



Universidad Nacional Autónoma de México  
Facultad de Estudios Superiores Zaragoza  
Ingeniería Química



Título de tesis

# Propuesta de Prácticas de Termodinámica para el Laboratorio de Física

Autor:

Aguilar Barrios Blanca Flor

Director de la tesis:

I.Q. José Antonio Zamora Plata

CDMX, Octubre de 2017

---

---



Universidad Nacional  
Autónoma de México



**UNAM – Dirección General de Bibliotecas**  
**Tesis Digitales**  
**Restricciones de uso**

**DERECHOS RESERVADOS ©**  
**PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

---

---

## **AGRADECIMIENTOS.**

Agradezco principalmente a **Dios** por darme la vida, salud y fuerza todos los días para poder cumplir uno de mis sueños.

A la **Universidad Nacional Autónoma de México** por darme la oportunidad de pertenecer a la gran casa de estudios.

A la **Facultad de Estudios Superiores Zaragoza** y a la carrera de **Ingeniería Química** por darme la formación para llegar a ser un profesional; a cada uno de los docentes por cada enseñanza y aprendizaje durante mi estancia en la institución.

**A mis padres** por el esfuerzo, trabajo y confianza que han puesto en mí, porque siempre están conmigo en las buenas y en las malas.

Agradezco al **I.Q. José Antonio Zamora Plata** por la paciencia y disposición en este proyecto ya que sin su ayuda no sería posible, por compartir su conocimiento y experiencias en la realización de cada una de las prácticas.

A la **I.Q. María Alejandra Valentán González** por su disposición y tiempo en la ayuda de la resolución de problemas y en la ayuda del término del trabajo presentado.

Al D.R. Rafael Sánchez Dirzo, I.Q. Dominga Ortiz Bautista, I.Q. Aldo Fernando Varela Martínez por el tiempo y disposición para el mejoramiento de este trabajo.

Agradezco al Programa de Apoyo a Proyectos para la Innovación y Mejoramiento de la Enseñanza (PAPIME) PE112416.

---

---

---

---

## DEDICATORIAS.

**A mi mamá Esther** quien es un gran ejemplo de dedicación, amor, comprensión, esfuerzo y sacrificio, por ser una gran inspiración en mi vida, gracias por enseñarme a nunca darme por vencida por los consejos, el gran apoyo y amor que me brindas a mí a mis hijos, por ser una madre más para ellos, gracias por darme la oportunidad de cumplir uno de mis sueños.

**A mi papá Fidel** por darme la oportunidad de tener una profesión, por ser siempre una persona trabajadora y fuerte que no se rinde y no tiene miedo. Ser una inspiración de seguir trabajando y no rendirse a pesar de las dificultades.

A los dos muchas gracias por confiar en mí a pesar de tantas dificultades por nunca dejarme sola espero que estén orgullosos de mi como yo lo estoy de ustedes, los amo mucho.

A mi compañero de vida **Vladimir Alexander** por ser un gran apoyo, tenerme confianza y comprensión, por ser mi compañero, mi amigo y mi confidente, **a mis hijos Diego y Estefani** por ser mis más grandes motivos de salir adelante y lo mejor que me ha dado Dios.

A mis hermanos **Araceli, Fidel y Ángel** por acompañarme en los momentos difíciles de mi vida, apoyarme, darme consejos y regaños que me han hecho ser más fuerte.

A cada uno de mis familiares y amigos que me han apoyado con sus consejos y palabras de ánimo.

---

---



**TABLA DE CONTENIDO**

Resumen.....	2
Introducción.....	3
Objetivo de la tesis .....	5
Generalidades.....	5
PRÁCTICAS DE TERMODINÁMICA.....	8
PRÁCTICA 1. TEMPERATURA.....	9
PRÁCTICA 2. ESTADOS FÍSICOS Y CAMBIOS DE ESTADO.....	16
PRÁCTICA 3. TRANSFERENCIA DE CALOR.....	22
PRÁCTICA 4. PUNTO DE EBULLICIÓN.....	27
PRÁCTICA 5. EQUILIBRIO TÉRMICO.....	31
PRÁCTICA 6. ESCALAS DE TEMPERATURA.....	37
PRÁCTICA 7. CALOR ESPECÍFICO.....	41
PRÁCTICA 8. CALORÍMETRO.....	48
PRÁCTICA 9. EVAPORACIÓN.....	54
PRÁCTICA 10. DILATACIÓN DE SÓLIDOS.....	59
PRÁCTICA 11. CONDUCCIÓN DE CALOR EN DIFERENTES MATERIALES.....	63
PRÁCTICA 12. DILATACIÓN DE LÍQUIDOS Y GASES.....	67
Evaluación Economica.....	73
Kit de experimentos de Termodinámica.....	79
Conclusiones.....	82
Referencias .....	84

## RESUMEN

Este trabajo presenta las actividades desarrolladas en la realización de 12 prácticas de laboratorio de Física considerando el área de la Termodinámica como campo de estudio. Parten del supuesto de que con este conjunto de prácticas se permita al estudiante del primer semestre de la carrera de Ingeniería Química iniciarse en el estudio de la Termodinámica bajo el modelo educativo "aprender a aprender" desde la perspectiva del Ingeniero Químico.

Inicialmente se aborda el tema del aprendizaje a fin de situar al Ingeniero Químico en un proceso de aprender la práctica junto con la teoría. Para ello se consideran actividades experimentales relacionadas con la Termodinámica. Cada práctica se realizó en el laboratorio por lo que cuenta con datos recientes, cálculos, así como resultados para su fácil entendimiento, con el propósito de que el alumno se adentre en la Física destinada a la medición del calor y la temperatura. Al término de este trabajo se realiza un estimado económico requerido para la realización de las prácticas y se concluye con una forma de trabajo vía un maletín que debería adaptarse a todos los laboratorios de la carrera.

## INTRODUCCIÓN

En las instituciones educativas cada día se hace hincapié en la idea de que el estudiante debe jugar un papel activo en su propio aprendizaje, sin embargo, la institución debe ajustarse a las necesidades y objetivos personales del estudiantado. Por tanto, se aboga por introducir estrategias de aprendizaje en el currículum de las carreras de la educación superior para que el alumnado se beneficie aprendiendo a utilizarlas desde el inicio de su formación profesional. Una de estas estrategias que cada día suma más adeptos es la de enseñar al alumno a trabajar en equipo y será a los docentes a quienes se les encomendará la tarea de "enseñar a aprender", y a los estudiantes a "aprender a aprender". Por ello, recientemente el Secretario de Educación Pública y el Presidente de la República Mexicana anunciaron el inicio de este modelo educativo a implementarse en las instituciones educativas en el nivel básico.

Aprender es uno de los grandes términos utilizados desde siempre y que no deberían definirse, esto es, aprender es apropiarse del conocimiento para siempre y debe acumularse exponencialmente. Para que no se olvide, debe compartirse con otra persona y contribuir a optimizar las condiciones para el mejor aprendizaje posible. Dependiendo de la época y del filósofo, al aprendizaje se le ha categorizado en al menos cuatro áreas: conductismo, cognitivismo, constructivismo y conectivismo (figura 1). Incluso el filósofo ha pasado de una teoría a otra a fin de mejorar. Esto es, aprendieron y mejoraron la teoría del proceso educativo que lleva el individuo y del medio que se vale para asimilar el conocimiento.

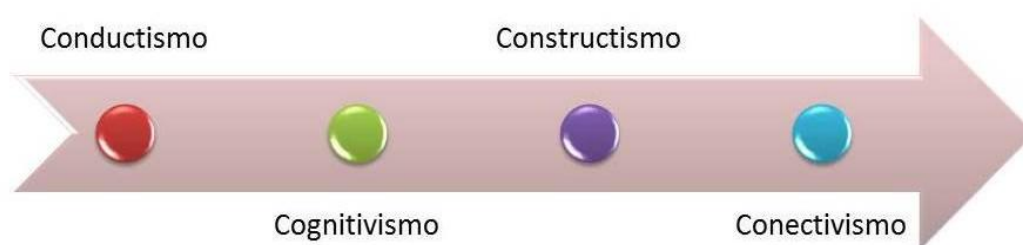


Figura 1. Teorías del aprendizaje en el tiempo



Menciona Marta Espartosa [<https://padlet.com/martap>], “La visión del aprendizaje ha evolucionado plasmándose en diferentes teorías que nos explican cómo aprendemos, qué herramientas usamos y cómo utilizamos este aprendizaje. Hemos pasado de las clases magistrales, con los alumnos como meros oyentes, a dejar que la revolución tecnológica inunde las aulas y las mitologías de enseñanza y aprendizaje. Cambiando, así, tanto la forma de aprender como la forma de enseñar. Por eso he relacionado las teorías expuestas del aprendizaje como una evolución de la docencia. No podemos huir de la revolución tecnológica que ya parece implícita en nuestra sociedad. Debemos evolucionar con ella, y así pues, nuestra forma de enseñar y de aprender... que de hecho resumiría en el título de este Padlet "Aprender a aprender" Con esta forma de enseñanza-aprendizaje damos las herramientas para que el aprendizaje no se quede en las aulas, si no que el aprendizaje sea un proceso continuo para ellos”.

Elena Martín Ortega de la Universidad Autónoma de Madrid, explica en una de sus publicaciones [TRIBUNA ABIERTA. Elena Martín.] Aprender a aprender: clave para el aprendizaje a lo largo de la vida] que “Hacer posible que los ciudadanos sigan aprendiendo durante todo su desarrollo personal implica que durante la etapa obligatoria se les haya enseñado a aprender a aprender. Aprender a aprender implica desarrollar aspectos cognitivos y emocionales. Ambos deben ser trabajados por los docentes. La infancia se presenta como el momento idóneo para comenzar a construir el hábito de aprender a aprender y la adquisición de esta competencia básica no se puede hacer al margen de las áreas curriculares. Entre los aspectos metodológicos más relevantes para lograr este objetivo, destacan los siguientes: la concepción que los docentes y los estudiantes tienen sobre lo que es el aprendizaje; enseñar a los alumnos a regular sus propios procesos de aprendizaje, supervisar sus resultados y reflexionar sobre lo aprendido y prestar atención a la dimensión emocional. Otro potente recurso es la escritura epistemológica. Las características del texto escrito favorecen su función de apoyo al razonamiento y al aprendizaje. El aprendizaje colaborativo y la evaluación formadora son también pilares del aprender a aprender.”

Con estas dos reflexiones nos percatamos de que el modo como hemos estado aprendiendo en el aula y en el laboratorio tiene que cambiar en la forma

y modo como lo hacemos a fin de dar un cambio para mejorar el aprendizaje del laboratorio.

## OBJETIVO DE LA TESIS

- ✓ Establecer un conjunto de prácticas que permitan al estudiante del primer semestre de la carrera de Ingeniería Química iniciarse en el estudio de la Termodinámica bajo el modelo educativo "aprender a aprender".

## GENERALIDADES

Se denomina Termodinámica a la parte de la Física encargada del estudio de fenómenos vinculados con el calor. Se ocupa especialmente de las propiedades macroscópicas de la materia, de las formas de energía, haciendo hincapié en la temperatura. También estudia los intercambios de energía térmica entre distintos sistemas así como las consecuencias a nivel químico de tales intercambios y las consecuencias a nivel mecánico; esto es importante para comprender como la energía calórica se transforma en energía mecánica y viceversa; justamente, esta disciplina debe su desarrollo a la necesidad de optimizar la eficiencia propia de las máquinas de vapor y nos explica por qué ni éstas ni ninguna otra máquina puede ser eficiente completamente.

La Termodinámica estudia sistemas en equilibrio. Esto significa que las distintas propiedades a considerar en un sistema, como por ejemplo la presión, el volumen, la masa, permanecen constantes. El punto de partida para adentrarse en la disciplina es el conocimiento de sus leyes: la ley cero de la termodinámica o de equilibrio térmico, la primera ley de la termodinámica o principio de conservación de la energía, la segunda ley de la termodinámica relativa al aumento de la entropía y la tercera ley de la termodinámica acerca de la imposibilidad de llegar al cero absoluto.

La ley cero establece que si un sistema A y otro B tienen la misma temperatura y B tiene la misma temperatura que un sistema C, entonces A y C tienen la misma temperatura. La primera Ley de la Termodinámica sostiene que la energía no puede crearse ni destruirse, solo puede transformarse; así, el calor es una forma de energía que puede convertirse en trabajo mecánico. Por su parte, la segunda ley de la Termodinámica señala que sólo es posible la realización de un trabajo a partir del paso del calor de un cuerpo con mayor temperatura a uno de menor temperatura; esta ley además da una explicación del por qué existe una parte de la energía que no puede convertirse en trabajo. Finalmente, la tercera ley de la Termodinámica establece que el cero absoluto es imposible de conseguirse mediante un número finito de pasos, aunque es posible acercársele indefinidamente.

