

**IMPLEMENTACIÓN DE CINCO PRÁCTICAS DE LABORATORIO PARA EL
MANUAL DE FISICOQUÍMICA EN LAS ÁREAS DE TERMODINÁMICA Y
CINÉTICA QUÍMICA DE LA UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA**

PAMELA ANDREA CANO MUÑOZ

KATHERINE ZULUAGA MORA

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA

FACULTAD DE TECNOLOGÍAS

TECNOLOGÍA QUÍMICA

PEREIRA

NOVIEMBRE DE 2012

**IMPLEMENTACIÓN DE CINCO PRÁCTICAS DE LABORATORIO PARA EL
MANUAL DE FISICOQUÍMICA EN LAS ÁREAS DE TERMODINÁMICA Y
CINÉTICA QUÍMICA DE LA UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA**

PAMELA ANDREA CANO MUÑOZ

KATHERINE ZULUAGA MORA

TRABAJO DE GRADO

Requisito para obtener el título de Tecnóloga en Química

Director

HOOVER ALBEIRO VALENCIA SÁNCHEZ

Magister en ciencias químicas

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA

FACULTAD DE TECNOLOGÍAS

TECNOLOGÍA QUÍMICA

PEREIRA

NOVIEMBRE DE 2012

TABLA DE CONTENIDO

INTRODUCCIÓN	12
1. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA	14
2. JUSTIFICACIÓN	15
3. OBJETIVOS	17
4. MARCO TEÓRICO	18
5. METODOLOGÍA	31
6. RESULTADOS	33
7. CONCLUSIONES	73
8. RECOMENDACIONES	75
9. BIBLIOGRAFÍA	76
ANEXO A	I
ANEXO B	IX
ANEXO C	XIX
ANEXO D	XXV
ANEXO E	XXXI

LISTA DE TABLAS

Tabla No 1	33
Tabla No2	34
Tabla No3	34
Tabla No4	34
Tabla No5	35
Tabla No6	35
Tabla No7	35
Tabla No8	36
Tabla No9	36
Tabla No10	38
Tabla No11	39
Tabla No12	39
Tabla No13	40
Tabla No14	40
Tabla No15	40
Tabla No16	41
Tabla No17	41
Tabla No18	41
Tabla No19	42
Tabla No20	42
Tabla No21	46
Tabla No22	46
Tabla No23	46
Tabla No24	47
Tabla No25	47
Tabla No26	47
Tabla No27	48
Tabla No28	48

LISTA DE TABLAS

Tabla No29	48
Tabla No30	49
Tabla No31	49
Tabla No32	50
Tabla No33	50
Tabla No34	50
Tabla No35	51
Tabla No36	52
Tabla No37	52
Tabla No38	55
Tabla No39	55
Tabla No40	56
Tabla No41	56
Tabla No42	57
Tabla No43	57
Tabla No44	58
Tabla No45	58
Tabla No46	59
Tabla No47	59
Tabla No48	59
Tabla No49	60
Tabla No50	60
Tabla No51	60
Tabla No52	61
Tabla No53	61
Tabla No54	61
Tabla No55	62
Tabla No56	62

LISTA DE TABLAS

Tabla No57	62
Tabla No58	62
Tabla No59	63
Tabla No60	63
Tabla No61	63
Tabla No62	63
Tabla No63	64
Tabla No64	64
Tabla No65	64
Tabla No66	64
Tabla No67	65
Tabla No68	65
Tabla No69	67
Tabla No70	67
Tabla No71	68
Tabla No72	68
Tabla No73	69
Tabla No74	69
Tabla No75	69
Tabla No76	72
TablaNo 77	72
Tabla No78	72

LISTA DE FIGURAS

Figura No1	22
Figura No2	26
Figura No3	29
Figura No4	53

LISTA DE GRÁFICAS

Gráfica No1.....	37
Gráfica No2.....	43
Gráfica No3.....	50
Gráfica No4.....	65
Gráfica No 5.....	66
Gráfica No 6.....	66

Nota de aceptación

Jurado

Director

Pereira, 29 de noviembre de 2012

DEDICATORIA

En primer lugar a Dios por estar a nuestro lado en cada paso que damos y por permitirnos enriquecernos con nuevos conocimientos y experiencias que nos impulsan a asumir nuevos retos, así mismo a nuestras familias por brindarnos su apoyo continuo durante los años de estudio siendo instrumentos de motivación,

AGRADECIMIENTOS

Principalmente hoy damos gracias a Dios por permitirnos culminar esta etapa de nuestras vidas, a todos los docentes que nos guiaron y transmitieron sus conocimientos, al profesor Hoover Valencia por las enseñanzas, asesorías y acompañamiento a lo largo de la realización del trabajo, a la profesora Maribel Montoya por el tiempo brindado.

INTRODUCCIÓN

Para mejorar el proceso de aprendizaje de los estudiantes de Tecnología Química y Química Industrial, la Escuela de Química de la Universidad Tecnológica de Pereira adquirió mediante el proyecto PARCE (Proyecto para la Adquisición, Reposición y Compra de Equipos) dos equipos para el laboratorio de Fisicoquímica I (TQ 562) y tres para el laboratorio de Fisicoquímica II (QI 762) con el fin de implementar nuevos montajes y renovar algunos existentes.

La realización de este trabajo de grado tiene como objetivo principal el ensayo y la adecuación de estos montajes en los laboratorios, al igual que la realización del manual de procedimientos indicando las recomendaciones necesarias para obtener unos resultados confiables.

1. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

En el laboratorio de fisicoquímica, se desarrollan actividades de docencia, empleando técnicas y procedimientos validados que cumplen con las exigencias del programa académico y soportan la teoría.

En consecuencia, ¿Es posible realizar los ensayos para los equipos de laboratorio de fisicoquímica en las pruebas de: Determinación de la entalpía de combustión con bomba calorimétrica, Determinación del calor de formación de CO y CO₂, Determinación de la tensión superficial con método de presión de burbuja, potencial electro-cinético y número de transporte; así como la elaboración de un manual de prácticas de laboratorio para esta asignatura, que puede complementar el ya existente, logrando de esta manera un adecuado uso de ellos y buenos resultados en las prácticas?

Atendiendo a la necesidad del área y como decisión estratégica se ha optado por ampliar el número de ensayos y mejorar algunos ya existentes con el fin de abarcar mayor contenido teórico en el campo experimental en los programas de Tecnología Química y Química Industrial.

2. JUSTIFICACIÓN

La Universidad Tecnológica de Pereira obtuvo la acreditación institucional mediante la Resolución 2550 del 30 de junio de 2005 por un periodo de siete años, dada la recomendación del Consejo Nacional de Acreditación.

Tras la acreditación la Universidad ha cumplido con su compromiso de mejorar continuamente, articulando el proceso con el Plan de Desarrollo 2009 – 2019.

Entre los puntos que se deben evaluar están el avance de los factores de misión y proyecto institucional, profesores, estudiantes, procesos académicos, investigación, pertinencia e impacto social, autoevaluación y autorregulación, bienestar institucional, organización, gestión y administración, planta física y recursos de apoyo académico y los recursos financieros. [1]

La Escuela de Química de la Universidad Tecnológica de Pereira recibió la acreditación de alta calidad por medio de la resolución 708 del 19 de Febrero de 2007 por un periodo de cuatro (4) años, actualmente se encuentra en proceso de re acreditación, para lo cual se ha realizado un trabajo conjunto dentro de la misma, entre el que se resalta la adquisición de nuevos equipos para un mejoramiento en la calidad de la enseñanza de esta ciencia; Concretamente en el área de fisicoquímica se ha detectado debilidad por la ausencia de equipos y montajes adecuados para la docencia, razón por la cual se proyectó a través de un proyecto PARCE (Proyecto para la Adquisición, Reposición y Compra de Equipos) en el año 2010, la compra de cinco montajes para las prácticas de: Determinación de la entalpía de combustión con bomba calorimétrica, Determinación del calor de formación de CO y CO₂, Determinación de la tensión superficial con método de presión de burbuja, potencial electro-cinético y número de transporte[2]. Durante el segundo semestre de 2011 en la Escuela se cuenta con equipos novedosos que facilitan el aprendizaje de los estudiantes de la reconocida marca PHYWE la cual es uno de los puntos de referencia de productos

y servicios necesarios para la enseñanza de la ciencia pura y sus aplicaciones técnicas. [3]

Por ello y para una buena utilización de estos equipos es indispensable contar con manuales o instrucciones claras que faciliten el aprendizaje de los estudiantes así como su conservación a través del tiempo, además se deben realizar pruebas que determinen el comportamiento de los instrumentos en las condiciones del laboratorio y la mejor manera de utilizarlos teniendo en cuenta factores como reproducibilidad y demás parámetros estadísticos como promedio, desviación estándar y porcentaje de error.

3. OBJETIVOS

3.1 OBJETIVO GENERAL

- ✓ Realizar la implementación de cinco prácticas de laboratorio para el manual de fisicoquímica en las áreas de termodinámica y cinética química de la Universidad Tecnológica de Pereira.

3.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- ✓ Documentar los conceptos generales y técnicas fisicoquímicas para la realización de análisis en las cinco determinaciones propuestas a través de una guía uniforme y acorde con la necesidad del curso y basados en los recursos disponibles.
- ✓ Elaborar un modelo de guía que permita la buena realización de las prácticas, así como el entendimiento de los procesos a desarrollar mediante la implementación de información adecuada, clara y pertinente; estos modelos de guía son suministrados en los anexos del presente trabajo.
- ✓ Ejecutar las cinco prácticas y ajustar los procedimientos con base en los resultados obtenidos de las pruebas en estudio para el laboratorio de fisicoquímica.
- ✓ Documentar los resultados obtenidos en las prácticas fisicoquímicas realizadas para llevar a cabo su análisis estadístico de forma tal que indique que los métodos implementados son confiables.

4. MARCO TEÓRICO

Las cuatro ramas de la fisicoquímica son la termodinámica, que es la ciencia macroscópica que estudia las relaciones entre las diferentes propiedades del equilibrio de un sistema y los cambios que experimentan las propiedades de equilibrio durante los procesos; la química cuántica, que desarrolla la aplicación de la mecánica cuántica a la estructura atómica, el enlace molecular y la espectroscopia; la mecánica estadística, que justifica las leyes de la termodinámica y permite calcular propiedades termodinámicas macroscópicas a partir de propiedades moleculares; y la cinética, que estudia la velocidad de cambio en procesos tales como las reacciones químicas, la difusión y el flujo de carga en una célula electroquímica [5]. En el presente trabajo se hablará sobre la termodinámica y la cinética química, ya que son las ramas que incluyen los experimentos que se llevaron a cabo.

