})$$

$$Q_1 = \underline{75.8956 \text{ Cal}}$$

$$Q_2 = 77.8 \text{ gr} (35^\circ \text{ C} - 22^\circ \text{ C})$$

$$Q_2 = 77.8 \text{ gr} (13^\circ \text{ C})$$

$$Q_2 = \underline{1011.4 \text{ Cal.}}$$

$$Q_3 = 292 \text{ gr.} \times 0.094 (36^\circ \text{ C} - 22^\circ \text{ C})$$

$$Q_3 = 27.448 (14^\circ \text{ C})$$

$$Q_3 = \underline{384.272 \text{ Cal.}}$$

$$Q_4 = 7.6 \text{ gr} \times 0.212 (47^\circ \text{ C} - 22^\circ \text{ C})$$

$$Q_4 = 1.6112 \times 25^\circ \text{ C}$$

$$Q_4 = \underline{40.28 \text{ Cal.}}$$

$$Q_5 = 426 \text{ gr.} \times 0.094 (33^\circ \text{ C} - 22^\circ \text{ C})$$

$$Q_5 = 40.044 (11^\circ \text{ C})$$

$$Q_5 = \underline{\underline{440.444 \text{ Cal}}}$$

$$Q_6 = 52.6 \text{ gr.} \times 0.4 (32^\circ \text{ C} - 22^\circ \text{ C})$$

$$Q_6 = 21.04 \times 10$$

$$Q_6 = \underline{\underline{210.4 \text{ Cal.}}}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 + Q_6$$

$$Q = 2162.696 \text{ Cal.}$$

---

$$Q = 2.16 \text{ Kcal}$$

---

0.5 gr. de benceno produjeron 2.16 Kcal y normalmente produciría 5.06 Kcal, porque:

1 mole de benceno pesa 78 gr.

78 gr. de benceno producen al quemarse 790 Kcal

0.5 gr. de benceno producen al quemarse X Kcal.

$$X = \frac{790 \times 0.5}{78} = 5.06 \text{ Kcal}$$

En otras experiencias, siempre trabajando con benceno se obtuvo:

Con 1 gr.  $\longrightarrow$  2.3 Kcal; normalmente daría  $\longrightarrow$  10.12 Kcal

Con 0.5 gr.  $\longrightarrow$  2.14 Kcal; normalmente daría  $\longrightarrow$  5.06 Kcal

Con 0.5 gr.  $\longrightarrow$  1.5 Kcal; normalmente daría  $\longrightarrow$  5.06 Kcal

Con 0.5 gr.  $\longrightarrow$  2.01 Kcal; normalmente daría  $\longrightarrow$  5.06 Kcal

Con el benceno los resultados fueron con un error muy grande porque la combustión se realizó con mucha dificultad.

c) DE LA ACETONA (CH<sub>3</sub> - CO - CH<sub>3</sub>)

MASA

Recipiente exterior = 426 gr.  
Recipiente interior = 292 gr.  
Recipiente de aluminio = 7.6 gr.  
Agua ..... = 76.2 gr.  
Soporte de madera .... = 52.6 gr.  
Fibra de vidrio ..... = 38.8 gr.  
Tapadera de zinc ..... = 36.7 gr.  
Acetona ..... = 0.5 gr.

TEMPERATURA

t<sub>1</sub> = 25° C  
Agua ..... t<sub>2</sub> = 45° C  
tapadera de zinc .... t<sub>2</sub> = 34° C  
recipiente interior . t<sub>2</sub> = 49° C  
recipiente de aluminio t<sub>2</sub> = 39° C  
recipiente exterior .. t<sub>2</sub> = 34° C  
soporte de madera .... t<sub>2</sub> = 39° C  
fibra de vidrio ..... t<sub>2</sub> = 35° C

DESARROLLO

Q<sub>1</sub> = agua

Q<sub>2</sub> = tapadera de zinc

Q<sub>3</sub> = Recipiente interior

Q<sub>4</sub> = Recipiente de aluminio

Q<sub>5</sub> = Recipiente exterior

Q<sub>6</sub> = soporte de madera

Q<sub>7</sub> = fibra de vidrio

Calor específico del vidrio = 0.2

$$Q1 = M \times C (t2 - t1)$$

$$Q1 = 76.2 \text{ gr} (45^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q1 = 76.2 \text{ gr.} (20^\circ \text{ C})$$

$$Q1 = \underline{1524 \text{ Cal}}$$

$$Q2 = 36.7 \text{ gr} \times 0.094 (34^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q2 = 3.4498 (9^\circ \text{ C})$$

$$Q2 = \underline{31.0482 \text{ Cal}}$$

$$Q3 = 292 \text{ gr} \times 0.094 (49^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q3 = 27.448 (24^\circ \text{ C})$$

$$Q3 = \underline{658.752 \text{ Cal}}$$

$$Q4 = 7.8 \text{ gr} \times 0.212 (39^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q4 = 1.6536 (14^\circ \text{ C})$$