La Termodinámica es una de las disciplinas de mayor importancia en el desarrollo de la Ciencia y de la Ingeniería Química; su celebridad se debió en parte a las inquietudes que despertó la Revolución Industrial. No obstante, es oportuno destacar que sus leyes son válidas únicamente para sistemas macroscópicos pero improcedentes a nivel cuántico.

El equilibrio térmico es el hecho de que dos sistemas en contacto tengan igual temperatura uniforme. Un ejemplo claro de esta circunstancia son dos cuerpos a diferente temperatura que estén en contacto llegan a alcanzar una misma temperatura. El equilibrio térmico es un tipo de estado al que tienden los sistemas en contacto entre sí, circunstancia que podemos comprender en buena medida gracias a los postulados de la termodinámica. Es de importancia para entender el funcionamiento de diversos procesos de la naturaleza, así como para entender determinadas formas de pérdida de energía por parte de maquinarias; en este sentido, cabe recordar que la Termodinámica debe su desarrollo en buena medida al estudio de diferentes maneras para lograr una mayor eficiencia de máquinas de vapor en el contexto de la revolución industrial del siglo XVII.

Cuando un cuerpo está caliente es fácilmente reconocible por nuestros sentidos. No obstante, es difícil en ocasiones explicar la razón de tal circunstancia, es decir, establecer qué tipo de proceso se mantiene en el interior

del mismo para que se alcance ese estado de cosas. La respuesta a este interrogante es el movimiento molecular. En efecto, por más contra intuitivo que parezca, el calor es una expresión de la energía cinética. Cuando un cuerpo se eleva su temperatura, las partículas que lo componen comienzan a moverse a mayor velocidad; mientras mayor se sea la temperatura, sus moléculas tendrán más velocidad. Por supuesto, dicho movimiento dista de ser observable, es ante todo un fenómeno microscópico.

Asumiendo este movimiento microscópico de moléculas, es necesario plantearse qué es lo que sucede cuando dos sistemas, esto es, dos agrupaciones de moléculas, se ponen en contacto. Si el movimiento de las moléculas es el mismo (cosa improbable) el sistema ya estará en equilibrio. Si, por el contrario, los dos sistemas tienen moléculas moviéndose a distintas velocidades, las que se mueven a una velocidad inferior tenderán a acelerarse, y las que se mueven a velocidad superior tenderán a volverse más lentas; en otras palabras, el sistema tendrá el equilibrio térmico.

El proceso descrito debe visualizarse teniendo en cuenta procesos del mundo que podemos experimentar mediante los sentidos. Si golpeamos una bola quieta con otra en movimiento, moveremos la quieta y quitaremos velocidad a la que se mueve. En este orden de cosas, es también observable que ambos estados tienden a coincidir. En el caso de dos objetos, el caliente pasará su calor al más frío hasta que ambos lleguen a un equilibrio que los lleve a alcanzar la misma temperatura.



Figura 2. Colisión entre objetos

## PRÁCTICAS DE TERMODINÁMICA

El éxito del laboratorio de Física para el área de la Termodinámica dependerá del orden en el que se realicen las prácticas, por ello, en esta propuesta se ha procurado establecer un orden que implique ir de lo más sencillo a lo más complicado sin que ello implique una mayor dificultad en la asimilación del conocimiento. El orden se establece con la intención de que el estudiante adquiera más seguridad y confianza al realizar cada una de las actividades aquí propuestas.

El contenido de cada práctica considera los siguientes puntos.

- Carátula
  - Título de la práctica
  - Nombre de la institución y logo
  - Nombre de la carrera y la asignatura.
  - Nombre del alumno
  - Nombre del asesor
  - Fecha
- Título de la práctica
- Introducción
- Objetivo
- Materiales
- Procedimiento
- Mediciones
- Análisis de resultados
- Recomendación
  - Están dirigidas al alumno para el mejoramiento de la práctica. Son sugerencias que el alumno puede realizar.
- Referencias

## PRÁCTICA 1. TEMPERATURA

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

INGENIERÍA QUÍMICA

AUTOR: AGUILAR BARRIOS BLANCA FLOR

TERMODINÁMICA

REV. : 1  
FÍSICA

31 Mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## TEMPERATURA

**Introducción**

La temperatura es una propiedad de la materia que está relacionada con la sensación de calor o frío que se siente, indicando la dirección que toma la energía en su tránsito de unos cuerpos a otros. Es una magnitud escalar o parámetro de estado que mide la energía cinética promedio de las moléculas del sistema.

La temperatura depende de la energía cinética media o promedio de las moléculas de una sustancia ó material. Según la teoría cinética, la energía interna de las moléculas puede corresponder a movimiento rotacional, vibracionales y translaciones de las moléculas de una sustancia. El instrumento utilizado habitualmente para medir la temperatura es el termómetro.

El termómetro es el instrumento empleado para medir la temperatura de un sistema en forma cuantitativa, para construirlo se requiere una sustancia que tenga una propiedad que cambia de manera regular con la temperatura. El más habitual consiste en un tubo capilar de vidrio cerrado y terminado en un pequeño depósito que contiene una cierta cantidad de mercurio, el cual se dilata al aumentar la temperatura o se contrae al disminuir y cuyas variaciones de volumen se leen en una escala graduada. A cada altura le corresponderá una temperatura diferente. Después de cierto tiempo, se observa que la altura de la columna se estabiliza, porque el termómetro alcanza la misma temperatura del sistema entonces se alcanza un estado llamado equilibrio térmico.

## Objetivos

- Determinar la temperatura del agua cada minuto hasta llegar al punto de ebullición desde la temperatura ambiente.
- Utilizar distintos instrumentos de medición.
- Identificar y diferenciar los conceptos de calor y temperatura.
- Calcular el calor requerido para llevar a ebullición 150 ml de agua.

## Materiales

- 1 Termómetro de inmersión parcial de  $-20$  a  $150$  °C
- 1 Vaso de precipitados 250 ml
- 1 Parrilla eléctrica con agitación
- 1 Probeta de 100 ml
- 1 Agitador magnético
- 1 Tela de alambre con centro de asbesto.

## Sustancias

- 150 ml Agua

## Servicios

- Electricidad

## Procedimiento

1. Con una probeta mida 150 ml de agua, vierta en un vaso de precipitados de 250 ml.
2. Con ayuda de un termómetro mida la temperatura ambiente
3. También mida la temperatura del agua.
4. Preparar el sistema para calentar el agua.
5. Inicie el calentamiento y registre en la bitácora la temperatura del agua cada minuto.
6. Apagar la parrilla y retire el vaso de precipitado, continúe midiendo la temperatura hasta alcanzar casi la temperatura ambiente.

7. Medir el volumen final del agua cuando haya descendido la temperatura cercana a la temperatura ambiente.
8. Repetir la prueba anterior, pero ahora introduzca una barra de agitación magnética en el vaso de precipitado. Siga midiendo cada minuto hasta alcanzar el punto de ebullición.
9. Apagar la parrilla sin retirar el vaso con agua. Siga midiendo cada minuto hasta la temperatura ambiente. Mida el volumen final del agua.
10. Compare los resultados y determine el calor involucrado en cada proceso
11. Graficar los resultados obtenidos en cada una de las pruebas.
12. Repita la prueba ahora usando agua de la llave y agua destilada.

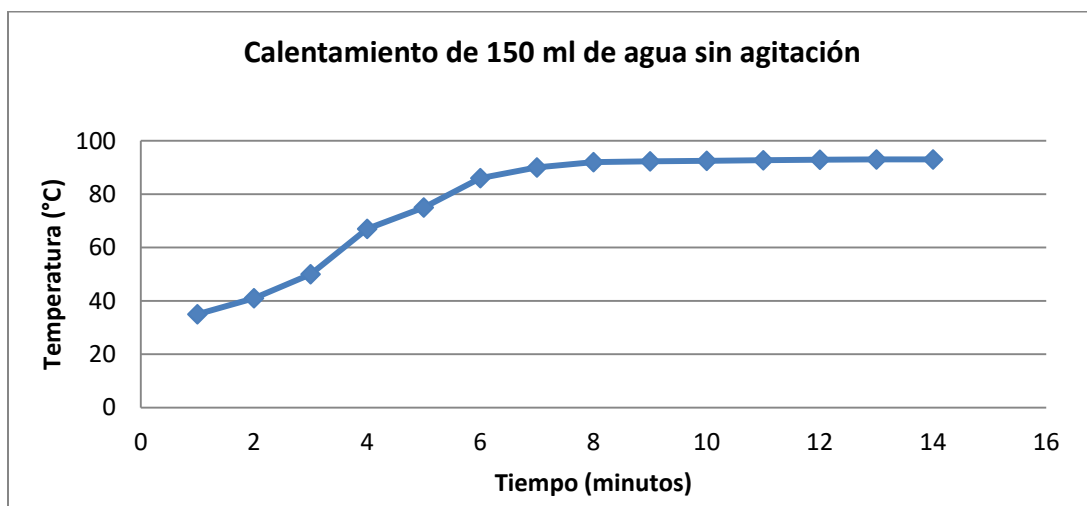
**Mediciones, cálculos y resultados.**

Calor requerido para llevar a ebullición 150 ml de agua.  $C_p \text{ agua} = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$ ,

$$Q_{\text{agua}} = mC_p\Delta T = (150 \text{ g}) \left( 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} \right) (93^\circ\text{C} - 22^\circ\text{C}) = 10650 \text{ cal}$$

Prueba 1. Calentamiento de agua sin agitación, (*zona de calentamiento*)

Tiempo (minutos)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Temperatura °C	22	35	41	50	67	75	86	90	92	92	92	92	92	93	93

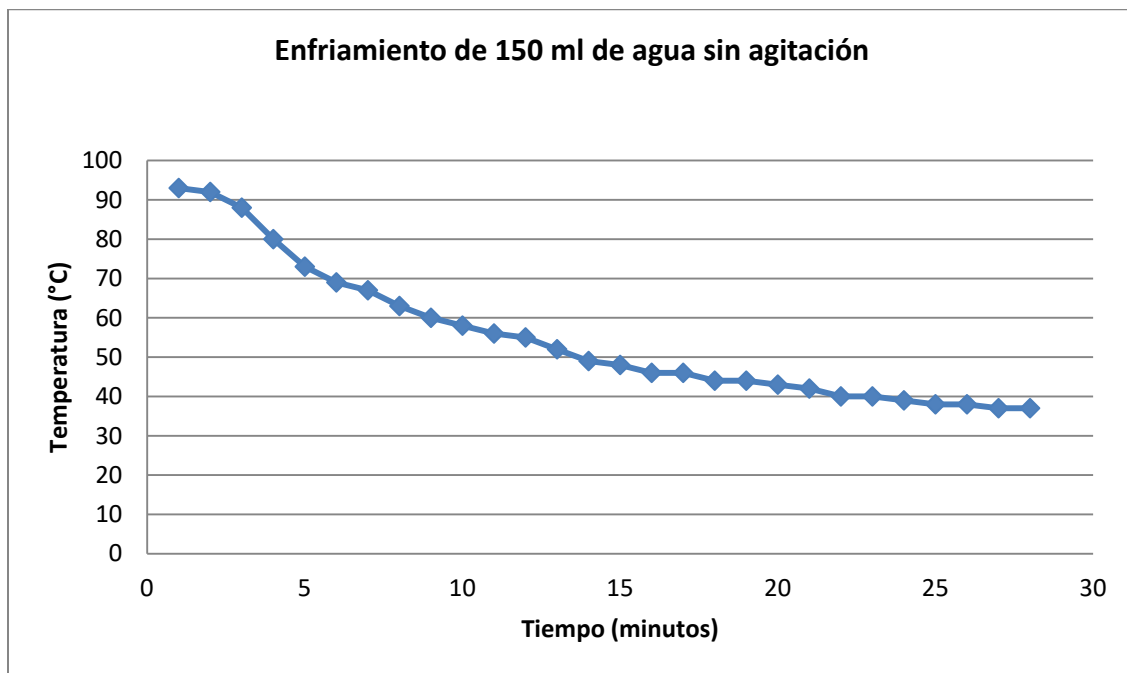


Prueba 1. Enfriamiento de agua sin agitación, (*zona de enfriamiento*)