El término termodinámica viene de las palabras griegas “calor” y “potencia” [5], ésta es la rama de la ciencia que describe el comportamiento de la materia y la transformación entre las diferentes formas de energía[4], conversión de energía térmica en energía mecánica, eléctrica o de otras formas [8], a escala macroscópica, escala humana o mayor [4].La temperatura es una propiedad esencial en la termodinámica, y por eso se define a veces la termodinámica como el estudio de la relación entre la temperatura y las propiedades macroscópicas de la materia [5], así como también se enfoca en propiedades como la presión y el volumen. Es una disciplina totalmente lógica y puede aplicarse sin técnicas matemáticas complejas. Permite predecir si una reacción se efectuará y cuál es el rendimiento máximo que tendría [8].

Las dos leyes fundamentales en las que se basa la termodinámica, conocidas como la primera y segunda leyes, constituyen una de las herramientas más poderosas de la fisicoquímica. Las propiedades termodinámicas de las sustancias químicas pueden ser determinadas sin ambigüedad por medio de experimentos y,

a partir de esas propiedades, es posible predecir si determinadas reacciones son factibles o no, así como el carácter de los sistemas de equilibrio en los cuales participan dichas sustancias [6].

La primera ley de la termodinámica, que incluye los experimentos de calor de combustión y calor de formación realizados, establece que la energía se puede convertir de una forma a otra, pero no se puede crear ni destruir [8]. En esta primera ley se postula la existencia de una función de estado clave en termodinámica, que es la energía interna U , la cual está formada por energías de traslación, rotación, vibración, electrónica y nuclear, así como por interacciones intermoleculares y se establece que la energía total del sistema más la del entorno se mantiene constante (es conservada). Matemáticamente, la primera ley de la termodinámica se puede expresar como:

$$\Delta U = q + w[9]$$

Por otro lado, los objetivos de estudio de la cinética química son la determinación experimental de la rapidez de las reacciones y su dependencia con algunos parámetros tales como la concentración, temperatura y catalizadores, así como la comprensión del mecanismo de las reacciones, es decir, el número de etapas (o pasos) involucradas y la naturaleza de los intermediarios que se forman [8]. Un sistema reactivo no está en equilibrio, por lo que la cinética de reacciones no se considera parte de la termodinámica [9].

En la cinética química se presentan dos clases de reacciones, reacción homogénea y reacción heterogénea. Una reacción homogénea es la que se da por completo en una fase. Una reacción heterogénea implica la presencia de especies en dos o más fases [9].

El objetivo final de la cinética química teórica es el cálculo de la velocidad de cualquier reacción a partir del conocimiento de las propiedades fundamentales de

las moléculas de reacción; por ejemplo, las masas, los diámetros, los momentos de inercia, las frecuencias vibraciones, las energías de enlace y otras más[11].

Las prácticas realizadas que se incluyen en estas ramas de la fisicoquímica son:

- **Determinación de la entalpía de combustión con una bomba calorimétrica:**

El tipo de reacción más comúnmente estudiada en un calorímetro es la combustión; las reacciones en las que algunas de las especies son gases, como el caso de las reacciones de combustión, se estudian en un calorímetro a volumen constante [5]

Calor es la transferencia de energía entre dos cuerpos que están a temperaturas diferentes. Al igual que el trabajo el calor sólo aparece, en el contorno del sistema, y se define por un proceso. La energía se transfiere desde un objeto más caliente hacia uno más frío, porque hay una diferencia de temperatura. Cuando las temperaturas de los dos objetos son iguales, ya no se aplica la palabra calor. El calor no es una propiedad del sistema ni es una función de estado, es una medida de transferencia de energía. En consecuencia, depende de la trayectoria. [8]

Para esta práctica se usa un calorímetro para medir la entalpía de la reacción química por la que se forma el compuesto a partir de la mezcla de elementos. Para que una reacción química pueda estudiarse en un calorímetro, ésta debe ser suficientemente rápida como para que el intercambio de calor entre el calorímetro y sus alrededores pueda despreciarse durante la reacción. Además, es preferible que la reacción sea completa para no tener que analizar la mezcla y determinar la cantidad de materia que ha reaccionado. La reacción debería ser “limpia”, es decir la única reacción que tiene lugar en la muestra.

La bomba calorimétrica adiabática (no hay intercambio de calor con los alrededores) [8] de volumen constante, es un recipiente de acero inoxidable sellado herméticamente, de paredes gruesas, aislado térmicamente de

sus alrededores, el cual es usado para quemar sustancias completamente en exceso de oxígeno. La tapa se mantiene en su posición mediante un fuerte cierre de rosca; el recipiente se hace hermético al gas mediante arandelas, como se muestra en la figura No 1. La tapa está provista de dos canales por los cuales entra y sale el oxígeno, ambos están cerrados por medio de las válvulas V1 y V2. La continuación del canal C2 está formada por un tubo también de acero inoxidable R, del cual se suspende el crisol en el que se caerá la sustancia que no fuera quemada. En el caso particular de este trabajo práctico no se recoge el residuo [10]. El calor de combustión liberado es absorbido por el vaso calorimétrico en el que es sumergida la bomba y da como resultado un aumento en la temperatura “ ΔT del calorímetro”. La ignición de la sustancia se efectúa por medio de un trozo de alambre de hierro o platino, el cual se calienta momentáneamente al rojo por el pasaje de una corriente eléctrica. La capacidad calorífica del sistema es determinada por la adición de una cantidad de calor definida para la combustión de un compuesto al cual se le conocen sus propiedades fisicoquímicas teóricas. Después, bajo las mismas condiciones, se determina la entalpía de combustión de otras sustancias que se deseen analizar [2].

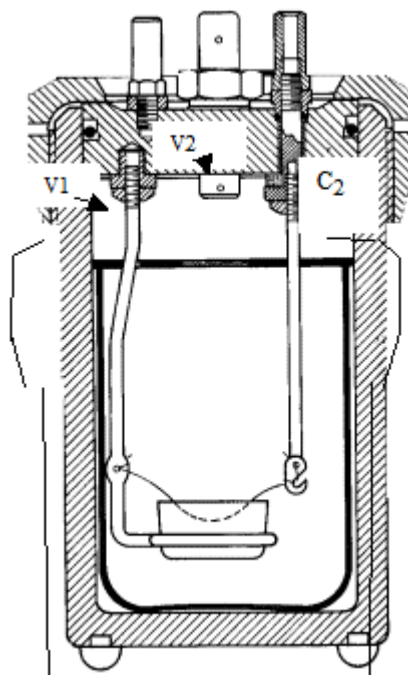


Figura No 1. Esquema de una bomba calorimétrica de volumen constante [14].

Usando la capacidad calorífica del calorímetro se puede calcular el cambio de energía causado por la combustión, definido por:

$$\Delta U = q_v + w \quad [8]$$

Donde, q_v se refiere al calor a volumen constante, y w al trabajo realizado.

De la ecuación anterior tenemos:

$$\Delta U = q_v - P\Delta V \quad [8]$$

Donde, $P\Delta V = 0$, ya que se trabaja a volumen constante, por lo tanto:

$$\Delta U = q_v \quad [8]$$

De acuerdo con esta ecuación, q_v sólo puede tener un valor para determinada cantidad del compuesto quemado en el calorímetro [8].

- **Determinación del calor de formación del CO_2 y CO (ley de Hess):**

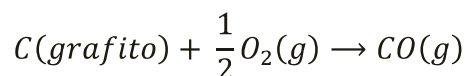
La entalpía estándar molar de formación es definida como el calor de reacción que se produce en la formación directa de una mol de la sustancia pura, a partir de los elementos estables puros a presión constante. Para la

conversión de carbono y oxígeno a CO₂, las entalpías estándares de formación pueden ser determinadas usando la calorimetría. Las entalpías de reacción para la combustión de carbono y monóxido de carbono se miden, y la entalpía de formación de CO₂, se calculan usando la ley de Hess [2].

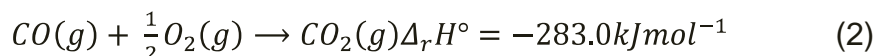
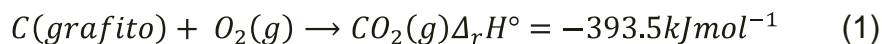
En algunos casos es posible determinar directamente el calor de formación de un compuesto realizando la reacción de formación en un calorímetro y midiendo los efectos calóricos que se producen [11], sin embargo la mayor parte de los compuestos no se pueden sintetizar directamente a partir de sus elementos, en algunos casos la reacción sucede con demasiada lentitud, o no suceden, o hay reacciones secundarias que producen otros compuestos y no el producto que se quiere obtener. En esos casos, el valor de la entalpía molar estándar de formación ΔH_f° se puede determinar con un método indirecto, basado en la ley de Hess [8].

La ley de Hess, (llamada así en honor al químico suizo Germain Henri Hess, 1802-1850), indica que cuando los reactivos se convierten en productos, el cambio de entalpía es igual si la reacción se efectúa en un paso o en una serie de pasos. En otras palabras, si se puede descomponer una reacción en una serie de reacciones en la cuales se puedan medir los valores de entalpía estándar de reacción, se puede calcular el valor de la entalpía estándar de reacción de la reacción total. La lógica de la ley de Hess es que como la entalpía es una función de estado, su cambio es independiente de la trayectoria [8].

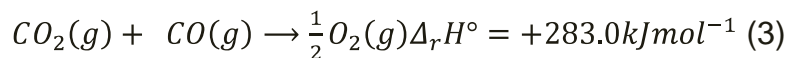
Se aplica la ley de Hess para calcular la ΔH_f° del monóxido de carbono. La síntesis de CO a partir de sus elementos es:



Sin embargo, no se puede quemar grafito en oxígeno y formar también algo de CO₂, así que ese método no funcionará. Para evitar esta dificultad se pueden ejecutar por separado las dos reacciones siguientes, que sí proceden hasta su terminación:

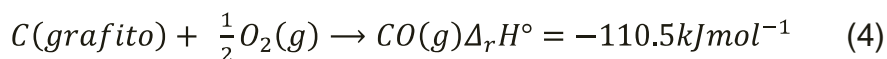


Primero, se invierte la reacción 2 para tener:



Cuando se invierte una reacción, $\Delta_r H^\circ$ cambia de signo.

Debido a que las reacciones químicas se pueden sumar y restar como ecuaciones algebraicas, se hace la suma de 1 + 3 para obtener:



Por lo tanto $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110.5 \text{ kJ mol}^{-1}$. Si se observa en retrospectiva, la reacción general es la formación de CO₂ (reacción 1), que se puede descomponer en dos partes (reacciones 2 y 4).

La regla general para aplicar la ley de Hess es que se debe formular una serie de ecuaciones químicas (que correspondan a una serie de pasos) de tal modo que, cuando se sumen, todas las especies se simplifiquen excepto los reactivos y productos que aparezcan en la reacción general. Esto quiere decir que se busca que los elementos estén a la izquierda y los compuestos de interés a la derecha de la flecha. Para lograrlo, con

frecuencia se debe multiplicar una o todas las ecuaciones que representan los pasos individuales, por los coeficientes adecuados [8].