$$Q4 = \underline{23.1504 \text{ Cal}}$$

$$Q5 = 426 \text{ gr} \times 0.094 (34^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q5 = 40.044 (9^\circ \text{ C})$$

$$Q5 = \underline{360.396 \text{ Cal}}$$

$$Q6 = 52.6 \text{ gr} \times 0.4 (39^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q6 = 21.04 (14^\circ \text{ C})$$

$$Q6 = \underline{294.16 \text{ Cal}}$$

$$Q7 = 38.8 \text{ gr} \times 0.2 (35^\circ \text{ C} - 25^\circ \text{ C})$$

$$Q7 = 7.76 (10^\circ \text{ C})$$

$$Q7 = \underline{\underline{77.6 \text{ Cal}}}$$

$$Q = Q1 + Q2 + Q3 + Q4 + Q5 + Q6 + Q7$$

$$Q = 2.969 \text{ Kcal} \quad \underline{\quad} \quad 3 \text{ Kcal}$$

0.5 gr. de acetona produjeron 3 Kcal y normalmente sería: 3.7 Kcal,  
porque:

1 mole de acetona pesa 58 gr.

58 gr. de acetona producen al quemarse 430 Kcal

0.5 gr. de acetona producen al quemarse X Kcal

$$X = \frac{430 \times 0.5}{58} = \underline{3.7 \text{ Kcal}}$$

En las otras experiencias que se realizaron los resultados fueron:

Con 0.5 gr.  $\longrightarrow$  2.5 Kcal; normalmente sería ..... 3.7 Kcal

Con 0.5 gr.  $\longrightarrow$  2.7  $\underline{\quad}$  3 Kcal normalmente sería 3.7 Kcal.

Con 0.5 gr.  $\longrightarrow$  2.01 Kcal ; normalmente sería .... 3.7 Kcal.

d) DEL METANOL (CH<sub>3</sub> OH)

MASA

Recipiente exterior = 426 gr.

Recipiente interior = 292 gr.

Recipiente de aluminio = 7.6 gr.

Agua ..... = 75.3 gr.

Soporte de madera ... = 52.6 gr.

fibra de vidrio ..... = 38.8 gr.

tapadera de zinc .... = 36.7 gr.

Metanol ..... = 0.5 gr.

TEMPERATURA

Fibra de vidrio .....	$t_1 = 26^{\circ} \text{ C}; t_2 = 36^{\circ} \text{ C}$
tapadera de zinc .....	$t_1 = 25^{\circ} \text{ C}; t_2 = 44^{\circ} \text{ C}$
Agua .....	$t_1 = 23^{\circ} \text{ C}; t_2 = 44^{\circ} \text{ C}$
Recipiente interior ...	$t_1 = 25^{\circ} \text{ C}; t_2 = 45^{\circ} \text{ C}$
soporte de madera .....	$t_1 = 25^{\circ} \text{ C}; t_2 = 38^{\circ} \text{ C}$
recipiente exterior ...	$t_1 = 25^{\circ} \text{ C}; t_2 = 32^{\circ} \text{ C}$
recipiente de aluminio .	$t_1 = 25^{\circ} \text{ C}; t_2 = 41^{\circ} \text{ C}$

DESARROLLO

Q1 = fibra de vidrio

Q2 = Tapadera de zinc

Q3 = Agua

Q4 = recipiente interior

Q5 = soporte de madera

Q6 = recipiente exterior

Q7 = recipiente de aluminio

$$Q_1 = 38.8 \text{ gr.} \times 0.2 (36^{\circ} \text{ C} - 26^{\circ} \text{ C})$$

$$Q_1 = 7.76 \times 10^{\circ} \text{ C}$$

$$Q_1 = \underline{\underline{77.6 \text{ Cal.}}}$$

$$Q_2 = 36.7 \text{ gr.} \times 0.094 (44^{\circ} \text{ C} - 25^{\circ} \text{ C})$$

$$Q_2 = 3.4498 (19^{\circ} \text{ C})$$

$$Q_2 = \underline{\underline{65.531 \text{ Cal}}}$$

$$Q_3 = 75.3 \text{ gr.} (44^{\circ} \text{ C} - 23^{\circ} \text{ C})$$

$$Q_3 = 75.3 \text{ gr.} (21^{\circ} \text{ C})$$

$$Q_3 = \underline{\underline{1581.3 \text{ Cal}}}$$

$$Q4 = 292 \text{ gr.} \times 0.094 (45^{\circ} \text{ C} - 25^{\circ} \text{ C})$$

$$Q4 = 27.448 (20^{\circ} \text{ C})$$

$$Q4 = \underline{548.960 \text{ Cal}}$$

$$Q5 = 52.6 \text{ gr.} \times 0.4 (38^{\circ} \text{ C} - 25^{\circ} \text{ C})$$