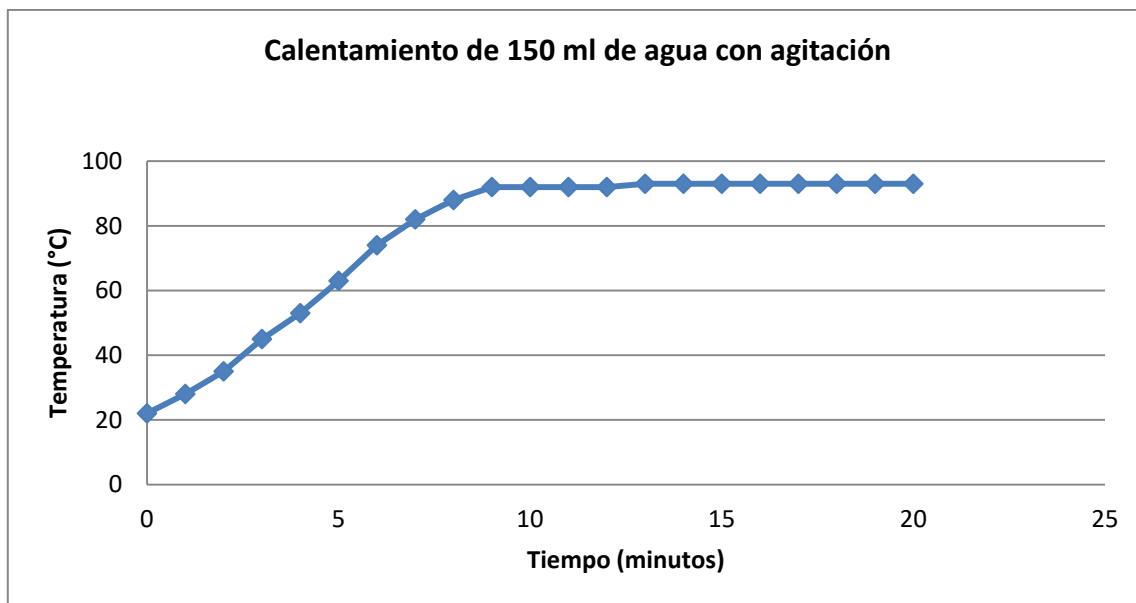
Tiempo (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Temperatura °C	93	88	80	73	69	67	63	60	58	56	55	52	50	49

Tiempo (minutos)	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27
Temperatura °C	48	46	46	44	44	43	42	40	40	39	38	38	37	37



Prueba 2. Calentamiento de agua con agitación, (*zona de calentamiento*)

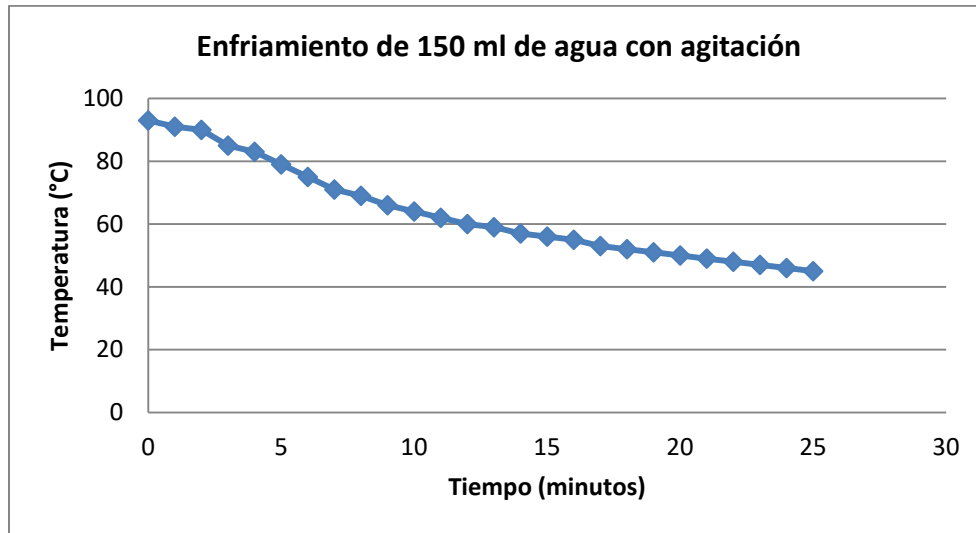
Tiempo (minutos)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	
Temperatura (°C)	22	28	35	45	53	63	74	82	88	92	92	92	92	93	93	93	93	93	93	93	93



Prueba 2. Enfriamiento de agua con agitación, (*zona de enfriamiento*)

Tiempo (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Temperatura °C	93	91	90	85	83	79	75	71	69	66	64	62	60	59

Tiempo (min)	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
Temperatura °C	57	56	55	53	52	51	50	49	48	47	46	45



### Análisis de resultados

1. ¿Cuál de los dos procedimientos es mejor?
2. ¿El agitador influye mucho al calentar y enfriar el agua?
3. ¿En cuál proceso se obtienen mejores resultados?
4. Los resultados ¿cómo son al compararlos con las tres muestras de agua (agua de llave, agua destilada y agua embotellada)?
5. ¿La temperatura depende de la cantidad de agua?
6. ¿Influye la presión?

### Recomendación

El alumno debe interactuar con el calor y la temperatura en una de sus formas más sencillas como lo es el calentar agua. En esta práctica se pretende que el alumno pueda identificar y diferenciar el calor y la temperatura, en el proceso físico que es calentamiento.

La práctica es sencilla y se pretende que el alumno comience a familiarizarse con el montaje de los materiales del laboratorio y los equipos que se utilizan.

## Referencias

1. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México. Pag. 444
2. Ruiz de Riepen, M. (1995). Calor y Movimiento. México: Ciencia para todos. Pag pag 30
3. Resnick, R. (2014). Física. México: Continental. Pag 549
4. W. Kane, J. (2008). Física. México: Reverte S.A. pag 225
5. Mortimer E., C. (1983). Química. México: Iberoamericana S.A. de C.V. pag 53

## PRÁCTICA 2. ESTADOS FÍSICOS Y CAMBIOS DE ESTADO.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

EQUIPO: 1

INGENIERÍA QUÍMICA

REV. : 1

FÍSICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS.

22 mayo17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

ESTADOS FÍSICOS Y CAMBIOS DE ESTADO

Página 1

### Introducción

Cuando una sustancia absorbe una cierta cantidad de calor, la rapidez de sus moléculas aumenta y su temperatura se eleva. Dependiendo del calor específico de la sustancia, la elevación de la temperatura es directamente proporcional a la cantidad de calor suministrado e inversamente proporcional a la masa de la sustancia.

Es un hecho conocido que las sustancias se presentan en la naturaleza en tres estados diferentes: estado sólido, estado líquido y estado gaseoso.

Estado sólido:

Los cuerpos sólidos presentan volumen y forma bien definida y resistente a deformaciones, los sólidos se caracterizan por una propiedad que se denomina rigidez. Esta propiedad se debe a la estructura atómica o molecular del sólido; sus átomos se encuentran juntos, unidos por fuerzas eléctricas de gran intensidad, que los mantienen en posiciones definidas.

Estado líquido:

Los cuerpos en estado líquido no tienen forma propia, toma la forma del recipiente que lo contiene, tiene un volumen bien determinado. Los líquidos no presentan rigidez y sus átomos están más separados que en el estado sólido.

Estado gaseoso:

Los átomos o moléculas de una sustancia en estado gaseoso se encuentran mucho más separados unos de otros que en los estados sólidos y líquidos. La fuerza de unión entre esas partículas prácticamente es nula.

Una misma sustancia se puede presentar en cualquier estado ya sea líquido, sólido o gaseoso, dependiendo de su temperatura y presión a que este sometida. Al alterar los valores de temperatura y presión es posible lograr que la sustancia pase de una fase a otra.

Calor sensible

El calor sensible es aquel que recibe un cuerpo y hace que aumente su temperatura sin afectar su estructura molecular y por lo tanto su estado. Experimentalmente la cantidad de calor necesaria para calentar o enfriar un cuerpo es directamente proporcional a la masa del cuerpo, a su calor específico y a la diferencia de temperaturas.

$$Q = mCp\Delta T$$

El calor latente de fusión  $L_f$  de una sustancia es el calor por unidad de masa necesaria para cambiar la sustancia de la fase sólida a la líquida a su temperatura de fusión.

$$L_f = \frac{Q}{m} \quad Q = mL_f$$

El calor latente de fusión  $L_f$  se expresa en joule por kilogramos (J/Kg), calorías por gramo (cal/gr), o Btu por libra (Btu/lb).

El calor latente de vaporización  $L_v$  de una sustancia es el calor por unidad de masa necesario para cambiar la sustancia de líquido a vapor a su temperatura de ebullición.

$$L_v = \frac{Q}{m} \quad Q = mL_v$$

Tabla. Calores de fusión y calores de vaporización de diversas sustancias.

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Calor de fusión		Punto de ebullición (°C)	Calor de vaporización	
		J/Kg	cal/g		J/Kg	cal/g
Cobre	1080	134 x 10 <sup>3</sup>	32	2870	4730 x 10 <sup>3</sup>	1130
plata	960.8	88.3 x 10 <sup>3</sup>	21	2193	2340 x 10 <sup>3</sup>	558
Agua	0	334 x 10 <sup>3</sup>	80	100	2256 x 10 <sup>3</sup>	540

Cinc	420	$100 \times 10^3$	24	918	$1990 \times 10^3$	475
Amoniaco	-75	$452 \times 10^3$	108.1	-33.3	$1370 \times 10^3$	327
Plomo	327.3	$24.5 \times 10^3$	5.86	1620	$871 \times 10^3$	208
Alcohol etílico	-117.3	$104 \times 10^3$	24.9	78.5	$854 \times 10^3$	204
Mercurio	-39	$11.5 \times 10^3$	2.8	358	$296 \times 10^3$	71
Oxígeno	-218.8	$13.9 \times 10^3$	3.3	-183	$213 \times 10^3$	51
Helio	-269.6	$5.23 \times 10^3$	1.25	-268.9	$20.9 \times 10^3$	5

E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. pág. 360

## Objetivos

- Observar cómo distintas sustancias (en esta práctica agua) cambian de estado, sólido a líquido y de líquido a gas (vapor).
- Diferenciar entre calor latente y calor sensible.
- Calcular el calor sensible consumido o requerido en el calentamiento del hielo y del agua.
- Identificar el calor requerido en los cambios de estado.

## Materiales

- 1 Termómetro de inmersión parcial de  $-20$  a  $150$  °C
- 1 Vaso de precipitados 250 ml
- 1 Parrilla de calentamiento
- 1 Probeta de 100 ml
- 1 Balanza analítica

## Sustancias

Hielo

## Servicios

Electricidad

### Procedimiento

1. Pesar el vaso de precipitado sin hielo y después con hielo para saber su volumen.
2. Con ayuda de un termómetro mida la temperatura del hielo.
3. Prepare la parrilla de calentamiento. Inicie el calentamiento y registre en la bitácora la temperatura del hielo cada minuto.
4. Apagar la parrilla y retire el vaso con agua y colóquelo sobre la mesa, continúe registrando la temperatura hasta alcanzar casi la temperatura ambiente.
5. Mida el volumen final del agua cuando haya descendido la temperatura.
6. Mida el volumen final de la muestra.

### Mediciones cálculos y resultados.

Masa del hielo = 123.306 g

Temperatura inicial del hielo =  $-3^{\circ}\text{C}$

Las constantes necesarias se toman en tablas.

$$C_p \text{ agua} = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \quad C_p \text{ hielo} = 0.5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \quad C_p \text{ vapor} = 0.48 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

$$L_f \text{ agua} = 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \quad L_v \text{ agua} = 540 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

Calor necesario para elevar la temperatura del hielo  $-3^{\circ}\text{C}$  a  $0^{\circ}\text{C}$ .

$$Q_1 = mC_p\Delta T = (123.306 \text{ g})\left(0.5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}\right)(3^{\circ}\text{C}) = 185 \text{ cal}$$

Calor necesario para fundir los 123.306 g de hielo.

$$Q_2 = mL_f = (123.306 \text{ g})\left(80 \frac{\text{cal}}{\text{g}}\right) = 9864.48 \text{ cal}$$

Calor necesario para elevar la tempera de 123.306 g de agua a  $93^{\circ}\text{C}$ .

$$Q_3 = mC_p\Delta T = (123.306 \text{ g})\left(1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}\right)(93^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C}) = 11472.48 \text{ cal}$$



Calor para evaporar 123.306 g de agua.

$$Q_4 = mL_f = (123.306 \text{ g}) \left( 540 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \right) = 66585.24 \text{ cal}$$

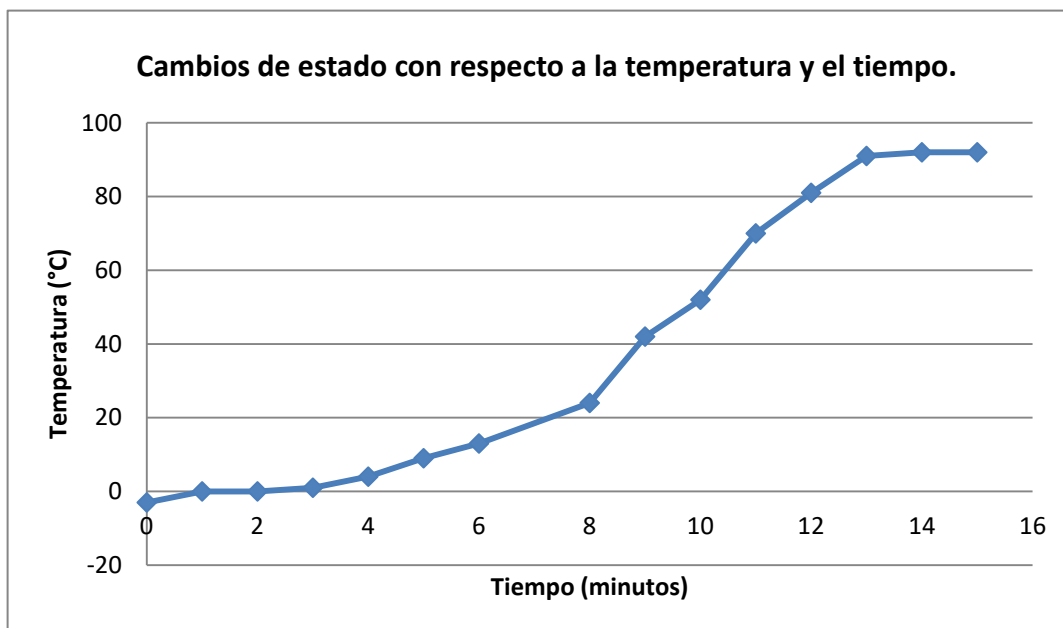
Calor total.