- **Determinación de la tensión superficial de líquidos puros con el método de presión de burbuja:**

La tensión superficial actúa como una fuerza que se opone al aumento en área del líquido. La unidad SI para la tensión superficial es el Newton por metro que es numéricamente igual a la razón del aumento de la energía de Gibbs, en Joules por metro cuadrado [6].

Si un tubo de vidrio se coloca en el agua, ésta se eleva en el tubo por arriba del nivel de la que está en el vaso. Éste efecto es un fenómeno general de los líquidos que mojan el vidrio. El líquido se eleva porque se cree que el vidrio se cubre con una capa y esta elevación destruye parte del área superficial expuesta dentro del tubo de vidrio y así disminuye la energía libre [6].

El método de presión de burbuja es un procedimiento para la determinación de tensión superficial, la cual se realiza experimentalmente de una manera fácil. Un tubo capilar es sumergido verticalmente en el líquido a ser investigado. Entonces se determina la presión necesaria para forzar una salida de burbujas de gas de los capilares. La tensión superficial puede ser calculada por el incremento de presión, el radio del tubo capilar y su profundidad de inmersión [2].

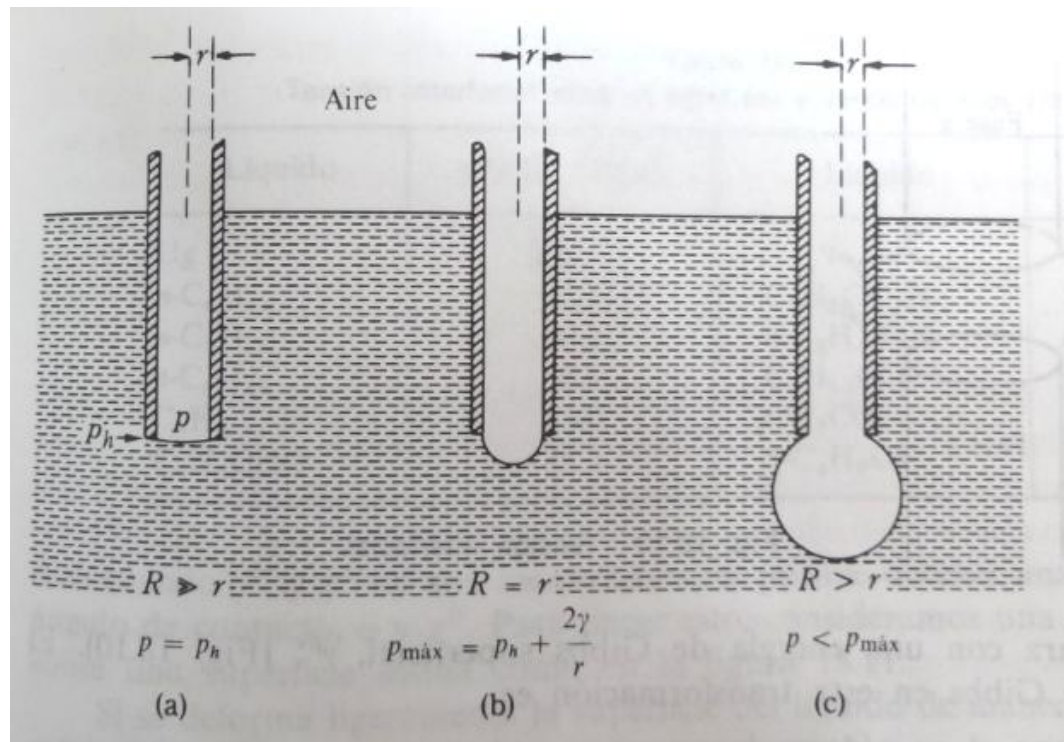


Figura No 2. Método de la máxima presión de la burbuja para medir la tensión superficial [2].

En la Figura No 2 se muestran tres etapas de una burbuja. En la primera etapa, el radio de curvatura es muy grande, de forma que la diferencia de presión a través de la interfaz es pequeña. A medida que la burbuja crece, R disminuye y la presión de la burbuja aumenta hasta que ésta es hemisférica con $R = r$, el radio del capilar. Después de este punto, a medida que la burbuja se agranda, R se hace mayor que r , la presión disminuye y, entra aire en ella. La burbuja es inestable. Así pues, la situación B de la figura No 2 representa un radio mínimo y, por tanto, una presión máxima de la burbuja, según la ecuación:

$$P_2 = P_1 + \frac{2\gamma}{R} \quad [2]$$

A partir de la medición de la presión máxima de la burbuja, puede obtenerse el valor de γ . Si P_{\max} es la presión máxima requerida para

formar la burbuja y P_h es la presión en la profundidad del extremo del capilar, h , entonces:

$$P_{m\acute{a}x} = P_h + \frac{2\gamma}{R} \quad [2]$$

Ciertas sustancias insolubles se extienden sobre la superficie de un líquido como el agua hasta forma una capa monomolecular. Los ácidos grasos de cadenas largas, esteárico y oleico son ejemplos típicos. El grupo $-\text{COOH}$ en un extremo de la molécula es atraído fuertemente por el agua, mientras que la larga cadena hidrocarburada es hidrofóbica [11].

- **Potencial electrocinético:**

El potencial electrostático interfacial (Ψ_0 o Ψ_1) no puede medirse directamente. Se deben por lo tanto realizar experimentos electrocinéticos cuyos resultados permiten deducir la contribución de la electrización interfacial.

En los fenómenos electrocinéticos, una de las fases se desplaza respecto a la otra, y el potencial implicado en el cálculo de las fuerzas electromotrices y electroviscosas es el potencial electrocinético llamado potencial zeta (ζ) [12]

Al aplicar un campo eléctrico a una suspensión coloidal se produce un movimiento de las partículas llamado electroforesis. La electroforesis se refiere al movimiento de partículas cargadas en relación a una solución estacionaria en un gradiente de potencial aplicado, mientras que la electroósmosis es la migración de solvente con relación a una superficie cargada estacionaria causada por un campo eléctrico aplicado [13].

Una fuente importante de la estabilidad cinética de los coloides es la existencia de una carga eléctrica sobre las superficies de las partículas. A causa de esta carga, los iones de carga opuesta tienden a agruparse cerca y se forma una atmósfera iónica. Es necesario distinguir dos regiones de

carga. Primero, hay una capa casi inmóvil de iones que se adhieren a la superficie de la partícula coloidal, y que puede incluir moléculas de agua (si éste es el medio de soporte). El radio de la esfera que contiene esta capa fija se denomina el radio de corte y es el principal factor determinante de la movilidad de las partículas. El potencial eléctrico en el radio de corte relativo a su valor a una determinada distancia en el solvente se denomina potencial zeta, ζ , o potencial electrocinético. Segundo, la unidad cargada atrae una atmósfera de carga opuesta de iones móviles. La capa interna de carga y la atmósfera iónica externa se denominan la doble capa eléctrica [7].

Un potencial eléctrico (potencial zeta) se forma en la interface sólido-líquido, lo que es la causa de un fenómeno electro-cinético. En la aplicación de un campo eléctrico a un sistema compuesto por un sólido de grano fino y un líquido, se genera un movimiento mecánico de las fases. Este fenómeno es denominado electroósmosis. El movimiento del líquido puede ser detectado con la ayuda de un manómetro de precisión [2].

El flujo electro-osmótico puede escribirse como el movimiento relativo de un líquido con respecto a una superficie cargada bajo la acción de un campo eléctrico. Éste se puede explicar mediante la teoría de doble capa, según la cual, en la interfase entre un sólido y un líquido se puede formar una doble capa de iones debido a dos fenómenos distintos. Por un lado, la adsorción específica de iones de la disolución sobre la superficie sólida y, por otro, debido a que la superficie sólida por naturaleza se ioniza al estar en contacto con la disolución[15].

- **Número de transporte:**

El número de transporte de un ion se define como la fracción de corriente que transporta:

$$t_B \equiv j_B/j [5]$$

Donde j_B es la densidad de corriente del ion B y j la densidad de corriente total.

El número de transporte de un ion se puede calcular a partir de su movilidad y conductividad (k). La suma de los números de transporte de todas las especies iónicas en disolución debe ser igual a 1 [5].

Los números de transporte se miden mediante el *método de Hittorf*.

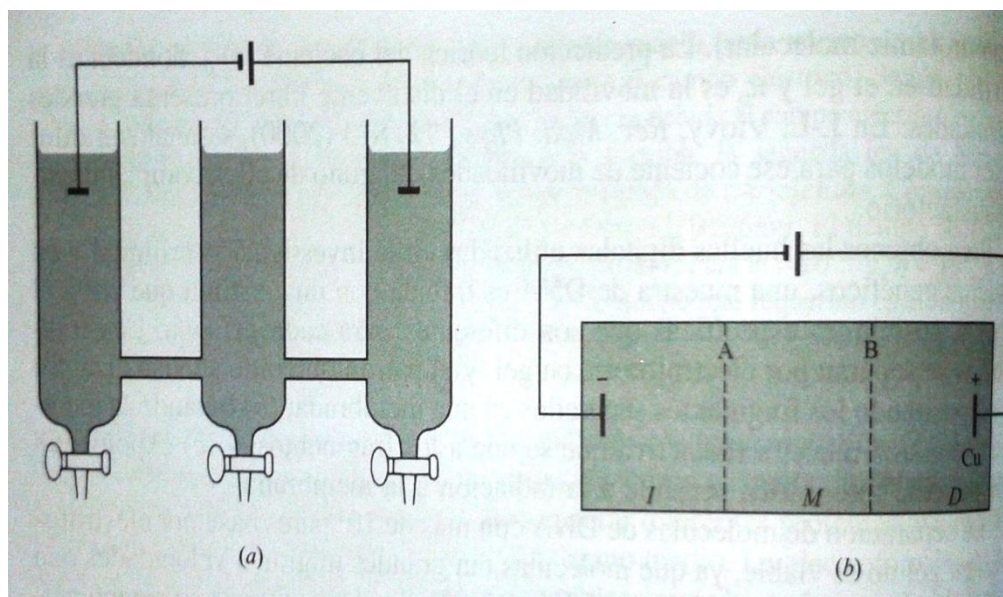


Figura No 3. Aparato de Hittorf para la determinación de números de transporte de iones en disolución [9].

De acuerdo con sus diferentes movilidades en un campo eléctrico, los cationes y aniones contribuyen un transporte de carga en los procesos electrolíticos. Los números de transporte de Hittorf caracterizan la fracción de la carga total transportada por un ion particular durante la electrólisis. Los valores que son importantes en la práctica electroquímica, permiten el cálculo de la conductividad iónica. Los números de transporte deben ser

calculados experimentalmente a partir de los cambios en la concentración característica que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo durante la electrólisis [2].