$$Q5 = 21.04 (13^{\circ} \text{ C})$$

$$Q5 = \underline{273.52 \text{ Cal}}$$

$$Q6 = 426 \text{ gr.} \times 0.094 (32^{\circ} \text{ C} - 25^{\circ} \text{ C})$$

$$Q6 = 40.044 (7^{\circ} \text{ C})$$

$$Q6 = \underline{280.308 \text{ Cal}}$$

$$Q7 = 7.8 \text{ gr.} \times 0.212 (41^{\circ} \text{ C} - 25^{\circ} \text{ C})$$

$$Q7 = 1.6536 (16^{\circ} \text{ C})$$

$$Q7 = \underline{26.4576 \text{ Cal}}$$

$$Q = Q1 + Q2 + Q3 + Q4 + Q5 + Q6 + Q7$$

$$Q = 2853.6766 \text{ Cal}$$

---

$$Q = \underline{2.8 \text{ Kcal}}$$

---

0.5 gr. de metanol produjeron 2.8 Kcal y lo normal es 2.7 Kcal

porque:

1 mole de metanol pesa 32 gr.

32 gr. de metanol producen al quemarse 174 Kcal

0.5 gr. de metanol producen al quemarse X Kcal.

$$X = \frac{174 \times 0.5}{32} = \underline{\underline{2.7 \text{ Kcal}}}$$

En las otras experiencias con metanol los resultados fueron:

Con 0.5 gr..... 1.8 ~~2~~ Kcal; normal ..... 2.7 Kcal.

Con 0.5 gr..... 1.8 ~~2~~ Kcal; normal ..... 2.7 Kcal.

e) RESULTADOS

Fórmula	Sustancia	Peso molecular	Calor de Combustión	Muestra (cantidad)	Calorías (Muestra)	Calorías (Normal)
$C_2H_5OH$	Etanol	46 gr.	340 Kcal.	0.5 gr.	2 Kcal.	3.69 Kcal
$C_6H_6$	Benceno	78 "	790 "	0.5 "	2.16 "	5.06 "
$CH_3-CO-CH_3$	Acetona	58 "	430 "	0.5 "	3 "	3.7 "
$CH_3OH$	Metanol	32 "	174 "	0.5 "	2.8 "	2.7 "

D.-

CONCLUSIONES.

\*\*\*\*\*

1.- Los resultados más exactos han sido obtenidos a partir del calorímetro que funciona a base de una llama originada por la combustión de la sustancia orgánica y haciendo uso de 0.5 gr.

2.- La exactitud de un resultado depende:

- a) De la pureza de la sustancia.
- b) De la cantidad de sustancia utilizada.
- c) Del grado de volatilidad de la sustancia.
- d) Del tamaño del calorímetro.
- e) De la certeza que se tiene del calor específico correspondiente a cada sustancia.
- f) De la exactitud con que se tomen las temperaturas.
- g) De la exactitud con que se obtenga la masa de cada parte del calorímetro.

3.- Entre más sustancia se usa, más calorías se pierden y entre menos sustancia se usa más grande es el error.

4.- Entre más pequeño es el calorímetro más calor se pierde.

5.- La cantidad de calorías desprendidas por una sustancia orgánica es la suma del calor tomado por cada una de las partes que componen el calorímetro, incluyendo el agua.

6.- El calor de cada parte del calorímetro se encuentra por medio de la masa, el calor específico y la diferencia de temperatura.

7.- La energía potencial de una sustancia orgánica se puede conocer, midiendo la cantidad de calor que se desprende si se quema en

un calorímetro.

8.- Entre más inflamable es una sustancia los resultados son más exactos.

9.- Con benceno no se obtuvieron resultados más o menos exactos porque la combustión es incompleta.

---

SUGERENCIAS.

\*\*\*\*\*

1.- Cuando se van hacer varias experiencias seguidas, se debe tener cuidado que cada parte del calorímetro ya esté lo suficiente frío como para continuar trabajando.

2.- Antes de cada experiencia se debe tomar la temperatura inicial de cada parte del calorímetro, porque a veces varía.

3.- Cuando se va a encender la sustancia se debe acercar el fósforo con mucha rapidez y retirarlo inmediatamente.

---

E.-

BIBLIOGRAFIA.

- a) Alonzo Marcelo. "Hidromecánica".- "Calor".  
Edición: 1961  
Editorial: Cultural Centroamericana. S.A. Guatemala.
- b) J. Jousset "Mesures, Constantes Physiques  
des Corps Chimiques".  
Tomo: I  
Edición: 67e  
Editorial: Dunod, París, 1962
- c) Joyal Y Lamirand "Chaleur"  
Edición 6a.  
Editorial: Masson Et Cie Editeurs.- París.
- d) Fayard. I.M. "Fuerza y Salud por la Alimentación"  
Edición: Octava  
Casa Editora Sudamericana Argentina.
-