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4$$

$$Q_T = 185 \text{ cal} + 9864.48 \text{ cal} + 11472.48 \text{ cal} + 66585.24 \text{ cal} = 88107.2 \text{ cal}$$

Tiempo (minutos)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Temperatura (°C)	-3	0	0	1	4	9	13	24	42	52	70	81	91	92

*Tabla de valores del cambio de estados con respecto a la temperatura y el tiempo.*



**Análisis de resultados.**

1. ¿Cuánto tiempo tardó en pasar de un estado a otro?
2. ¿Afecta el calentar el hielo en un vaso de vidrio?
3. ¿Por qué cambia de estado físico el hielo?
4. ¿Qué factores afectan para que un sólido cambie de estado?
5. ¿Qué factores afectan para que un líquido cambie de estado?

**Recomendación.**

El alumno debe diferenciar los tres cambios de estado que se presentan en la naturaleza. Además de observar cómo es posible con ayuda del calor y del paso del tiempo pasar de un estado sólido a líquido y de líquido a vapor.

**Bibliografía.**

1. Resnick, R. (2014). Física. México: Continental. Pag 550
2. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford. Pag 575
3. Brescia, F. (1994). Fundamentos de Química. México: CECSA. Pag 185

## PRÁCTICA 3. TRANSFERENCIA DE CALOR.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

EQUIPO: 1

INGENIERÍA QUÍMICA

REV. : 1

FÍSICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

23 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## TRANSFERENCIA DE CALOR.

**Introducción**

Cuando existe una gradiente de temperatura en un sistema o cuando dos sistemas a diferentes temperaturas se ponen en contacto se transfiere energía. El proceso mediante el cual tiene lugar este transporte de energía se conoce como transferencia de calor. El calor es un flujo de energía, un movimiento molecular que tiene un sentido definido, del cuerpo de mayor temperatura al de menor temperatura.

Los mecanismos a través de los cuales se transfiere el calor son: conducción, convección y radiación.

La conducción es el proceso por el que se transfiere energía térmica mediante colisiones de moléculas adyacentes a lo largo de un medio material. La convección es el proceso por el que se transfiere calor por medio del movimiento global de la masa de un fluido. La radiación es el proceso por el que el calor se transfiere mediante ondas electromagnéticas.

Tanto la conducción como la convección necesitan de un medio material para poder transferir energía, mientras que la radiación no la necesita.

El calor es la energía térmica absorbida o liberada y que se manifiesta por un cambio de temperatura. La relación cuantitativa entre calor y temperatura se

describe mejor por medio del concepto de calor específico.

El calor perdido por los cuerpos calientes debe ser igual al calor ganado por los cuerpos fríos.

$$\text{calor perdido} = \text{calor ganado}$$

Esta ecuación expresa el resultado neto de la transferencia de calor. La cantidad de calor ganado o perdido por cada objeto se calcula a partir de la ecuación.

$$Q = mC_p\Delta T$$

Donde: Q es el calor transferido [Cal], m es la masa [g], C<sub>p</sub> es el calor específico [Cal/g °C] y ΔT es la diferencia de temperatura [°C].

Tabla. Calores específicos.

Sustancia o material	J/Kg °C	cal/g °C o Btu/lb°F
Aire	4236	1.012
Agua	4186	1.00
Alcohol etílico	2500	0.60
Gasolina	2220	0.5303
Hielo	2090	0.5
Vapor	2000	0.48
Trementina	1800	0.42
Tierra	1046	0.249
Nitrógeno	1040	0.2484
Aluminio	920	0.22
Vidrio	840	0.20
Acero	480	0.114
Hierro	470	0.113
Madera	420	0.10
Cobre	390	0.093
Latón	390	0.093
Zinc	390	0.093
Cobre	390	0.093
Arena	290	0.069
Plata	230	0.056
Mercurio	140	0.033
Oro	130	0.031
Plomo	130	0.031

E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. pág. 355

**Objetivo**

- Medir la cantidad de calor que absorbe el sistema usando un calorímetro.

**Materiales**

1 Termómetro inmersión parcial  $-20$  a  $150$  °C  
1 Vaso de precipitado 250 ml  
1 Calorímetro de Cobre  
1 Parrilla de calentamiento  
1 Balanza analítica.  
1 Rosca de Hierro

**Sustancias**

150 ml Agua

**Servicios**

Electricidad

**Procedimiento**

1. Con ayuda de la balanza analítica pese la pieza de Hierro y el calorímetro de cobre por separado.
2. Pesar 80 g de agua a temperatura ambiente y mida la temperatura ambiente.
3. Vierta dentro del calorímetro los 80 g de agua. Cierre el calorímetro, esperar y medir la temperatura de equilibrio que alcanza el vaso interior del calorímetro y el agua que se vertió.
4. Caliente agua en un vaso de precipitado con la pieza de Hierro dentro hasta llegar a una temperatura de  $70^{\circ}\text{C}$ .
5. Saque la pieza de Hierro introdúzcalo rápidamente dentro del calorímetro.
6. Cerrar rápidamente el calorímetro. Espere hasta que el sistema alcance su temperatura de equilibrio. Anote la temperatura en la bitácora cada minuto.

**Mediciones, cálculos y resultados.**

Sabiendo:

La masa y la temperatura.

El calor específico del agua es:  $C_p = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$

Resultados:

$$m_m = 38.56 \text{ g} ; m_{cob} = 179.160 \text{ g} ; m_a = 80 \text{ g}$$

$$T_m = 70^\circ\text{C} ; T_a = T_{cob} = 23^\circ\text{C} ; T_e = 28.2^\circ\text{C}$$

Calor ganado por el agua, el Hierro y el vaso por separado.

$$Q_{agua} = mC_p\Delta T = (80 \text{ g}) \left(1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (28.2^\circ\text{C} - 23^\circ\text{C}) = 416 \text{ cal}$$

$$Q_{metal} = mC_p\Delta T = (38.56 \text{ g}) \left(0.5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (28.2^\circ\text{C} - 70^\circ\text{C}) = 800.904 \text{ cal}$$

$$Q_{vaso} = mC_p\Delta T = (179.16 \text{ g}) \left(0.093 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (28.2^\circ\text{C} - 23^\circ\text{C}) = 86.64 \text{ cal}$$

$$-Q_m = Q_v + Q_A$$

$$-m_m C_p \Delta T_m = m_v C_p \Delta T_v + m_a C_p \Delta T_a + Q_k$$

$$(38.56 \text{ g}) \left(0.5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (28.2^\circ\text{C} - 70^\circ\text{C}) = \left(0.093 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (28.2^\circ\text{C} - 23^\circ\text{C}) + (80 \text{ g}) \left(1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (28.2^\circ\text{C} - 23^\circ\text{C}) + Q_k$$

$$805.904 = 86.64 + 416 + Q_k$$

$$Q_k = 805.904 \text{ cal} - 86.64 \text{ cal} - 414 \text{ cal} = 303.26 \text{ cal}$$

$$K = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{303.26 \text{ cal}}{5.2} = 59 \text{ cal}$$

**Análisis de resultado**

1. ¿Cuál es la diferencia que hay entre calor ganado y calor cedido?
2. ¿Qué es el calor específico?
3. ¿Cuáles son los factores que afectan la pérdida de calor?

4. ¿De qué depende que el calor de la pieza se mantenga dentro del calorímetro?
5. ¿Menciona los tipos de transferencia de calor que se encuentran en el proceso?
6. Si ocuparas una pieza de Latón o Cobre ¿Cómo crees que sería la pérdida o la ganancia de calor en el calorímetro? ¿De qué depende?

### **Recomendación.**

El alumno debe entender el concepto de calor y cómo se transfiere en este caso de una rosca de hierro caliente al agua, cuanto calor es cedido por la rosca de hierro al sistema (calorímetro). Como influye tanto el termómetro, el vaso del calorímetro y el medio ambiente al que está expuesto el sistema. Saber interpretar los resultados que son obtenidos qué pasa si el valor obtenido del calor es negativo, si es mayor o menor a 1, cuánto calor se absorbe y se pierde en el entorno.

### **Bibliografía**

1. Esplugas, S. (2005). Fundamentos de transferencia de calor. México: I. Universidad de Barcelona. Pág. 7.
2. E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. pág. 353
3. Holman, J. (1999). Transferencia de calor. México: Continental S.A de C.V.pág. 18

## PRÁCTICA 4. PUNTO DE EBULLICIÓN.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

EQUIPO: 1

INGENIERÍA QUÍMICA

REV. : 1

FÍSICA 1

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

23 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

PUNTO DE EBULLICIÓN

Página 1

**Introducción**

El punto de ebullición es la temperatura a la cual una sustancia pasa de la fase líquida a la fase vapor. A esta temperatura donde el líquido alcanza un valor determinado, se observa una formación rápida de burbujas y turbulencias de vapor.

La temperatura de un líquido en ebullición permanece constante hasta que todo el líquido se haya evaporado. En un recipiente abierto la máxima presión que puede alcanzar es la presión atmosférica.

Al citar el punto de ebullición de un líquido también debemos especificar la presión. Cuando expresamos el punto de ebullición sin especificar la presión, se sobreentiende que se trata del punto de ebullición normal, a la presión normal (1 atm ó 1.013 bar). En estas condiciones, la temperatura de ebullición (normal) del agua es de 100°C.

Puesto que la presión de vapor aumenta con la temperatura, para una presión mayor de 1.013 bar (en olla a presión), el punto de ebullición estará por encima de los 100°C y para una presión menor de 1.013 bar el punto de ebullición estará por debajo de 100°C. Es el caso de la CDMX (ver practica 1).

Energía a la cual un líquido en estado puro y su vapor están en equilibrio a una determinada temperatura, es una medida de la capacidad de una sustancia para



pasar de un estado líquido sólido al gaseoso.

Los líquidos volátiles son sustancias en estado sólido que tienen una cierta capacidad para pasar a estado de vapor.

Tabla. Punto de ebullición

Sustancia	Punto de ebullición (°C)
Agua	100
Benceno	80.1
Alcohol etílico	78.4
Cloroformo	61.3
Éter etílico	34.6
Cloruro de etilo	12.3

### Objetivos

- Determinar el punto de ebullición del Agua, Etanol y una mezcla Agua Etanol (50%-50%) en la Ciudad de México

### Materiales

- 1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C
- 3 Vaso de precipitados 100 ml
- 1 Calentador eléctrico
- 1 Probeta de 100 ml
- 1 Balanza analítica

### Sustancias

- 150 ml Agua embotellada
- 150 ml Etanol

### Servicios

- Electricidad

**Procedimiento.**

1. Medir 80 ml de agua, viértala en un vaso de precipitado de 100 ml.
2. Con ayuda de un termómetro mida la temperatura ambiente del agua.
3. Preparar el sistema para calentar el agua.
4. Inicie el calentamiento.
5. Al llegar al punto de ebullición registre la temperatura en la bitácora.
6. Apagar la parrilla y repita la prueba anterior usando 80 ml de Etanol y después una mezcla Etanol 50% – Agua 50%.

**Mediciones.**

Agua

Temperatura inicial	18 °C
Punto de ebullición	93 °C

Etanol

Temperatura inicial	20°C
Punto de ebullición	72°C

Mezcla Etanol - Agua.

Temperatura inicial	27°C
Punto de ebullición	79°C

**Análisis de resultados.**

1. ¿Cuál cree que es el objetivo de determinar el punto de ebullición?
2. ¿Crees que la presión atmosférica influye sobre el punto de ebullición?
3. ¿Cómo influirán las impurezas solubles en el punto de ebullición?
4. ¿En qué momento se decide que comienza el punto de ebullición?