5. METODOLOGÍA

Este trabajo se realizó en las instalaciones del laboratorio de fisicoquímica de la universidad tecnológica de Pereira, el cual está destinado a la realización de prácticas experimentales para estudiantes de pregrado en Tecnología Química y Química Industrial.

Inicialmente se recibió una capacitación por parte de la empresa proveedora de los equipos PHYWE, con el fin de conocer la manera adecuada de realizar los montajes y evidenciar el correcto funcionamiento de estos, a excepción de las prácticas, determinación de la entalpía de combustión con bomba calorimétrica y determinación de calor de formación del CO_2 y CO , debido a que en ese momento no se contaba con un cilindro de oxígeno, uno de los reactivos necesarios para la realización de este experimento.

Además, se recopiló información que permitiera ampliar el conocimiento acerca de las metodologías a implementar en las pruebas de: Determinación de la entalpía de combustión con bomba calorimétrica, Determinación del calor de formación del CO_2 y CO , Determinación de la tensión superficial con método de presión de burbuja, Determinación del potencial electrocinético y determinación del número de transporte, para ello se consultó bibliografía en fuentes confiables como la biblioteca Jorge Roa Martínez de la universidad Tecnológica de Pereira, al igual que en las bases de datos disponibles en la misma y en internet.

Seguidamente, se realizaron las prácticas a modo de ensayo de acuerdo al manual provisto por la empresa PHYWE, evidenciando algunas fallas de las técnicas bajo las condiciones de trabajo.

Luego, se propuso y elaboró un modelo de guía en el cual se incluye título de la práctica, objetivos, marco teórico, esquema del montaje, lista de materiales y reactivos, el procedimiento para el desarrollo de la prueba y la bibliografía sugerida.

Posteriormente se ejecutaron las prácticas haciendo las observaciones necesarias para corregir falencias observadas en la guía elaboradora con anterioridad, para su posterior confirmación y de esta manera realizar al menos tres repeticiones en cada ensayo, con reactivos diferentes, en la medida que la práctica lo permita, para que el análisis estadístico sea significativo.

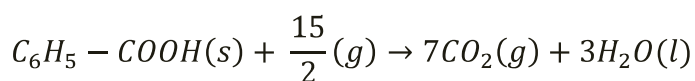
Consecuentemente, se realizó el análisis estadístico de los resultados obtenidos y sus respectivos comentarios, confirmando de esta manera que estos son aplicables y reproducibles para luego darle estructura y presentación al trabajo y anexar las guías al manual de fisicoquímica ya existente.

Finalmente, se realizaron los comentarios y recomendaciones para garantizar un buen manejo de los equipos y óptimos resultados.

6. RESULTADOS

6.1 Determinación de la entalpía de combustión con una bomba calorimétrica:

Antes de realizar las mediciones es necesaria una previa calibración de la bomba calorimétrica, la cual es determinada por la adición de una cantidad de calor definida para la combustión de un compuesto al cual se le conocen sus propiedades fisicoquímicas teóricas [2] en este caso el ácido benzoico (C_6H_5COOH), en donde ocurre la siguiente reacción.



6.1.1 Calibración de la bomba calorimétrica

La calibración del sistema se realizó en tres oportunidades obteniendo los siguientes resultados:

- Primera combustión del ácido benzoico (C_6H_5COOH)

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de ácido benzoico (g)	0,0562
Temperatura inicial (K)	294,25

Tabla No 1. Condiciones iniciales de la primera medición.

Tiempo (s)	Temperatura (K)	ΔT (K)
15	294,25	0
30	294,25	0
45	294,25	0
60	294,25	0
75	294,35	0,1
90	294,45	0,2
105	294,55	0,3
120	294,55	0,3
135	294,55	0,3
150	294,55	0,3

Tabla No 2.Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el ácido benzoico

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0007
Temperatura final (K)	294,55

Tabla No 3.Datos obtenidos después de la combustión.

- segunda combustión del ácido benzoico (C_6H_5-COOH)

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de ácido benzoico (g)	0,0542
Temperatura inicial (K)	294,35

Tabla No 4.Condiciones iniciales de la segunda medición.

Tiempo (s)	Temperatura (K)	ΔT (K)
15	294,35	0,0
30	294,35	0,0
45	294,35	0,0
60	294,45	0,1
75	294,55	0,2
90	294,65	0,3
105	294,65	0,3
120	294,65	0,3
135	294,65	0,3
150	294,65	0,3

Tabla No 5. Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el ácido benzoico

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0009
Temperatura final (K)	294,65

Tabla 6. Datos obtenidos después de la combustión.

- Tercera combustión del ácido benzoico (C_6H_5-COOH)

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de ácido benzoico (g)	0,0539
Temperatura inicial (K)	294,35

Tabla 7. Condiciones iniciales de la tercera medición.

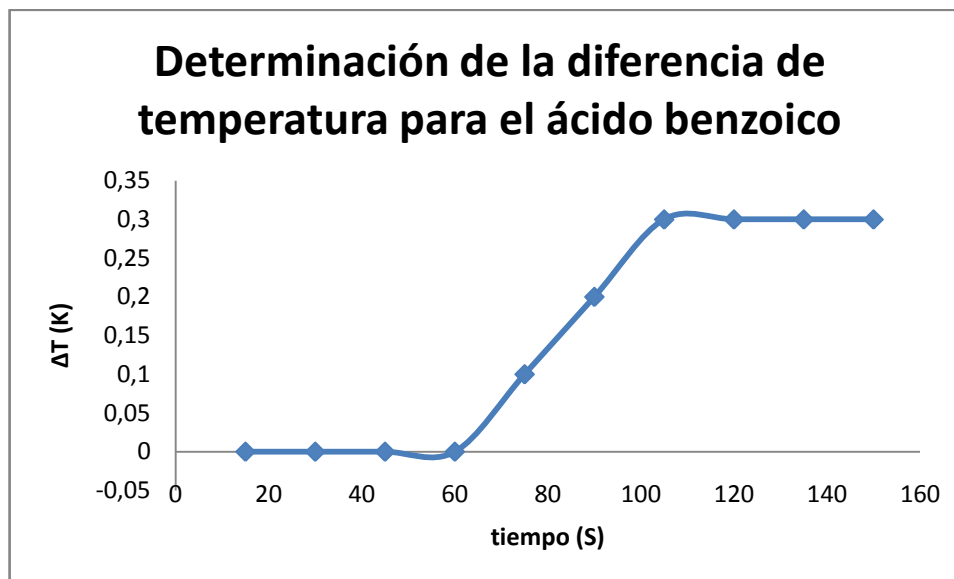
Tiempo (s)	Temperatura (K)	ΔT (K)
15	294,35	0,0
30	294,35	0,0
45	294,35	0,0
60	294,35	0,0
75	294,45	0,1
90	294,55	0,2
105	294,65	0,3
120	294,65	0,3
135	294,65	0,3
150	294,65	0,3

Tabla No 8. Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el ácido benzoico

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0017 g
Temperatura final (K)	294,65 K

Tabla 9. Datos obtenidos después de la combustión.

Con estos resultados se realiza la siguiente gráfica de la temperatura en función del tiempo



Gráfica No 1. Determinación de la diferencia de temperatura.

Esta gráfica representa los valores de las tres mediciones obtenidas de temperatura contra tiempo para el ácido benzoico, mostrando el comportamiento esperado.

- **Calor absorbido por el calorímetro:**

$$Q = - \frac{m_B \Delta_c H_B}{M_B} [2]$$

Entonces,

$$Q = - \frac{(0,0562 \text{ g})(-3231,5 \text{ kJ/mol})}{122,2 \text{ g/mol}}$$

$$Q = \frac{181,6103 \text{ g} \cdot \text{kJ/mol}}{122,2 \text{ g/mol}}$$

$$Q = 1,4862 \text{ kJ}$$

- **Capacidad calorífica del sistema:**

$$C_{cal} = \frac{Q}{\Delta T_{cal}} [2]$$

Entonces,

$$C_{cal} = \frac{1,4862 \text{ kJ}}{0,3 \text{ K}}$$

$$C_{cal} = 4,9539 \text{ kJ/K}$$

De la misma manera se realizaron los cálculos para las demás mediciones obteniendo la siguiente tabla:

MEDICIÓN	Q (kJ)	Capacidad calorífica (kJ/K)
1	1,4862	4,9539
2	1,4333	4,7776
3	1,4253	4,7512

Tabla No 10. Calor de combustión y capacidad calorífica del ácido benzoico.

- **Análisis estadístico**

Para la determinación de la media aritmética y de la desviación estándar se utilizaron las siguientes ecuaciones respectivamente.

$$\bar{x} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^n a_i [17]$$

$$\sigma = \sqrt{\frac{1}{n-1} \sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2} [17]$$

Remplazando los datos correspondientes se tiene la siguiente tabla:

PARÁMETRO	RESULTADO
Media aritmética (kJ/K)	4,8276
Desviación estándar (kJ/K)	0,11

Tabla No 11. Parámetros estadísticos para el ácido benzoico.

De acuerdo a esto se tiene que la capacidad calorífica del sistema es:

$$C_{cal} = 4,8276 \text{ kJ/K}$$

6.1.2 Calor de combustión del naftaleno (C₁₀H₈)

Para la determinación del calor de combustión del naftaleno se realizaron tres repeticiones, obteniendo los siguientes resultados.

- Primera combustión del naftaleno

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de naftaleno (g)	0,0591
Temperatura inicial (K)	294,55

Tabla No 12. Condiciones iniciales de la primera medición.

Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\Delta T(K)$
15	294,55	0,0
30	294,55	0,0
45	294,55	0,0
60	294,65	0,1
75	294,75	0,2
90	294,85	0,3
105	294,95	0,4
120	294,05	0,5
135	295,05	0,5
150	295,05	0,5

Tabla No 13.Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el naftaleno

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0015
Temperatura final (K)	295,05

Tabla No 14.Datos obtenidos después de la combustión.

- segunda combustión del naftaleno

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de naftaleno (g)	0,0502
Temperatura inicial (K)	291,85

Tabla No 15.Condiciones iniciales de la segunda medición.

Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\Delta T(K)$
15	291,85	0,0
30	291,85	0,0
45	291,85	0,0
60	291,85	0,0
75	291,95	0,1
90	292,05	0,2
105	292,15	0,3
120	292,25	0,4
135	292,25	0,4
150	292,25	0,4

Tabla No 16. Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el naftaleno

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0018
Temperatura final (K)	292,25

Tabla No 17. Datos obtenidos después de la combustión.

- Tercera combustión del naftaleno

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de naftaleno (g)	0,0498
Temperatura inicial (K)	291,95

Tabla No 18. Condiciones iniciales de la tercera medición.