**Recomendación.**

El alumno debe familiarizarse con la temperatura de ebullición de algunas sustancias y de mezclas. Saber que cada sustancia tiene un diferente punto de ebullición, y cómo poder llegar a su punto de ebullición, el cual puede variar dependiendo de la presión y la composición del sistema.

Se necesita un termómetro digital para sustancias que tienen un punto de ebullición mayor a los 150°C que tiene el termómetro de mercurio que no tiene el alcance adecuado. En esta práctica se incluirán los datos de la temperatura cada minuto hasta llegar al punto de ebullición.

**Bibliografía**

1. C. Kotz, J. (2005). Química y reactividad Química. México: Thomson. Pág. 556
2. Mortimer E., C. (1983). Química. México: Iberoamericana S.A. de C.V. pág. 227
3. Morris, H. (2010). Fundamentos de Química. México: Thomson Learning. Pág. 305.

## PRÁCTICA 5. EQUILIBRIO TÉRMICO



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

INGENIERÍA QUÍMICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

EQUIPO: 1

REV. : 1

FÍSICA

24 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## EQUILIBRIO TÉRMICO

**Introducción**

Si dos objetos que se encuentran a temperaturas distintas se colocan en contacto, de modo que la energía calorífica pueda fluir de uno a otro, ambos alcanzarán la misma temperatura intermedia.

Se dice que dos objetos están en equilibrio térmico, si al colocarse en contacto, no se establece ningún flujo de energía entre ellos y su temperatura no cambia. Si dos sistemas están en equilibrio térmico con un tercer sistema, entonces están en equilibrio térmico entre sí. A este postulado se le conoce, como ley cero de la termodinámica.

El equilibrio térmico es la propiedad que denota si hay o no transferencia neta de energía entre cuerpos, si se ha alcanzado el equilibrio la transferencia de energía ha finalizado. Una expresión matemática útil en este estudio del equilibrio termodinámico es:

$$Q = mC_p\Delta T$$

Teniendo en cuenta que  $Q$  representa el calor bien sea perdido o ganado [cal],  $m$  es la masa [g],  $C_p$  es el calor específico [Cal/g °C] y  $\Delta T$  la diferencia de temperatura [°C]; esta expresión será útil para determinar la temperatura de equilibrio.

## Objetivo

- Determinar el equilibrio térmico del agua a diferentes volúmenes.

## Materiales

- 1 Termómetro de inmersión parcial de  $-20$  a  $150$  °C
- 4 Vaso de precipitados 100 ml
- 1 Vaso de precipitado 250 ml
- 1 Calentador eléctrico
- 1 Balanza analítica.

### Sustancias

400 ml Agua

### Servicios

Electricidad

## Procedimiento

1. Pesar en la balanza analítica 40 g de agua.
2. Con ayuda de un termómetro mida la temperatura ambiente.
3. Preparar el sistema para calentar la muestra de agua.
4. Pesar con ayuda de la balanza 60 g de agua, coloque el calentador eléctrico dentro del vaso de precipitado. Inicie el calentamiento.
5. Al llegar a la temperatura de ebullición apague el calentador eléctrico.
6. Mezclar el agua caliente y el agua fría en un vaso de precipitado de 250 ml.
7. Medir la temperatura de la mezcla hasta alcanzar el equilibrio térmico.
8. Repetir la prueba anterior, ahora usando 60 g de agua fría y 40 g de agua caliente, 80 g de agua fría y 20 g de agua caliente, 20 g de agua fría y 80 g de agua caliente.

**Mediciones.**

Temperatura agua fría 40 g	21 °C
Temperatura agua caliente 60 g	92 °C
Equilibrio térmico	54 °C

Temperatura agua fría 60 g	21 °C
Temperatura agua caliente 40 g	92 °C
Equilibrio térmico	64 °C

Temperatura agua fría 80 g	21 °C
Temperatura agua caliente 20 g	92 °C
Equilibrio térmico	39 °C

Temperatura agua fría 20 g	21 °C
Temperatura agua caliente 80 g	92 °C
Equilibrio térmico	78 °C

Cálculos para la temperatura de equilibrio, que en este caso sería la temperatura final.

$$-Q_{perdido} = Q_{ganado}$$

$$Q = mCp\Delta T$$

donde  $\Delta T = T_f - T_i$ , siendo  $T_f$  la temperatura final (o de equilibrio) y  $T_i$  la temperatura inicial [°C], en este caso  $Q_{perd}$  es el del agua caliente, y  $Q_{gan}$  es el del agua fría [Cal], y  $C_p$  es el calor específico del agua [Cal/g °C].

Para la mezcla 1

$$Q_{perdido} = 1 \frac{KCal}{kg^{\circ}C} (0.04 \text{ Kg})(92^{\circ}C - T_f)$$

$$Q_{ganado} = 1 \frac{KCal}{kg^{\circ}C} (0.06 \text{ Kg})(T_f - 21^{\circ}C)$$

Igualando los sistemas tenemos que

$$- Q_{perdido} = Q_{ganado}$$

Mezcla 1

$$1 \frac{KCal}{kg^{\circ}C} (0.04 \text{ Kg})(T_f - 92^{\circ}C) = 1 \frac{KCal}{kg^{\circ}C} (0.06 \text{ Kg})(T_f - 21^{\circ}C)$$

$$(0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C})(92^{\circ}C) - (0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) = (0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) - (0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C})(21^{\circ}C)$$

$$(3.68 \text{ KCal}) - (0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) = (0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) - (1.26 \text{ KCal})$$

$$- (0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) - (0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) = - (3.68 \text{ KCal}) - (1.26 \text{ KCal})$$

$$- (0.1 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) = - 4.94 \text{ KCal}$$

$$T_f = \frac{-4.92 \text{ Kcal}}{-0.1 \frac{KCal}{^{\circ}C}} = 49.2^{\circ}C$$

Mezcla 2

$$1 \frac{KCal}{kg^{\circ}C} (0.06 \text{ Kg})(T_f - 92^{\circ}C) = 1 \frac{KCal}{kg^{\circ}C} (0.04 \text{ Kg})(T_f - 21^{\circ}C)$$

$$(0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C})(92^{\circ}C) - (0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) = (0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) - (0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C})(21^{\circ}C)$$

$$(5.52 \text{ KCal}) - (0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) = (0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) - (0.84 \text{ KCal})$$

$$(0.06 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) - (0.04 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f) = - (5.52 \text{ KCal}) - (0.84 \text{ KCal})$$

$$- 0.1 \frac{KCal}{^{\circ}C} T_f = - 6.36 \text{ KCal}$$

$$T_f = \frac{-6.36 \text{ Kcal}}{-0.1 \frac{KCal}{^{\circ}C}} = 63.6^{\circ}C$$

## Mezcla 3

$$1 \frac{\text{KCal}}{\text{kg}^\circ\text{C}} (0.02 \text{ Kg})(T_f - 92^\circ\text{C}) = 1 \frac{\text{KCal}}{\text{kg}^\circ\text{C}} (0.08\text{Kg})(T_f - 21^\circ\text{C})$$

$$(0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}})(92^\circ\text{C}) - (0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = (0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) - (0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}})(21^\circ\text{C})$$

$$(1.84 \text{ KCal}) - (0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = (0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) - (1.68 \text{ KCal})$$

$$-(0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) - (0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = - (1.68 \text{ KCal}) - (1.84 \text{ KCal})$$

$$-(0.1 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = -3.52 \text{ KCal}$$

$$T_f = \frac{-3.52 \text{ Kcal}}{-0.1 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}}} = 35.2 \text{ }^\circ\text{C}$$

## Mezcla 4

$$1 \frac{\text{KCal}}{\text{kg}^\circ\text{C}} (0.08 \text{ Kg})(T_f - 92^\circ\text{C}) = 1 \frac{\text{KCal}}{\text{kg}^\circ\text{C}} (0.02\text{Kg})(T_f - 21^\circ\text{C})$$

$$(0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}})(92^\circ\text{C}) - (0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = (0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) - (0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}})(21^\circ\text{C})$$

$$(7.36 \text{ KCal}) - (0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = (0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) - (0.42 \text{ KCal})$$

$$-(0.08 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) - (0.02 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = - (7.36 \text{ KCal}) - (0.42 \text{ KCal})$$

$$-(0.1 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}} T_f) = -7.78 \text{ KCal}$$

$$T_f = \frac{-7.78 \text{ Kcal}}{-0.1 \frac{\text{KCal}}{^\circ\text{C}}} = 77.8 \text{ }^\circ\text{C}$$

**Análisis de resultados**

1. ¿Cómo se sabe si la mezcla llegó a su equilibrio térmico?
2. ¿Influye mucho poner más agua fría que agua caliente?
3. ¿Crees que todas las mezclas llegan a un equilibrio térmico?
4. ¿Por qué se tiene que pesar el agua y no sólo medirla con una probeta?



**Recomendación**

Que el alumno identifique qué es equilibrio térmico y cómo poder llegar a un equilibrio entre diferentes mezclas. Se pretende que el alumno realice los cálculos adecuados para reafirmar si las mezclas llegan a su equilibrio térmico y si los datos obtenidos en la práctica son correctos.

Se recomienda realizar mezclas diferentes al agua para poder rectificar si se llega a un equilibrio térmico.

**Referencias**

1. Douglas C., G. (1995). Física Principios con aplicaciones. México: Prentice Hall Hispanoamericana.pag 370
2. W. Sears , F. (1999). Física Universitaria. México: Addison Wesley Longman.pag 460
3. Resnick, R. (2014). Física. México: Continental.pag 548
4. G. Hess, G. (1982). Química general experimental. México: Continental S.A de C.V.pag 63

## PRÁCTICA 6. ESCALAS DE TEMPERATURA



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

EQUIPO: 1

INGENIERÍA QUÍMICA

REV. : 1

FÍSICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

24 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

ESCALAS DE TEMPERATURA

### Introducción

Las tres escalas de temperatura más conocidas son las escalas Celsius, Kelvin, y Fahrenheit.

La escala Celsius fue desarrollada por el físico astrónomo Andrés Celsius, en 1742 Celsius tomó como referencia el punto de ebullición del agua y el punto de congelación de la misma, considerando debajo de este punto lecturas negativas. Dividió la escala en 100 partes iguales denominada grados.

Anteriormente, el físico alemán Gabriel Fahrenheit perfeccionó, el termómetro de alcohol y construyó el primer termómetro de mercurio. Consideró como punto mínimo una mezcla de agua líquida, sal de amonio y hielo. Así como la temperatura del cuerpo humano, dividiendo estos puntos en 96 partes iguales. El punto de congelación del agua en esta escala es 32 °F y el de ebullición 212 °F

La escala Kelvin fue propuesta por el científico inglés William Thomson (1824-1907) consideró como punto de partida de su escala, la ausencia de energía cinética de las moléculas de un cuerpo, es decir, un cero absoluto de la temperatura. El punto de ebullición del agua es 373.15 °K en esta escala.

Para convertir unidades de la escala Kelvin a Celsius, se debe emplear la siguiente

ecuación:

$$^{\circ}\text{C} = K - 273.15$$

Para convertir unidades de la escala Celsius a Kelvin, se debe emplear la siguiente ecuación:

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

Esta es la ecuación para convertir grados Celsius a grados Fahrenheit.

$$^{\circ}\text{F} = 1.8^{\circ}\text{C} + 32$$

Ahora de grados Fahrenheit a grados Celsius:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{1.8}$$

### **Objetivo**

- Medir la temperatura y realizar la conversión en las diferentes unidades de temperatura.

### **Materiales**

- 1 Termómetro de inmersión parcial de  $-20$  a  $150$   $^{\circ}\text{C}$
- 1 Vaso de precipitados 250 ml
- 1 Calentador eléctrico
- 1 Balanza analítica
- 1 Probeta de 100 ml

### **Sustancias**

- 150 ml Agua

### **Servicios**

- Electricidad

### Procedimiento

1. Medir con la ayuda de una probeta 150 ml de agua, vierta en un vaso de precipitado de 250 ml.
2. Con ayuda de un termómetro mida la temperatura ambiente del agua.
3. Prepare el calentador eléctrico. Inicie el calentamiento y registre en la bitácora la temperatura de la muestra cada minuto.
4. Al mantenerse la temperatura constante dejar de medir cada minuto la temperatura.
5. Con los datos obtenidos cambiarlos a las diferentes escalas de temperatura.

### Mediciones y resultados.

TIEMPO (minutos)	TEMPERATURA °C	TEMPERATURA °F	TEMPERATURA °K	TEMPERATURA °R
0	21	69.8	294.15	529.47
1	33	91.4	306.15	551.07
2	51	123.8	324.15	583.47
3	64	147.2	337.15	606.87
4	74	165.2	347.15	624.87
5	84	183.2	357.15	642.87
6	91	195.8	364.15	655.47
7	92	197.15	365.15	657.27

### Análisis de resultados

1. ¿Cuál de las conversiones de temperatura son más fáciles de utilizar?
2. ¿Por qué son importantes las escalas de temperatura?
3. ¿Cuál de todas las escalas de temperatura se ocupa más? ¿Por qué?
4. ¿Es difícil realizar las conversiones de unidades?

**Recomendación**

El alumno debe familiarizarse con las diferentes escalas de temperatura ya que no solo se usan en el laboratorio sino que también se emplean en distintas asignaturas para conversiones de unidades. Así puede facilitarse el pasar de una escala a otra sin ningún problema.

**Referencias**

1. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford. Pag 444
2. Barragan González, C. (2014). Ciencia 2 con énfasis en Física. México: Fernadez.
3. G. Hewitt, P. (1992). Conceptos de Física. México: Limusa S.A. de C.V.pag 245

## PRÁCTICA 7. CALOR ESPECÍFICO.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

EQUIPO: 1

INGENIERÍA QUÍMICA

REV. : 1

FÍSICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

25 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## CALOR ESPECÍFICO.

**Introducción**

El calor es la energía que se transmite de un cuerpo a otro, en virtud de una diferencia de temperatura entre ellos. Siempre que exista un cuerpo que cede calor, habrá otro que lo acepte, al primero se le llama calor cedido y al segundo calor absorbido. El primero está a una temperatura mayor al segundo.

El calor específico es el calor necesario para elevar (o disminuir) la temperatura de 1 g de una sustancia en 1°C. Cuando mayor sea el calor específico de una sustancia, más energía será preciso transferir o quitar (por kilogramo de masa) para cambiar su temperatura en una magnitud dada. Es decir, una sustancia con calor específico alto necesita más calor para un cambio de temperatura, que una con menos calor específico.

El calor es simplemente una forma de transferir la energía del sistema inglés (SI) y el joule, es la unidad preferida para medir la energía, hay tres antiguas unidades que se basaron en la energía térmica requerida para producir un cambio de patrón: Son la caloría, la kilocaloría y la unidad británica (British Thermal Unit o BTU).

Una caloría es la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de un gramo de agua en un grado Celsius.

Una Kilocaloría (Kcal) es la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de un kilogramo de agua en un grado Celsius (1 Kcal= 1000 cal)

Una unidad térmica británica (BTU) es la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de una libra patrón (lb) de agua en un grado Fahrenheit.

El calor específico de un material es la cantidad de calor necesario para elevar un grado la temperatura de una unidad de masa.

$$C_p = \frac{Q}{m\Delta T} \quad Q = mC_p \Delta T$$

Donde Q es la cantidad de calor para cambiar la temperatura de una sustancia [Cal], m es la masa de la sustancia [g] y  $\Delta T$  es el cambio de la temperatura ( $\Delta T = T_f - T_i$ ) [°C],  $C_p$  es la capacidad calorífica específica o calor específico [cal/g °C].

Tabla. Calores específicos.

Sustancia o material	J/Kg °C	Cal/g °C o Btu/lb°F
Aire	4236	1.012
Agua	4186	1.00
Alcohol etílico	2500	0.60
Hielo	2090	0.5
Vapor	2000	0.48
Trementina	1800	0.42
Aluminio	920	0.22
Vidrio	840	0.20
Acero	480	0.114
Hierro	470	0.113
Madera	420	0.10
Cobre	390	0.093
Latón	390	0.093
Zinc	390	0.093
Cobre	390	0.093
Plata	230	0.056
Mercurio	140	0.033
Oro	130	0.031
Plomo	130	0.031

E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. pág. 355

## Objetivos

- Aprender a medir experimentalmente el concepto del calor específico.
- Determinar el calor específico de algunos materiales sólidos, usando el calorímetro y agua como sustancia cuyo valor de calor específico es conocido ( $1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$ ).

## Materiales

- 1 Termómetro inmersión parcial  $-20$  a  $150$  °C
- 1 Termómetro digital
- 1 Probeta de 100 ml
- 2 Vaso de precipitados 250 ml
- 1 Calentador eléctrico
- 2 Calorímetro de Cobre
- 1 Moneda de 10 pesos
- 1 Moneda de Plata
- 1 Pelota de goma
- 1 Placa de Hierro
- 1 Placa de Cobre
- 1 Balanza analítica
- 1 Par de Guantes de lona

### Sustancias

500 ml agua

### Servicios

Electricidad

## Procedimiento

Determinación del calor específico del calorímetro.

1. Pesar con ayuda de la balanza analítica el calorímetro.



2. Verter en el calorímetro 50 g de agua a temperatura ambiente.
3. Cerrar el calorímetro, esperar un minuto y medir la temperatura de equilibrio que alcanza el vaso interior del calorímetro y el agua que se vertió en el paso 2.
4. Verter en el calorímetro 50 g de agua previamente calentada a una temperatura aproximada de 70°C y cerrar el calorímetro lo más rápido posible una vez vaciada el agua caliente.
5. Esperar a que se alcance la temperatura de equilibrio de la mezcla de agua que contiene el calorímetro, observe el termómetro hasta que alcance un equilibrio, cuando eso ocurra anotar la temperatura.
6. Aplica la siguiente ecuación, la cual nos permite determinar el calor específico del calorímetro.

$$Cp_{calorimetro} = \frac{-Cp_{agua}[m_2(T_f - T_2) - m_1(T_f - T_1)]}{m_c(T_f - T_2)}$$

Donde  $Cp_{agua}$  es el calor específico del agua [Cal/g °C],  $m_c$  es la masa del calorímetro [g],  $m_1$  es la masa del agua a temperatura ambiente [g],  $T_1$  temperatura en el que el calorímetro está en equilibrio [°C],  $m_2$  masa del agua previamente calentada [g],  $T_2$  temperatura del agua caliente con el agua fría [°C],  $T_f$  temperatura de equilibrio de la mezcla de agua [°C].

#### Determinación del calor específico de un metal

1. Pesar con ayuda de la balanza analítica el calorímetro.
2. Pesar la masa del material (rosca de Cobre).
3. Colocar el material dentro del calorímetro.
4. Vaciar dentro del calorímetro 50 g de agua a temperatura ambiente.
5. Cerrar el calorímetro, espere un minuto y mida la temperatura de equilibrio que alcanza el vaso interior del calorímetro, el material colocado dentro de él y el agua.
6. Verter en el calorímetro 50 g de agua, previamente calentada a una temperatura de 70 °C, cierre el calorímetro lo más rápido que pueda cuando

vacié el agua caliente.

7. Esperar a que se alcance la temperatura de equilibrio de la mezcla de agua que contiene el calorímetro, observe el termómetro hasta que alcance un equilibrio, cuando eso ocurra anotar la temperatura.
8. Sacar cuidadosamente con ayuda de una pinza o unos guantes de asbesto el vaso interior del calorímetro, dejar enfriar el vaso y sacar la pieza de metal que está dentro.
9. Repetir la segunda fase usando ahora una rosca de Hierro, una moneda de 10 pesos, una moneda de Plata y una pelota de goma.
10. Usar otro calorímetro para agilizar el procedimiento. Espere que el primer calorímetro se enfríe para volver a usar.

### **Mediciones, cálculos y resultados.**

Sabiendo:

La masa y la temperatura.

El calor específico del agua es:

$$Cp = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

Resultados:

Calor específico del calorímetro.

$$m_{\text{calorímetro}} = 234.1534\text{g} ; m_{\text{agua fría}} = 50\text{g} ; m_{\text{agua caliente}} = 50\text{g}$$

$$T_1 = 21^\circ\text{C} ; T_2 = 70^\circ\text{C} ; T_{f1} = 46^\circ\text{C}$$

$$\text{calor ganado} = -\text{calor cedido}$$

$$mcp\Delta T_{\text{agua fría}} = -mcp\Delta T_{\text{calorímetro}} + mcp\Delta T_{\text{agua caliente}}$$

$$Cp_{\text{calorímetro}} = \frac{mCp\Delta T_{\text{agua fría}} + mcp\Delta T_{\text{agua caliente}}}{-m\Delta T_{\text{calorímetro}}}$$

$$Cp_{\text{calorímetro}} = \frac{-Cp_{\text{agua}} [m(T_f + T_2) + m(T_f - T_1)]}{m(T_f - T_2)}$$

$$C_{p_{\text{calorimetro}}} = \frac{-1 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} [(50\text{g})(46^\circ\text{C} - 70^\circ\text{C}) + (50\text{g})(46^\circ\text{C} - 21^\circ\text{C})]}{(234.1534\text{g})(46^\circ\text{C} - 70^\circ\text{C})}$$

$$C_{p_{\text{calorimetro}}} = 0.0088 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

$$m_{\text{calorimetro}} = 234.1534 \text{ g} ; m_{\text{agua fria}} = 50\text{g} ; m_{\text{material}} = 33.8198 \text{ g}$$

$$T_1 = 21^\circ\text{C} ; T_2 = 70^\circ\text{C} ; T_{f1} = 39^\circ\text{C}$$

$$-m_a c_a \Delta T_a = m_b c_b \Delta T_b + m_c c_c \Delta T_c$$

$$c_m = \frac{m_a c_a \Delta T_a + m_c c_c \Delta T_c}{-m_m * \Delta T_m}$$

$$c_a = \frac{-50\text{g} * 1.0 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (39^\circ\text{C} - 70^\circ\text{C}) + 234.1534 \text{ g} * 0.0088 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (39^\circ\text{C} - 21^\circ\text{C})}{33.8198 \text{ g} * (39^\circ\text{C} - 70^\circ\text{C})}$$

$$C_{\text{material}} = 0.8938 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

### Análisis de resultados

1. ¿Cuál metal tiene mayor calor específico?
2. ¿Por qué es importante el calor específico?
3. ¿Para qué nos sirve saber el calor específico de los materiales?
4. ¿Qué pasa si el calor específico es menor a uno?
5. ¿Por qué usamos un calorímetro para determinar el calor específico?

### Recomendaciones.

El alumno debe determinar el calor específico de una pieza de metal usando un calorímetro de cobre para tomar en cuenta el calor que absorbe el mismo. Al igual que el calor que se pierde en el entorno y saber interpretar los datos obtenidos.

**Bibliografía.**

1. E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. Pag 353
2. C. Kotz, J. (2005). Química y reactividad Química. México: Thomson. Pag 523
3. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford. Pag 584
4. W. Sears , F. (1999). Física Universitaria. México: Addison Wesley Longman. Pag 470
5. Morris, H. (2010). Fundamentos de Química. México: Thomson Learning.

## PRÁCTICA 8. CALORÍMETRO.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

INGENIERÍA QUÍMICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

EQUIPO: 1

REV. : 1

FÍSICA

26 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## CALORÍMETRO

**Introducción**

Se denomina calorimetría al estudio de la medida de las cantidades de calor asociado con las reacciones químicas y su energía térmica.

Los calorímetros se utilizan para medir los cambios que ocurren en la energía interna o temperatura y que repercuten en la entalpía cuando el sistema cambia de un estado inicial a un estado final. Estos datos se utilizan en cálculos termodinámicos y termoquímicos.

Los calorímetros pueden usarse cualitativamente para detectar los procesos exotérmicos y endotérmicos, y cuantitativamente para determinar la extensión del proceso que está ocurriendo. Pueden ser aplicados al estudio de las propiedades del equilibrio de la materia, así como al estudio de las velocidades de cambio en estados que no están en equilibrio.

Los cambios de fase, en estudios calorimétricos de sistemas condensados, han producido uno de los datos más útiles sobre la temperatura de equilibrio para estos cambios, así como la estimación de la pureza de la muestra.

El diseño y operación de un calorímetro es en principio simple, y datos muy útiles

pueden generarse. Sin embargo, son requeridas mediciones precisas, por lo que en la práctica moderna se necesitan de técnicas exactas y atención meticulosa en el funcionamiento de los calorímetros.

Los calorímetros, se pueden clasificar en tres tipos: estáticos, dinámicos y de flujo.

Los calorímetros estáticos operan en un estado de equilibrio definido en el estado inicial y final a temperatura constante; para los calorímetros dinámicos funciona con un cambio continuo de temperatura de manera que el contenido nunca llega a un estado de equilibrio. Los calorímetros dinámicos son, generalmente, de tamaño pequeño de manera que la temperatura permanece uniforme a través del calorímetro.

Cuando se toma en cuenta la interacción entre la camisa y el calorímetro, se pueden distinguir tres tipos: isotérmicos, de conducción y adiabáticos.

En los calorímetros con camisa isotérmica o adiabática el cambio de calor  $Q$ , es pequeña en comparación con el cambio total de calor del calorímetro y sus contenidos. En calorímetros de conducción el cambio de calor es aproximadamente igual al cambio de energía del calorímetro y sus contenidos. La temperatura de la camisa isotérmica se mantiene constante durante la medición; mientras que la temperatura de una camisa adiabática se ajusta a la del calorímetro todas las veces. La ventaja principal del control adiabático, es que, no existe intercambio de calor entre la camisa con el calorímetro y, por lo tanto, la temperatura del calorímetro es casi constante, en los estados inicial y final. Esto es muy importante en algunas investigaciones donde el sistema requiere un tiempo considerable para alcanzar el equilibrio y puede ser suficiente para favorecer a un calorímetro con camisa adiabática. Ahora bien, es más fácil medir una temperatura constante y exacta que una temperatura cambiante. Por otra parte, es más difícil de construir un calorímetro de camisa adiabática que una isotérmica; el control de la temperatura es tedioso si se hace manualmente y requiere de instrumentos complejos si se hace automáticamente.