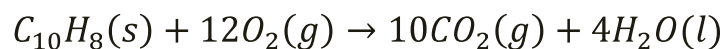
Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\Delta T(K)$
15	291,95	0,0
30	291,95	0,0
45	291,95	0,0
60	292,05	0,1
75	292,15	0,2
90	292,25	0,3
105	292,35	0,4
120	292,35	0,4
135	292,35	0,4
150	292,35	0,4

Tabla No 19. Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el naftaleno.

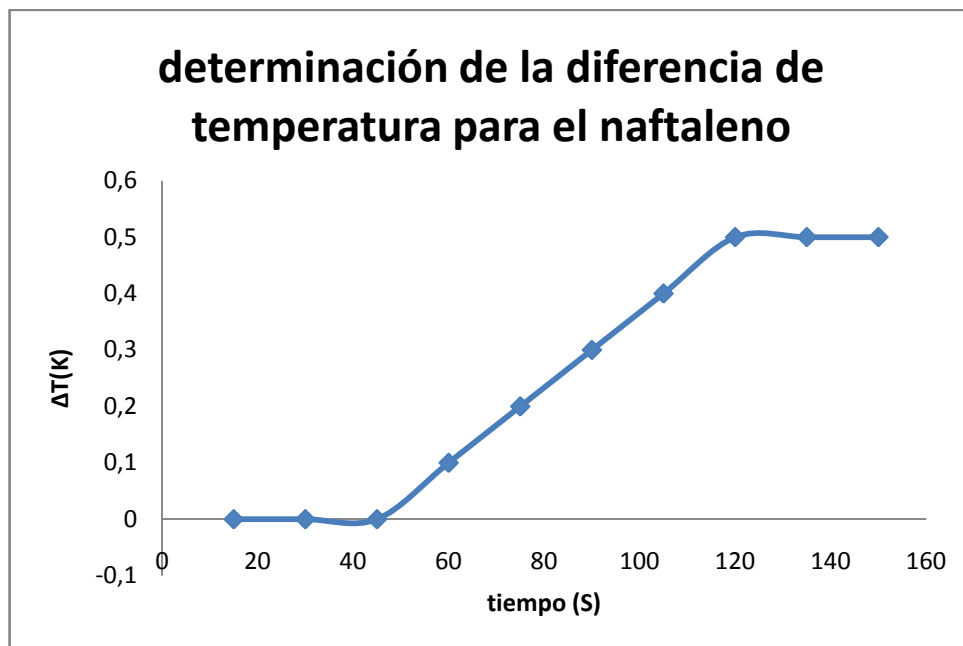
PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0022
Temperatura final (K)	292,35

Tabla No 20. Datos obtenidos después de la combustión

En la determinación del calor de combustión para el naftaleno ocurre la siguiente reacción:



Con los resultados obtenidos se construyó la siguiente grafica, observando un comportamiento óptimo.



Gráfica No 2. Determinación de la diferencia de temperatura para el naftaleno

Para calcular el calor de combustión del naftaleno se realiza el siguiente procedimiento:

$$q_{comb} = \frac{C_{cal} * \Delta T}{m_{naft}} \quad (1)$$

Donde,

C_{cal} , capacidad calorífica del calorímetro (J/K)

ΔT , cambio de temperatura en el calorímetro (K)

m_{naft} , masa de naftaleno (g)

Empleando la ecuación (1) obtenemos:

$$q_{comb} = \frac{4,8276 \frac{kJ}{K} * 0,5K}{0,0576 g}$$

$$q_{comb} = 41,906 \frac{kJ}{g}$$

$$q_{comb} = 41,906 \frac{kJ}{g} * 128 \frac{g}{mol}$$

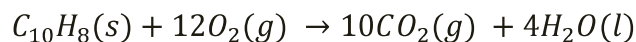
$$q_{comb} = 5363,960 \text{ kJ/mol}$$

Como el proceso es llevado a volumen constante el cambio de la energía interna del proceso es igual al calor de reacción, por lo tanto:

$$\Delta U = Q_V \text{ (2)}$$

$$\Delta U = 41,906 \text{ kJ/g}$$

Para determinar el cambio en la entalpía de formación estándar de la muestra planteamos la reacción que se lleva a cabo en el calorímetro:



Entre el calor de reacción y el calor de formación de un compuesto se tiene la siguiente relación [18]:

$$\Delta H_{RXN} = \sum \Delta H_f \text{ productos} - \sum \Delta H_f \text{ reactivos} \text{ (3)}$$

La entalpía de formación de un compuesto a 1 atm y 25°C es la entalpía estándar de formación ΔH°_{form} . Como la presión es constante, la entalpía de formación estándar solo depende de la temperatura, estos datos se encuentran en la literatura [18].

De la ecuación (3) tenemos:

$$\Delta H_{RXN} = (\Delta H_f CO_2 + \Delta H_f H_2O) - (\Delta H_f C_{10}H_8 + \Delta H_f O_2)$$

$$\Delta H_f CO_2 = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f H_2O = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f C_{10}H_8 = 78,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f O_2 = 0 \text{ (debido a que es un elemento en su forma más estable)}$$

Reemplazando estos valores en la ecuación tenemos:

$$\Delta H_{RXN} = [10(-393,5) + 4(-285,8) - (78,5)] \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{RXN} = -5156,7 \text{ kJ/mol}$$

Finalmente, hallamos el cambio de entalpía de combustión utilizando la siguiente ecuación:

$$\Delta H = q_R + q \text{ (4)}$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT \text{ (5)}$$

Para hallar el cambio en las moles Δn , de los compuestos gaseosos, se utiliza la siguiente expresión:

$$\Delta n(g) = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivo}} \text{ (6)}$$

$$\Delta n(g) = -2$$

Con este dato se procede a calcular el cambio de entalpía de combustión:

$$\Delta H = 41906 \frac{\text{J}}{\text{g}} + [(-2 \text{ mol}) \left(\frac{8,314 \text{ J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (298 \text{ K})]$$

$$\Delta H = 36950,86 \text{ J/g}$$

De la misma manera se realizaron los cálculos para las demás mediciones obteniendo la siguiente tabla:

MEDICIÓN	Calor de combustión para el naftaleno experimental(kJ/mol)	Calor de combustión para el naftalenteórico (kJ/mol)
1	-5363,968	-5156,8
2	-5114,064	
3	-5200,015	

Tabla No 21. Calor de combustión para el naftaleno

- **Análisis estadístico**

PARÁMETRO	RESULTADO
Media aritmética (kJ/mol)	-5226,0157
Desviación estándar (kJ/mol)	131,088
Error porcentual (%)	1,34

Tabla No 22. Parámetros estadísticos para el naftaleno.

6.1.3 Calor de combustión del antraceno (C₁₄H₁₀)

La determinación del calor de combustión del antraceno se realizó en tres oportunidades diferentes, obteniendo los siguientes resultados.

- Primera combustión del antraceno

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de antraceno (g)	0,0596
Temperatura inicial (K)	292,5

Tabla 23. Condiciones iniciales de la primera medición.

Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\Delta T(K)$
15	292,85	0,0
30	292,95	0,0
45	293,15	0,0
60	293,25	0,1
75	293,25	0,2
90	293,35	0,3
105	293,35	0,4
120	293,35	0,5
135	293,35	0,5
150	293,35	0,5

Tabla No 24. Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el antraceno.

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0012
Temperatura final (K)	293,35

Tabla 25. Datos obtenidos después de la combustión.

- segunda combustión del antraceno

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de antraceno (g)	0,0593
Temperatura inicial (K)	292,75

Tabla 26. Condiciones iniciales de la segunda medición.

Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\Delta T(K)$
15	292,75	0,0
30	292,85	0,0
45	292,95	0,0
60	293,05	0,1
75	293,15	0,2
90	293,15	0,3
105	293,15	0,4
120	293,25	0,5
135	293,25	0,5
150	293,25	0,5

Tabla No 27. Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el antraceno.

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0026
Temperatura final (K)	293,25

Tabla No 28. Datos obtenidos después de la combustión.

- Tercera combustión del antraceno.

PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de antraceno (g)	0,0579
Temperatura inicial (K)	292,25

Tabla No 29. Condiciones iniciales de la tercera medición.

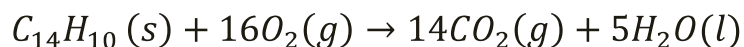
Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\Delta T(K)$
15	292,25	0,0
30	292,35	0,0
45	292,55	0,0
60	292,65	0,1
75	292,65	0,2
90	292,75	0,3
105	292,75	0,4
120	292,75	0,5
135	292,75	0,5
150	292,75	0,5

Tabla No 30. Registro de datos de cambio temperatura al aumentar el tiempo para el antraceno.

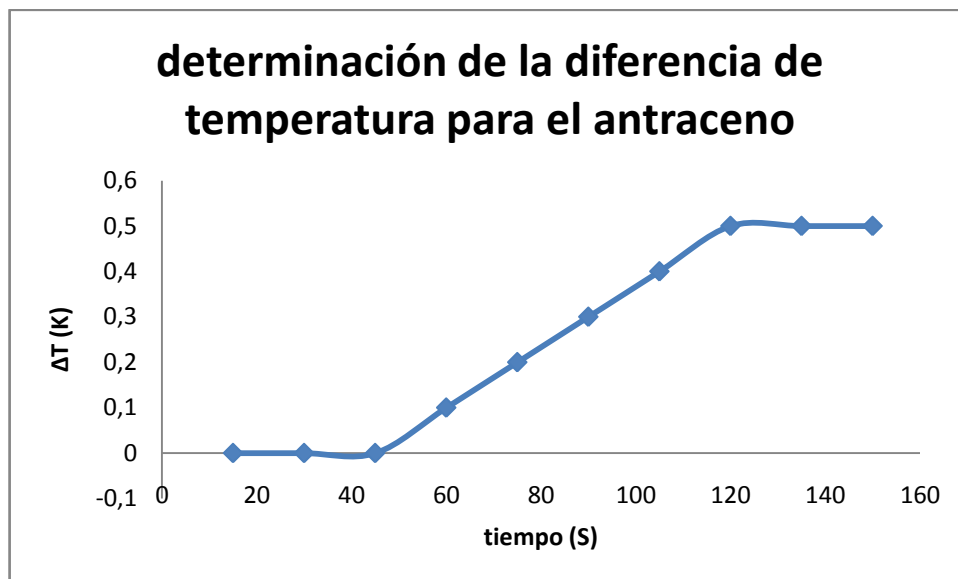
PARÁMETRO	RESULTADO
Masa de hollín (g)	0,0007
Temperatura final (K)	292,75

Tabla No 31. Datos obtenidos después de la combustión

En la determinación del calor de combustión para el antraceno ocurre la siguiente reacción:



Con los resultados obtenidos se construyó la siguiente gráfica, observando un comportamiento óptimo.



Gráfica No 3. Determinación de la diferencia de temperatura para el antraceno.