## Objetivos

- Determinar qué calorímetro (aluminio o cobre) es más eficiente para usarse en la realización de prácticas de los laboratorios de ciencia básica.

## Materiales

- 2 Termómetros digitales
- 1 Calorímetro de Cobre
- 1 Calorímetro de Aluminio
- 2 Calentadores eléctricos
- 2 Vasos de precipitados 150ml
- 1 Probeta de 100ml
- 1 Par de Guantes de lona

## Sustancias

- 200 ml Agua

## Servicios

- Electricidad

## Procedimiento

1. Medir 100 ml de agua con ayuda de una probeta, verter en un vaso de precipitados 150 ml. Vuelva a medir 100 ml de agua y vierta en otro vaso de precipitados de 150 ml.
2. Calentar el vaso de precipitados con agua hasta llegar a su punto de ebullición.
3. Colocar dentro del calorímetro de cobre el agua caliente, ciérrelo lo más rápido posible.
4. Registrar la disminución de temperatura cada minuto.
5. Repetir el procedimiento pero ahora utilizando el otro calorímetro de aluminio.

Tabla No.1 Calorímetro de Cobre

Tiempo (minutos)	Temperatura °C	Tiempo (minutos)	Temperatura °C	Tiempo (minutos)	Temperatura °C
1	0	17	66.7	33	57.9
2	83	18	66	34	57.4
3	80.5	19	65.4	35	57
4	78.8	20	64.8	36	56.2
5	77.3	21	64.2	37	55.7
6	76.1	22	63.6	38	55.4
7	74.7	23	63	39	54.9
8	73.8	24	62.4	40	54.6
9	73	25	61.9	41	54.2
10	72	26	61.3	42	53.8
11	71.2	27	60.9	43	53.4
12	70.3	28	60.3	44	53
13	69.6	29	59.9	45	52.6
14	68.8	30	59.4	46	52.3
15	68.1	31	58.8	47	51.9
16	67.4	32	58.4	48	51.6

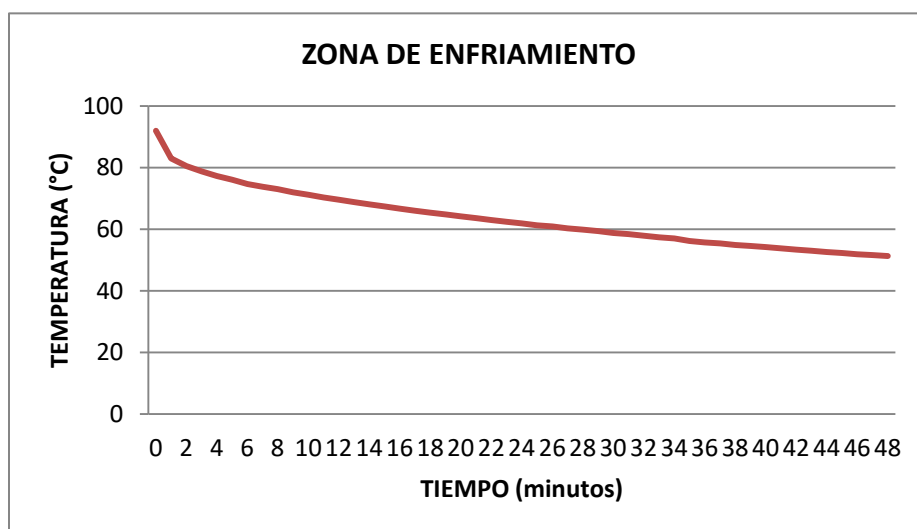
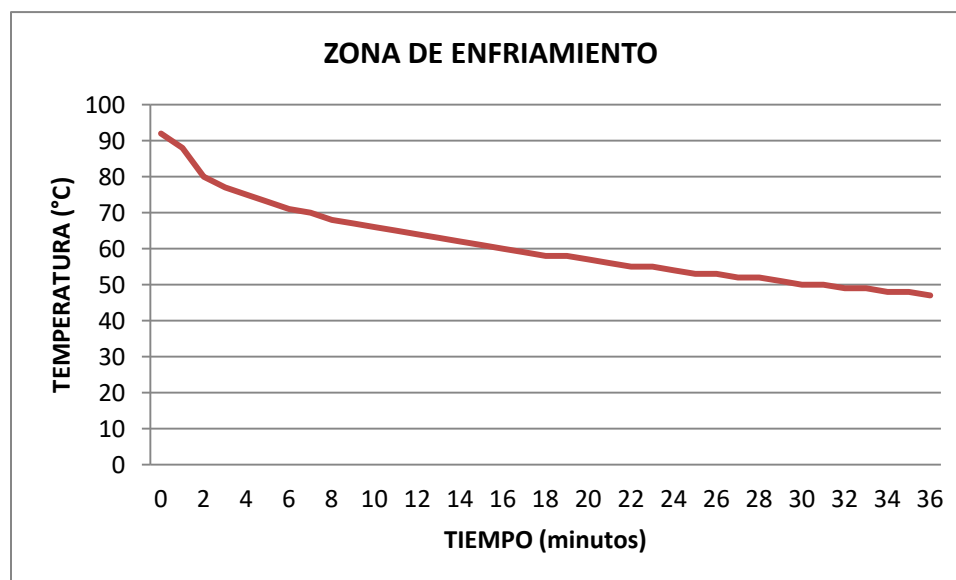




Tabla No.2 Calorímetro de Aluminio

Tiempo (minutos)	Temperatura °C	Tiempo (minutos)	Temperatura °C	Tiempo (minutos)	Temperatura °C
1	0	13	64	25	54
2	88	14	63	26	53
3	80	15	62	27	53
4	77	16	61	28	52
5	75	17	60	29	52
6	73	18	59	30	51
7	71	19	58	31	50
8	70	20	58	32	50
9	68	21	57	33	49
10	67	22	56	34	49
11	66	23	55	35	48
12	65	24	55	36	48



### **Análisis de resultados**

1. ¿Cuál de los dos calorímetros es más eficiente?
2. ¿Por qué el calorímetro de Cobre absorbió más el calor?
3. ¿Cuáles podrían ser los factores que afecten a los dos calorímetros?
4. ¿Es recomendable usar cualquiera de los calorímetros?

### **Recomendación**

En esta práctica el alumno debe reafirmar lo aprendido en la practica 3, por lo que le será más sencillo manejar el calorímetro y así determinar la eficiencia de dos diferentes calorímetros en este caso uno de Aluminio y otro de Cobre.

Se realizó la comparación del calorímetro de Aluminio y el de Cobre usando agua caliente, el calorímetro de Aluminio perdió más rápido el calor del agua ya que no tenía un buen aislante y hubieron pérdidas por conducción, el aparato no estaba correctamente cerrado pues tenía un espacio entre la pared del vaso interno y el externo así que también pudo haber pérdidas por alguna corriente de aire mientras que el calorímetro de cobre estaba recubierto de un material aislante y no tenía espacios entre el vaso interno y externo además de que la tapa embonaba correctamente.

### **Bibliografía**

1. Douglas C., G. (1995). Física Principios con aplicaciones. México: Prentice Hall Hispanoamericana. Pag 418
2. Mortimer E., C. (1983). Química. México: Iberoamericana S.A. de C.V. pag 55

## PRÁCTICA 9. EVAPORACIÓN.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

EQUIPO: 1

INGENIERÍA QUÍMICA

REV. : 1

FÍSICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

31 MAYO 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## EVAPORACIÓN.

**Introducción**

La evaporación es el proceso por el cual una sustancia en estado líquido se transforma en un vapor. En este proceso, las moléculas escapan de la superficie del líquido y entran al estado gaseoso. Las moléculas de un líquido tienen un rango de energía diverso que se asemeja mucho a la distribución de energía de las moléculas de un gas. En ocasiones la evaporización es un proceso endotérmico porque se requiere energía para separar las moléculas de las fuerzas intermoleculares de atracción que las mantiene unidas.

Las moléculas de un líquido están en movimiento con diferente rapidez. Una molécula que se mueve con gran rapidez cerca de la superficie podrá abandonar momentáneamente el líquido.

A diferencia de la ebullición, este proceso se produce a cualquier temperatura, siendo más rápido cuando más elevada es la temperatura, es decir, no es necesario que toda la masa alcance su punto de ebullición.

La evaporación se utiliza para eliminar el vapor formado por la ebullición de una solución líquida para así obtener una solución concentrada.

El cambio de fase de un líquido a vapor se llama evaporación, y la temperatura asociada con este cambio se llama punto de ebullición de la sustancia.

La cantidad de calor necesaria para evaporar una unidad de masa se llama calor

latente de vaporización.

El calor latente de vaporización  $L_v$  de una sustancia es el calor por unidad de masa necesario para cambiar la sustancia de líquido a vapor a su temperatura de ebullición.

$$L_v = \frac{Q}{m} \quad Q = mL_v$$

$L_v$  Se expresa en unidades de joule por kilogramo, calorías por gramo, o Btu por libra. El calor de vaporización para el agua es:

$$2.26 \times 10^6 \text{ J/Kg} \text{ ó } 2260 \text{ J/g}$$

$$540 \text{ cal/g} \text{ o bien } 970 \text{ Btu/lb}$$

Tabla. Calores de vaporización de diversas sustancias.

sustancia	Calor de vaporización	
	J/Kg	cal/g
Cobre	$4730 \times 10^3$	1130
Plata	$2340 \times 10^3$	558
Agua	$2256 \times 10^3$	540
Cinc	$1990 \times 10^3$	475
Amoniaco	$1370 \times 10^3$	327
Plomo	$871 \times 10^3$	208
Alcohol etílico	$854 \times 10^3$	204
Mercurio	$296 \times 10^3$	71
Oxígeno	$213 \times 10^3$	51
Helio	$20.9 \times 10^3$	5

E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. pág. 360

## Objetivos

- Medir la cantidad de Agua que se evapora al aumentar la temperatura, en función del tiempo

## Materiales

- 1 Termómetro de inmersión parcial de  $-20$  a  $150$  °C
- 3 Vasos de precipitados 100 ml
- 1 Parrilla eléctrica
- 1 Cronómetro.
- 1 Par de guantes de lona
- 1 Balanza analítica

## Sustancias

- 150 ml Agua

## Servicios

- Electricidad

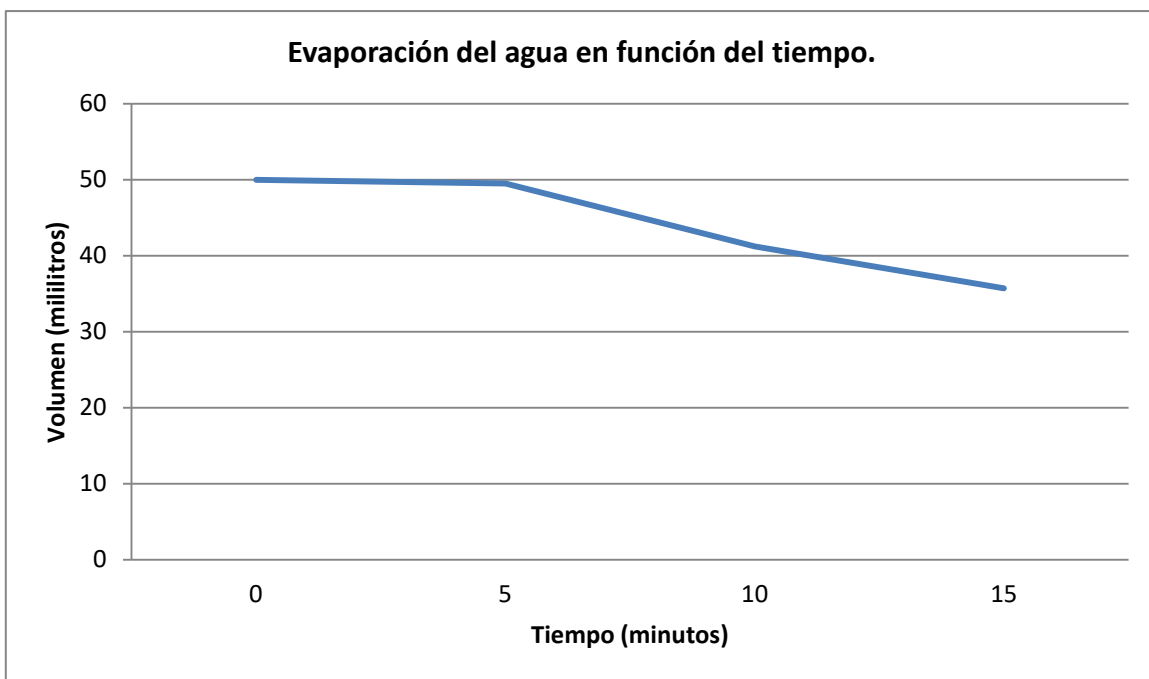
## Procedimiento

1. Pesar separadamente en la balanza los 3 vasos de precipitados y enumérelos.
2. Auxiliándose de la balanza pese los 3 vasos con 50 g de agua.
3. Medir la temperatura del agua antes de comenzar el calentamiento
4. Colocar los 3 vasos de precipitado en la parrilla de calentamiento para que se calienten de igual forma o uniformemente.
5. Iniciar el calentamiento, mida la temperatura de cada vaso.
6. Retirar el primer vaso al pasar 5 minutos de su calentamiento, posteriormente retire el segundo después de 10 minutos y el tercero después de 15 minutos.
7. Enfriar los vasos hasta que el agua deje de evaporarse y pese los 3 vasos con la ayuda de la balanza.
8. Revisar cuánta agua se perdió en el proceso.