Empleando la ecuación para determinar el calor de combustión en las tres mediciones se obtuvieron los siguientes datos:

MEDICIÓN	Calor de combustión para el antraceno experimental (kJ/mol)	Calor de combustión para el antraceno teórico (kJ/mol)
1	-7366,627	-7067
2	-7587,495	
3	-7521,171	

Tabla No 32. Entalpía de combustión para el antraceno.

- **Análisis estadístico**

PARÁMETRO	RESULTADO
Media aritmética (kJ/mol)	-7491,7643
Desviación estándar (kJ/mol)	113,3323
Error porcentual (%)	6,01

Tabla No 33. Parámetros estadísticos para el antraceno.

En general, esto quiere decir que la energía requerida encontrada experimentalmente para la formación de CO₂ y H₂O con el naftaleno es de 5226,0157 kJ/mol y con el antraceno es de -7491,7643 kJ/mol.

6.2. Determinación del calor de formación del CO₂ y CO (ley de Hess).

6.2.1. Combustión de carbón

En la combustión del carbón se obtuvieron los siguientes resultados:

- Primera combustión de Carbón

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura inicial (K)	294,05
Masa de carbón (g)	0,4907
Volumen de agua a 20,8°C(mL)	549
Temperatura final (K)	298.95

Tabla No 34. Resultados de la formación de CO₂ en la primera medición.

- Segunda combustión de Carbón

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura inicial (K)	294,15
Masa de carbón (g)	0,3609
Volumen de agua 21,0°C (mL)	500
Temperatura final (K)	299,35

Tabla No 35. Resultados de la formación de CO₂ en la segunda medición.

- Tercera combustión de Carbón

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura inicial (K)	294,45
Masa de carbón (g)	0,5534
Volumen de agua 21,3°C(mL)	500
Temperatura final (K)	301,85

Tabla No 36. Resultados de la formación de CO₂ en la segunda medición.

6.2.2 Combustión del CO

En la combustión del monóxido de carbono se obtuvieron los siguientes resultados:

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura inicial (K)	298,35
Volumen de CO (mL)	500
Volumen de agua 25°C(mL)	539,5
Temperatura final (K)	300,75

Tabla No 37. Resultados de la combustión de CO.

Para determinar el calor de combustión se utiliza la ley de Hess la cual es representada mediante la figura No 4.

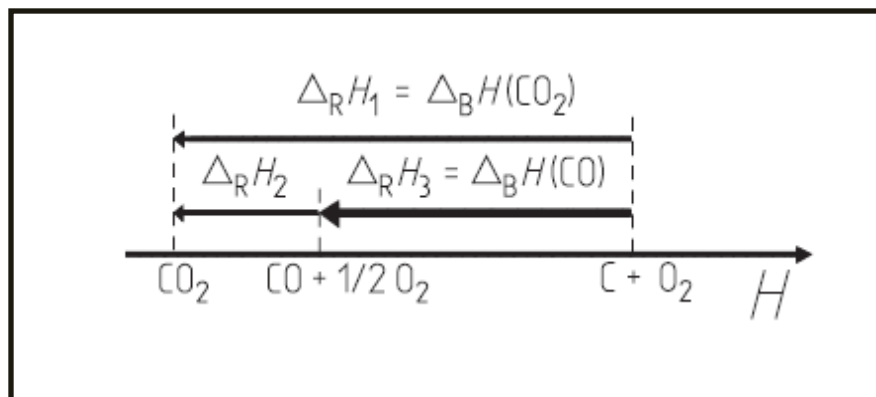
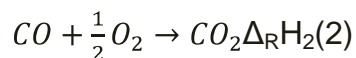


Figura No 4. Aplicación de la ley de Hess para determinar la entalpía De formación de CO₂ mediante las entalpías de combustión de carbón y monóxido de carbono.

Los cálculos indicados solo se efectuaron en una oportunidad debido a que únicamente se logró concluir con la segunda parte de la práctica, que es la combustión del CO, en la primera medición como consecuencia de fallas en el equipo.

Las reacciones implicadas en la combustión son:



- Los cálculos necesarios para hallar los $\Delta_R H$ correspondientes, se enuncian a continuación:

$$\Delta h = (m(H_2O) * c(H_2O) + C_{cal}) \Delta T (7)$$

Entonces,

$$m_{H_2O} = V \cdot d (8)$$

$$m_{H_2O} = 500 \text{ mL} \cdot 0,9979 \text{ g/mL}$$

$$m_{H_2O} = 498,9425g$$

$$\Delta h = \left(498,9425g_{H_2O} * 4,1868 J/gK + 410 J/K \right) 5,2K$$

$$\Delta h = 12,9946kJ$$

Teniendo en cuenta que reaccionaron 0,3609g (0,03mol), se tiene:

$$\Delta_R H_1 = \frac{\Delta h}{\Delta n(C)} \quad (9)$$

$$\Delta_R H_1 = \frac{12,9946kJ}{0,03mol}$$

$$\Delta_R H_1 = \Delta_B H(CO_2) = -433,1533 \text{ kJ/mol}$$

Para determinar las moles de CO se empleó la siguiente fórmula:

$$\Delta n(CO) = \frac{P.V}{R.T} \quad (10)$$

Obteniendo,

$$\Delta n(CO) = 0,019874mol$$

Entonces, teniendo que, $m_{H_2O} = 537,9247g$

$$\Delta h = \left(537,9247g_{H_2O} * 4,1868 J/gK + 410 J/K \right) 2,4K$$

$$\Delta h = 6,3882kJ$$

$$\Delta_R H_2 = \frac{6,3882kJ}{0,019874mol}$$

$$\Delta_R H_2 = -321,4321 \text{ kJ/mol}$$

Con estos resultados podemos determinar el Δh final

$$\Delta_R H_3 = \Delta_R H_1 - \Delta_R H_2 \quad (11)$$

$$\Delta_R H_3 = \Delta_B H(CO) = -111,7179 \text{ kJ/mol}$$

Recopilando los datos se tiene:

PARÁMETRO (entalpía molar de reacción)	VALOR TEÓRICO (kJ/mol)	VALOR EXPERIMENTAL (kJ/mol)	PORCENTAJE DE ERROR (%)
$\Delta_R H_1$	-393,5	-433,1533	10,0762
$\Delta_R H_2$	-----	-321,4321	-----
$\Delta_R H_3$	-110,5	-111,7179	1,1022

Tabla No 38. Resultados del calor de formación de CO₂ y CO.

6.3. Determinación de la tensión superficial de líquidos puros con el método presión de burbuja

En la determinación de tensión superficial se obtuvieron los siguientes resultados

6.3.1 Tensión superficial del agua (H₂O)

- Primera medición de tensión superficial

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del agua (°C)	20,7
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	1,9
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	3,5

Tabla No 39. Resultados en la determinación de tensión superficial en la primera medición.

- Segunda medición de tensión superficial

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del agua (°C)	20,7
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	2,0
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	3,6

Tabla No 40. Resultados en la determinación de tensión superficial en la segunda medición.

- Tercera medición de la tensión superficial

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del agua (°C)	20,7
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	1,98
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	3,5

Tabla No 41. Resultados en la determinación de tensión superficial en la tercera medición.

Para la primera medición de la tensión superficial del agua, teniendo en cuenta que la medición se efectuó a una temperatura de 20,7°C, por lo que se utiliza la densidad del agua a esta temperatura, la presión hidrostática es:

$$P_h = h * \rho * g \quad (12)$$

Donde:

h , inmersión del tubo capilar

ρ , densidad del líquido

g , aceleración debido a la gravedad

Utilizando la ecuación (12) se tiene:

$$P_h = 0,019m * 998 \frac{kg}{m^3} * 9,8m/S^2$$

$$P_h = 185,8276Pa$$

La presión p_{max} es leída del manómetro en tubo en U, el cual es llenado con agua, como la diferencia entre los dos meniscos. Para la conversión a Nm^{-2} es válido lo siguiente:

1 mm de altura en la columna de agua corresponde a $9,798 Nm^{-2}$, entonces:

$$P_{max} = 342,93Pa$$

Con este valor es posible hallar la tensión superficial del agua de la siguiente manera:

$$\sigma = \frac{r}{2} \cdot (p_{max} - h \cdot \rho \cdot g) \quad (13)$$

$$\sigma = \frac{774,5 * 10^{-6}m}{2} \cdot (342,93 - 185,8276) N/m^2$$

$$\sigma = 387,25 * 10^{-6} m(157,1024) N/m^2$$

$$\sigma = 60,8379 * 10^{-3} N/m$$

Utilizando la ecuación (13) se hallaron los datos para las demás repeticiones, obteniendo la siguiente tabla:

MEDICIÓN	Tensión superficial (σ) experimental (N/m^2)	Tensión superficial (σ) teórica (N/m^2)
1	$60,8379 \times 10^{-3}$	$71,99 \times 10^{-3}$
2	$60,8447 \times 10^{-3}$	
3	$57,8079 \times 10^{-3}$	

Tabla No 42. Tensión superficial para el agua a $20,7^\circ C$

- **Análisis estadístico**

PARÁMETRO	RESULTADO
Media aritmética (kJ/mol)	$59,8302 \times 10^{-3}$
Desviación estándar (kJ/mol)	$1,7513 \times 10^{-3}$
Error porcentual (%)	16,89

Tabla No 43. Parámetros estadísticos para la tensión superficial del agua

6.3.2 Tensión superficial del etanol (C₂H₆O)

- Primera medición de tensión superficial

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del etanol (°C)	20,9
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	2,4
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	2,5

Tabla No 44. Resultados en la determinación de tensión superficial en la primera medición.

- Segunda medición de tensión superficial

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del etanol (°C)	20,9
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	2,4
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	2,5

Tabla No 45. Resultados en la determinación de tensión superficial en la segunda medición.

- Tercera medición de la tensión superficial.

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del etanol (°C)	20,9
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	2,1
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	2,3

Tabla No 46. Resultados en la determinación de tensión superficial en la tercera medición.

Empleando las ecuaciones (12) y (13) para determinar la presión hidrostática y la tensión superficial del etanol en las tres repeticiones se obtuvieron los siguientes datos:

MEDICIÓN	Tensión superficial (σ) experimental (N/m ²)	Tensión superficial (σ) teórica (N/m ²)
1	$23,016 \times 10^{-3}$	$21,97 \times 10^{-3}$
2	$23,016 \times 10^{-3}$	
3	$24,42 \times 10^{-3}$	

Tabla No 47. Tensión superficial para el etanol a 20,9°C.

- **Análisis estadístico**

PARÁMETRO	RESULTADO
Media aritmética (kJ/mol)	$23,48 \times 10^{-3}$
Desviación estándar (kJ/mol)	$8,02 \times 10^{-4}$
Error porcentual (%)	6,89

Tabla No 48. Parámetros estadísticos para la tensión superficial del etanol

6.3.3 Tensión superficial del etilenglicol (C₂H₆O₂)

- Primera medición de tensión superficial

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del etilenglicol (°C)	21
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	2,1
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	3,5

Tabla No 49. Resultados en la determinación de tensión superficial en la primera medición.

- Segunda medición de tensión superficial

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del etilenglicol (°C)	21
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	2,1
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	3,5

Tabla No 50. Resultados en la determinación de tensión superficial en la segunda medición

- Tercera medición de la tensión superficial.

PARÁMETRO	RESULTADO
Temperatura del etilenglicol (°C)	21
Profundidad de inmersión del tubo capilar (cm)	2,0
Presión en el manómetro de tubo en u (cm)	3,4

Tabla No 51. Resultados en la determinación de tensión superficial en la tercera medición.

Empleando las ecuaciones (12) y (13) para determinar la presión hidrostática y la tensión superficial en las tres repeticiones se obtuvieron los siguientes datos:

MEDICIÓN	Tensión superficial (σ) experimental (N/m ²)	Tensión superficial (σ) teórica (N/m ²)
1	44,4964 x 10 ⁻³	47,99 x 10 ⁻³
2	44,4964 x 10 ⁻³	
3	44,84 x 10 ⁻³	

Tabla No 52. Tensión superficial para el etilenglicol a 20,9°C

- **Análisis estadístico**

PARÁMETRO	RESULTADO
Media aritmética (kJ/mol)	44,6109 x 10 ⁻³
Desviación estándar (kJ/mol)	1,95x 10 ⁻³
Error porcentual (%)	7,0412

Tabla No 53. Parámetros estadísticos para la tensión superficial del etilenglicol

6.4. Potencial electrocinético.

En la determinación de potencial electrocinético de sílica gel y agua se obtuvieron los siguientes resultados:

- Primera medición de potencial electrocinético

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
290	18
	18
	18
PROMEDIO	18

Tabla No 54. Medida del tiempo a 290V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
250	30
	31
	29
PROMEDIO	30

Tabla No 55. Medida del tiempo a 250V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
210	38
	42
	44
PROMEDIO	41,333

Tabla No 56. Medida del tiempo a 210V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
160	58
	57
	56
PROMEDIO	57

Tabla No 57. Medida del tiempo a 160V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
125	64
	65
	65
PROMEDIO	64,667

Tabla No 58. Medida del tiempo a 1250V

- Segunda medición de potencial electrocinético

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
290	18
	17
	17
PROMEDIO	17,33

Tabla No 59. Medida del tiempo a 290V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
250	30
	30
	31
PROMEDIO	30,33

Tabla No 60. Medida del tiempo a 250V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
210	38
	39
	40
PROMEDIO	39

Tabla No 61. Medida del tiempo a 210V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
160	59
	58
	58
PROMEDIO	58,33

Tabla No 62. Medida del tiempo a 160V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
125	64
	64
	64
PROMEDIO	64

Tabla No 63. Medida del tiempo a 1250V

- Tercera medición de potencial electrocinético

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
290	16
	16
	17
PROMEDIO	16,33

Tabla No 64. Medida del tiempo a 290V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
250	30
	30
	31
PROMEDIO	30,33

Tabla No 65. Medida del tiempo a 250V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
210	42
	42
	42
PROMEDIO	42

Tabla No 66. Medida del tiempo a 210V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
160	55
	56
	56
PROMEDIO	55,67

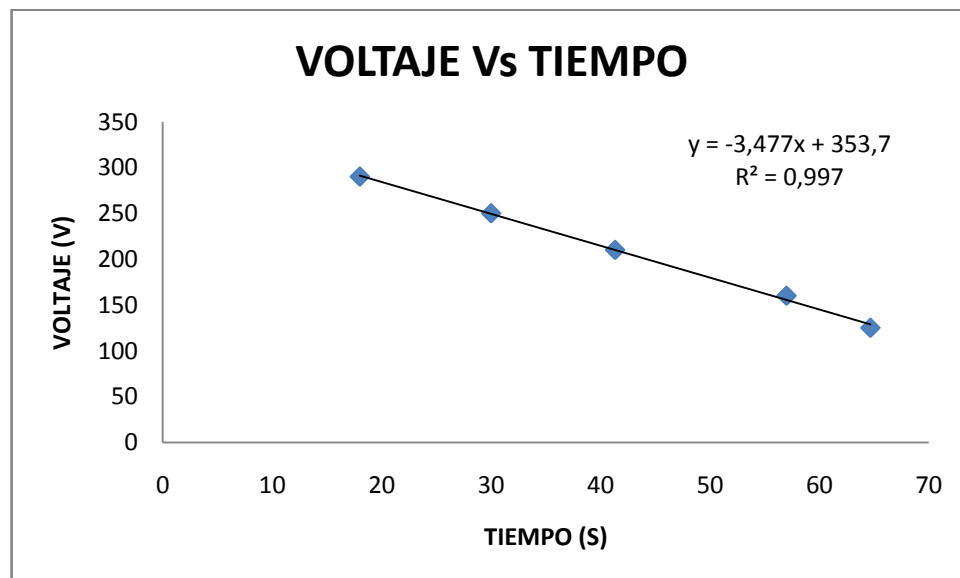
Tabla No 67.Medida del tiempo a 160V

VOLTAJE (V)	TIEMPO (s)
125	63
	63
	63
PROMEDIO	63

Tabla No 68.Medida del tiempo a 1250V

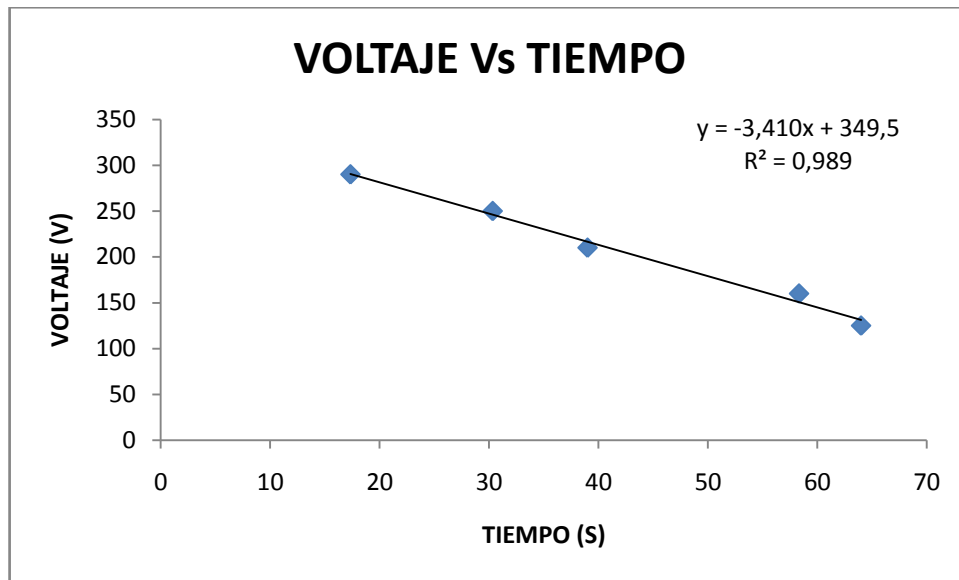
Con los datos obtenidos realizamos las gráficas correspondientes:

- Gráfica de la primera medición del potencial electrocinético



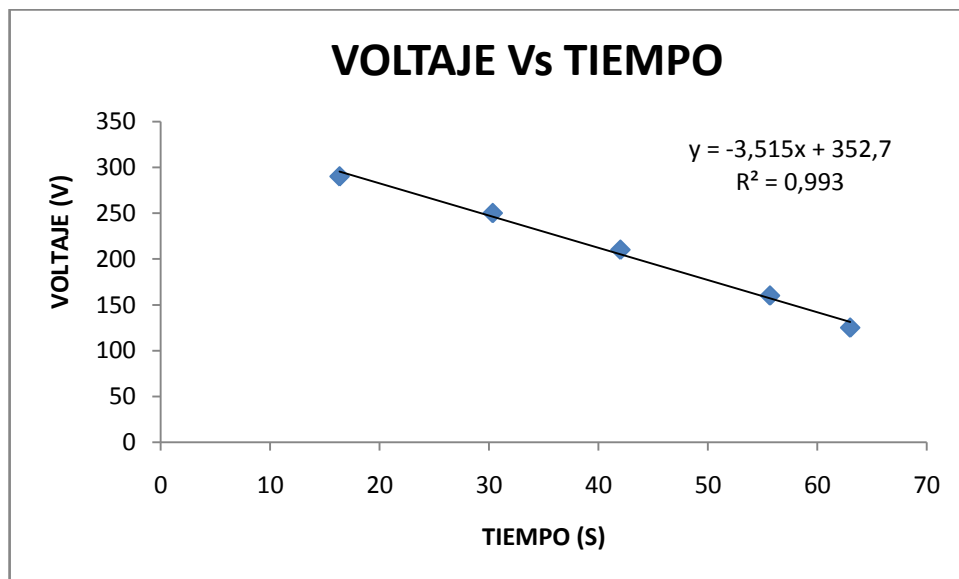
Gráfica No 4. Dependencia del tiempo requerido para producir una alteración en la presión de 0,1 hPa al aplicar un voltaje.

- Gráfica de la segunda medición del potencial electrocinético



Gráfica No 5. Dependencia del tiempo requerido para producir una alteración en la presión de 0,1 hPa al aplicar un voltaje.

- Gráfica de la tercera medición del potencial electrocinético



Gráfica No 6. Dependencia del tiempo requerido para producir una alteración en la presión de 0,1 hPa al aplicar un voltaje.

Las ecuaciones dadas en la grafica de las tres mediciones son:

MEDICIÓN	ECUACIÓN
1	$y = -3,4774x + 353,75$
2	$y = -3,4103x + 349,54$
3	$y = -3,515x + 352,75$

Tabla No 69. Ecuaciones dadas al graficar el voltaje Vs tiempo

6.5. Número de transporte

En la determinación de número de transporte se obtuvieron los siguientes resultados:

6.5.1 Números de transporte del ácido nítrico (HNO₃)

- Primera medición de números de transporte

PARÁMETRO	RESULTADO
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,2524
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,2746
Volumen de ácido nítrico (HNO ₃) depositado en cada lado (mL)	15

Tabla No 70. Condiciones iniciales de la primera medición

PARÁMETRO	RESULTADO
Tiempo total de electrólisis (min)	60
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,2704
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,2541
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido nítrico (HNO ₃) en el cátodo (mL)	4,9
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido nítrico (HNO ₃) en el ánodo (mL)	5,6

Tabla No 71. Datos obtenidos después de la medición.

- Segunda medición de números de transporte

PARÁMETRO	RESULTADO
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,2889
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,2650
Volumen de ácido nítrico (HNO ₃) depositado en cada lado (mL)	15

Tabla No 72. Condiciones iniciales de la segunda medición.

PARÁMETRO	RESULTADO
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,2983
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,2396
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido nítrico (HNO ₃) en el cátodo (mL)	4,9
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido nítrico (HNO ₃) en el ánodo (mL)	5,6

Tabla No 73. Datos obtenidos después de la medición

- Tercera medición de números de transporte

PARÁMETRO	RESULTADO
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,2887
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,2654
Volumen de ácido nítrico (HNO ₃) depositado en cada lado (mL)	15

Tabla No 74. Condiciones iniciales de la tercera medición

PARÁMETRO	RESULTADO
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,3023
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,2423
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido nítrico (HNO ₃) en el cátodo (mL)	4,95
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido nítrico (HNO ₃) en el ánodo (mL)	5,6

Tabla No 75. Datos obtenidos después de la medición

Los datos obtenidos se calcularon de la siguiente manera:

$$\Delta n^{K/A} = \frac{c_1 V^{K/A} (V_1^{K/A} - V_1^0)}{V_2} \quad (14)$$

Donde,

$\Delta n^{K/A}$, diferencia de moles en el cátodo y ánodo, respectivamente

$V^{K/A}$, volumen en la región del cátodo y ánodo, respectivamente

$V_1^0, V_1^{K/A}$, Consumo de Hidróxido de sodio ($C_1 = 0,1 \text{ mol/L}$) en la neutralización de $V_2 = 5\text{mL}$ antes (V_1^0) y después de la electrólisis en las regiones del cátodo (V_1^K) y ánodo (V_1^A), respectivamente.

De la ecuación (15) hallamos las moles en el cátodo:

$$\Delta n^k = \frac{0,1 \text{ mol/L} * 15\text{mL} * (4,9\text{mL} - 5\text{mL})}{5\text{mL}} * \frac{L}{1000\text{mL}}$$

$$\Delta n^k = -0,03\text{mmol}$$

Por otro lado, las moles en el ánodo son:

$$\Delta n^A = \frac{0,1 \text{ mol/L} * 15\text{mL} * (5,6\text{mL} - 5\text{mL})}{5\text{mL}} * \frac{L}{1000\text{mL}}$$

$$\Delta n^A = 0,18\text{mmol}$$

El cambio en la masa del cobre en el cátodo y ánodo, respectivamente, son:

$$\Delta m^k = 0,018\text{g}$$

$$\Delta m^A = -0,0205\text{g}$$

Finalmente, se determina el número de transporte en cada región:

$$t_- = \frac{M(\Delta n^A - \Delta n^k)}{z_R(\Delta m^k - \Delta m^A)} \quad (15)$$

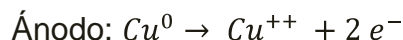
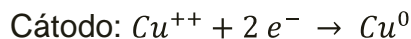
Donde,

M , masa molar del cobre (63,54 g/mol)

$\Delta m^k, \Delta m^A$, cambio en la masa del cobre del cátodo y ánodo, respectivamente

z_R , número de carga de la reacción (2)

Las reacciones que se llevan a cabo en el ánodo y el cátodo son:



Entonces, mediante la ecuación (15) se calculan los números de transporte para el ácido nítrico.

$$t_- = \frac{63,54 \text{ g/mol} * [0,18 \text{ mmol} - (-0,03 \text{ mmol})]}{2 (0,018 \text{ g} + 0,0205 \text{ g})} * \frac{\text{mol}}{1000 \text{ mmol}}$$

$$t_- = 0,1733$$

$$t_+ + t_- = 1 \quad (17)$$

$$t_+ = 1 - t_-$$

$$t_+ = 1 - 0,1733$$

$$t_+ = 0,827$$

Hallando los cálculos anteriores en las tres mediciones se obtuvo la siguiente tabla:

MEDICIÓN	t_- experimental	t_+ experimental	t_- teórico	t_+ teórico
1	0,1733	0,8267	0,170	0,830
2	0,1793	0,8207		
3	0,1688	0,8312		

Tabla No 76. Números de transporte para el ácido nítrico a 22,5°C

6.5.2 Números de transporte del ácido clorhídrico (HCl)

- Primera medición de números de transporte

PARÁMETRO	RESULTADO
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,2141
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,2011
Volumen de ácido clorhídrico (HCl) depositado en cada lado (mL)	15

Tabla No 77. Condiciones iniciales de la primera medición

PARÁMETRO	RESULTADO
Peso de lámina de cobre en el cátodo (g)	6,1091
Peso de lámina de cobre en el ánodo (g)	6,3003
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido clorhídrico (HCl) en el cátodo (mL)	No se evidencia viraje
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH) gastado en la titulación del ácido clorhídrico (HCl) en el ánodo (mL)	3,3

Tabla No 78. Datos obtenidos después de la medición

No se recomienda realizar el procedimiento con este reactivo (HCl 0,1M) debido a que la movilidad de estos iones (H^+ y Cl^-) es muy similar y no se logra evidenciar la variación de la concentración en la proximidad de los electrodos [16] mediante la titulación ácido-base.

7. CONCLUSIONES

- Se logró comprobar la repetitividad y reproducibilidad de los ensayos realizados, arrojando resultados similares en cada experiencia, lo que indica que los procedimientos utilizados son confiables y están listos para ponerse en marcha en los laboratorios de fisicoquímica I y fisicoquímica II.
- Se lograron mejorar los procedimientos suministrados por el proveedor, optimizando recursos como el tiempo y los reactivos, además se actualizaron algunos montajes con los que contaba la escuela de química.
- Se publicaron las guías con las cuales los estudiantes trabajarán los próximos semestres, las cuales contienen los parámetros necesarios para que la práctica se realice adecuadamente y tengan los conocimientos básicos para llevarla a cabo.
- La práctica de determinación de calor de combustión es una práctica que arroja resultados confiables ya que muestra bajos porcentajes de error al realizarlo con diferentes compuestos.
- La manera en que se realizó la practica de determinación del calor de formación del CO_2 y CO no es la mas segura,ya que se presentó un accidente en las instalaciones del laboratorio que fácilmente se podría repetir en otras ocasiones, sin embargo, los resultados que se obtuvieron se asemejan a los bibliográficos indicando que es un método adecuado para la determinación de estas propiedades termodinámicas.
- La práctica de tensión superficial arroja un porcentaje de error relativamente alto debido a que la escala del manómetro no permite lecturas más precisas

que 0,1mm; sin embargo, estos valores se consideran aceptables ya que son reproducibles.

- Se logró optimizar el procedimiento para la determinación de número de transporte, mediante la utilización de los nuevos instrumentos que brindan mayor comodidad y agilidad a la hora de realizar la práctica.
- En la determinación del potencial electrocinético solo es posible conocer el tiempo que se requiere para alcanzar una presión de 0,1 hPa a un determinado voltaje, y con estos datos al graficar, obtener la ecuación de la recta, ya que no se puede determinar el valor de este potencial debido a que no se cuenta con los datos suficientes.

8. RECOMENDACIONES

- Se recomienda validar los procedimientos periódicamente al igual que renovar los equipos para algunas prácticas de laboratorio de fisicoquímica por aquellos que permitan obtener datos con mayor exactitud.
- Debido a que futuramente se gestionará la compra otros equipos para la modernización de las prácticas, se recomienda hacer un estudio previo de los temas que son tratados en la teoría, así como de los montajes existentes, para de esta manera tener un mejor criterio a la hora de elegir las prácticas que se van a adquirir.
- Debido a que los equipos puestos en práctica están compuestos por diferentes partes y que se observó que éstas se pueden reajustar para la realización de otras experiencias en el laboratorio, se recomienda revisar en la bibliografía de la empresa proveedora de dichos equipos las posibles adecuaciones a otros montajes.

9. BIBLIOGRAFÍA

- [1] [http://comunicaciones.utp.edu.co/index.php/Noticias/16223/la-utp-se-comprometio-con-la-calidad\(15-06-2011\)](http://comunicaciones.utp.edu.co/index.php/Noticias/16223/la-utp-se-comprometio-con-la-calidad(15-06-2011))
- [2] Chemistry Laboratory Experiments Phywe, Experimental Literature, Laboratory Experiments Chemistry long version N° 16504-12
- [3] [http://www.phywe-es.com/883\(15-06-2011\)](http://www.phywe-es.com/883(15-06-2011))
- [4] Philip Reid, Warren Hehre, Introducción a la Fisicoquímica: termodinámica, Pearson educación, México 2007, página 1.
- [5] Levine, Ira.N, Fisicoquímica quinta edición, volumen 1, España 2004, ISBN: 8448137868, páginas 1, 2, 3, 7, 174.
- [6] D.F. Eggers, Fisicoquímica, editorial Limusa-Wiley, S.A. México 1967, paginas 201, 773.
- [7] Atkins, De Paula, Química Física, octava edición, editorial médica panamericana, Argentina 2008, ISBN: 9789500612487, página 683.
- [8] Chang Raymond, Fisicoquímica, tercera edición, editorial Mc Graw Hill, México 2008, ISBN: 9701066529, paginas 75, 81, 82, 84, 100, 101, 102, 445.
- [9] Levine, Ira.N, Fisicoquímica quinta edición, volumen 2, España 2004, ISBN: 8448137876, páginas 645, 659
- [10] [http://www.fiquis.unl.edu.ar/termodinamica/tp_calorc.htm\(10-05-2012\)](http://www.fiquis.unl.edu.ar/termodinamica/tp_calorc.htm(10-05-2012))
- [11] Gilbert W. Castellan, Fisicoquímica, segunda edición, Fondo Educativo Interamericano S.A, México 1974, ISBN: 963-6630-18-X, páginas 137, 425, 442, 443, 893.
- [12] [http://www.firp.ula.ve/archivos/cuadernos/S610A.pdf\(17-05-2012\)](http://www.firp.ula.ve/archivos/cuadernos/S610A.pdf(17-05-2012))

[13] Meliton Adams, Fundamentos de química de suelos, Universidad Central de Venezuela, copyright 1995, ISBN 980-00-0669-9, página 236.

[14] http://www.fiqus.unl.edu.ar/termodinamica/tp_calorc.htm (22-06-2012)

[15] Sierra Alonso Isabel, Gomez Ruiz Santiago, Análisis instrumental, editorial Gesbiblo, España 2010, ISBN: 978-84-9745-377-6, página 174.

[16] http://www.oocities.org/ar/ehenquin/mov_iones_en_scion.pdf (27-97-2012)

[17] Leib H. Jose Diego, Estadística y control de calidad, Universidad Tecnológica de Pereira, Pereira 1996, página 83.

[18] Alba Mendoza Jorge E., Valencia Sánchez Hoover A., Fisicoquímica Aplicada, Fundamentación experimental, Universidad Tecnológica de Pereira, Pereira 2008, paginas, 35, 36, 37.