**Cálculos, mediciones y resultados.**

Tabla. Evaporización del agua en función del tiempo

Vasos	Peso inicial del matraz con 50 g de agua	Peso final del matraz con 50 g de agua	Volumen final del agua
1	125.108	124.623	49.515
2	126.226	117.461	41.235
3	127.708	113.435	35.727



Calor para evaporar los 50 g de agua es:

$$Q = mL_V = (50 \text{ g}) \left( 2260 \frac{\text{J}}{\text{g}} \right) = 113,000 \text{ J}$$

### **Análisis de resultados**

1. ¿Qué es la evaporación?
2. ¿En qué procedimientos se usa la evaporación?
3. ¿Es recomendable evaporar las mezclas?
4. ¿Cómo sabes que el agua se evapora?

### **Recomendación**

El alumno debe analizar cómo el proceso de evaporación es un método útil para la separación en algunos procesos. En esta práctica solo se evaporó agua pero hay prácticas más complejas en donde es necesario evaporar mezclas miscibles para separarlas en sus componentes; por lo que es muy importante saber los procesos de evaporación.

### **Bibliografía**

1. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford. pág. 584.
2. Morris, H. (2010). Fundamentos de Química. México: Thomson Learning. Pág. 301.
3. C. Kotz, J. (2005). Química y reactividad Química. México: Thomson. Pág. 523.
4. E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. pág. 359

## PRÁCTICA 10. DILATACIÓN DE SÓLIDOS.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

INGENIERÍA QUÍMICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

EQUIPO: 1

REV. : 1

FÍSICA

29 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## DILATACIÓN DE SÓLIDOS.

**Introducción**

El efecto más frecuente producido por cambios de temperatura es un cambio en el tamaño. Cuando la temperatura de un cuerpo se eleva, sabemos que hay un aumento de vibración en sus átomos o moléculas. En virtud de una mayor vibración térmica, la distancia media entre esas partículas se vuelve mayor y así el cuerpo como un todo, tendrá sus dimensiones aumentadas, es decir, el cuerpo se habrá dilatado.

Dilatación lineal.

Un cambio de un sólido en una dimensión se llama coeficiente de dilatación lineal. Experimentalmente se ha encontrado que un incremento es una sola dimensión, por ejemplo, la longitud de una barra depende de la dimensión original y del cambio de temperatura.

$$\alpha = \frac{\Delta L}{L_0 \Delta T} \quad (1)$$

$\alpha$  es la constante de proporcionalidad llamada coeficiente de dilatación lineal.  $L_0$  es la longitud original,  $\Delta T$  cambio de temperatura  $\Delta T = T - T_0$ ,  $\Delta L$  cambio de longitud  $\Delta L = L - L_0$ .



La dilatación lineal de un cuerpo viene dada de (1):

$$L = L_0(1 + \alpha \cdot \Delta T) \quad (2)$$

Dilatación superficial.

La dilatación lineal no se restringe a la longitud de un sólido. Cualquier recta trazada a través de este aumenta su longitud por unidad de longitud con una razón dada por su coeficiente de dilatación. En un cilindro sólido, la longitud, el diámetro y la diagonal trazada a través del sólido aumentarán sus dimensiones en la misma proporción. Si el material tiene un agujero, el área de este se dilata en la misma razón que si estuviera relleno del material.

### **Objetivos**

- Observar el fenómeno de dilatación en los sólidos.
- Analizar los efectos que se provocan en los materiales.

### **Materiales**

- 1 Mechero bunsen
- 1 Vernier (regla)
- 1 Barras de metal (Hierro)
- 1 Barra de metal (Aluminio)
- 1 Barra de metal (Latón)
- 1 Varilla con mordaza
- 1 Esfera de hierro con aro
- 1 Soporte universal
- 1 Termómetro digital

### **Servicios**

Gas

## Procedimiento

### Dilatación lineal

1. Construir el sistema para calentar la placa de Hierro usando el mechero como medio de calentamiento.
2. Mida la longitud y temperatura de la barra de Hierro.
3. Calentar la barra durante 10 minutos a fuego directo
4. Quitar la barra de metal y medir nuevamente la longitud y la temperatura de las barras de Hierro y anotar en la bitácora.
5. Repetir estos pasos con la barra de Aluminio y Latón.
6. Anotar los datos obtenidos y realizar los cálculos propuestos en el protocolo para obtener el coeficiente de dilatación, para cada una de las barras.

### Dilatación superficial.

1. Medir el diámetro de la esfera de Hierro y su temperatura con el termómetro digital.
2. Comprobar que la esfera de Hierro pase a través del aro de metal.
3. Calentar la esfera hasta que ésta ya no pueda pasar a través del aro de metal.
4. Medir el nuevo diámetro de la esfera de Hierro con el vernier así como la temperatura.

### Cálculos y resultados.

Barra de metal	Temperatura inicial	Longitud inicial	Temperatura final	Longitud final
Aluminio	24.5 °C	5 cm	115.5 °C	5.4 cm
Hierro	24.5°C	5 cm	123.5 °C	5.3 cm
Latón	24.5°C	5 cm	183 °C	5.2 cm

**Coefficiente de dilatación.**

Barra de metal	$\Delta T$	$\Delta L$	$\Delta$ (coeficiente de dilatación lineal)
Aluminio	91	0.4	45.5
Hierro	99	0.3	66
Latón	158.5	0.2	158.5

**Análisis de resultados.**

1. ¿Crees que el tiempo afecta al coeficiente de dilatación?
2. ¿Por qué las barras y la esfera cambiaron de volumen?
3. ¿Por qué cambian de color algunos metales al exponerse al calor?
4. ¿Por qué los materiales no aumentan más su longitud?
5. ¿Crees que en algún momento al aumentar la temperatura el metal llegue a cambiar de forma?

**Recomendación.**

El alumno debe observar la dilatación de las diferentes barras de metal al exponerse a una fuente de calor, cómo afecta en sus propiedades físicas. Así como aprender los diferentes términos.

**Bibliografía**

1. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford. Pag 449
2. E. Tippens , P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill. Pag 338

## PRÁCTICA 11. CONDUCCIÓN DE CALOR EN DIFERENTES MATERIALES.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

INGENIERÍA QUÍMICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

EQUIPO: 1

REV. : 1

FÍSICA

29 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

## CONDUCCIÓN DE CALOR EN DIFERENTES METALES.

**Introducción**

La temperatura de un cuerpo depende del movimiento de sus moléculas. Esto sólo puede existir cuando hay una diferencia de temperatura entre dos objetos o cuerpos que entran en contacto. Cuando esto ocurre, las moléculas del cuerpo que tienen mayor temperatura golpean a las del cuerpo de temperatura menor, las cuales se empiezan a agitar al igual que las que originaron el movimiento. Lo que un sistema material posee es energía interna, y cuando mayor sea su temperatura, mayor será su energía interna. La energía interna de un cuerpo puede aumentar sin que el cuerpo reciba calor, siempre que reciba alguna forma de energía. El calor es la energía que se transmite de un cuerpo a otro, en virtud únicamente de una diferencia de temperatura entre ellos.

**Conducción.**

La conducción del calor ocurre cuando existe un contacto directo entre las partículas de dos cuerpos, el que emite calor y el que lo recibe, aquel cuyas partículas se mueven rápidamente y el que sus partículas se mueven lentamente, aun así el calor es transferido por impactos sobre las moléculas.

La mayoría de los metales son eficientes conductores de calor porque tienen cierto número de electrones libres que pueden distribuir calor, además del que se propagan por la agitación molecular.

La conducción de calor es el mecanismo de transmisión en sólidos y exclusivo en los mismos, aunque también se puede suponer que es el único que tiene lugar en los fluidos en reposo.

De una forma análoga a las leyes de Fick para la transferencia de materia y de Newton para el transporte de cantidad de movimiento, la ley de Fourier relaciona este transporte de energía por conducción:

$$Q = -kA \frac{\Delta T}{\Delta x}$$

Es decir, la densidad de flujo de calor,  $Q$ , es directamente proporcional al gradiente de temperatura  $T$ , inversamente proporcional al grosor del material  $\Delta x$ . El calor fluye de una zona de temperatura alta a otra de temperatura baja.  $A$ , el área de transferencia y el gradiente de temperatura se le denomina conductividad térmica,  $K$ .

El valor de la conductividad depende del material y de su estado físico y con base en ésta los cuerpos se clasifican en:

**Isótropos:** Son cuerpos que no presentan direcciones privilegiadas en la conducción de calor. La mayoría de los gases, líquidos y los sólidos cristalinos del sistema regular. Son ejemplos de materiales isótropos.

**Anisótropos:** Son cuerpos en los que la conductividad es función de la posición y aparecen entonces, direcciones privilegiadas en la transmisión de calor. Como ejemplo los sólidos (fibra de vidrio, amianto, madera, etc.).

## Objetivos

- Comprobar cómo se conduce el calor en tres materiales diferentes.

## Materiales

- 1 Soporte universal
- 1 Pinza de nuez
- 1 Lámpara de alcohol
- 1 Aparato de conductividad (Aluminio, Hierro y Cobre)
- 3 Pequeños tornillos

### Sustancias

- 20 ml Alcohol
- 5 g Cera o grasa

## Procedimiento

1. Montar el soporte universal junto con la pinza de nuez.
2. Preparar la lámpara de alcohol.
3. En el aparato de conductividad, colocar en cada extremo de cada uno de los metales un poco de cera o grasa y colocar los tornillos en la cera.
4. Colocar el aparato de conductividad en la pinza de nuez y ajústelo bien para que no se mueva.
5. Colocar la lámpara de alcohol debajo de la conexión entre los tres materiales.
6. Comenzar el calentamiento y registrar el tiempo en que cae cada uno de los 3 tornillos.
7. Determinar cuál de los metales se calienta más rápido.

Tabla. Conducción térmica

Material	Tiempo que tarda en caer (segundos)
Cobre	15
Aluminio	32
Hierro	99

### Análisis de resultados

1. ¿Qué es la conducción térmica?
2. ¿Cuál de los tres materiales tiene mayor conductividad?
3. ¿Por qué el Hierro tardó más tiempo en calentarse?
4. ¿Crees que influya el grosor de las barras de metal?

### Recomendación

Es importante que el alumno aprenda a diferenciar los tres tipos de transferencia de calor, en esta práctica se utilizó la conducción como el medio de transferencia de calor en las tres barras de metal. Debe familiarizarse con la conductividad ya que está presente no solo en el laboratorio, sino también en todo el entorno desde que sale de casa.

### Bibliografía

1. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford. Pag 554.
2. W. Sears , F. (1999). Física Universitaria. México: Addison Wesley Longman. Pag 478.
3. Douglas C., G. (1995). Física Principios con aplicaciones. México: Prentice Hall Hispanoamericana. Pag 424.
4. Esplugas, S. (2005). Fundamentos de transferencia de calor. Mexico: I. Universidad de Barcelona. Pag 7.

## PRÁCTICA 12. DILATACIÓN DE LÍQUIDOS Y GASES.



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
ZARAGOZA

EQUIPO: 1

INGENIERÍA QUÍMICA

REV. : 1

FÍSICA

AUTOR: BLANCA FLOR AGUILAR BARRIOS

30 mayo 17

ASESOR: I.Q JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA

Página 1

DILATACIÓN DE LÍQUIDOS Y GASES.

### Introducción

La transferencia de calor en un cuerpo puede tener variadas consecuencias a nivel físico afectando las dimensiones de un objeto. Al incrementar la energía térmica de un cuerpo sus átomos aumentan su agitación, alejándose de sus centros de vibración y ocupando mayor espacio, provocando la dilatación.

Los líquidos se dilatan obedeciendo las mismas leyes para los sólidos. Únicamente debemos recordar que como los líquidos no tienen forma propia, sino que toman la forma de los recipientes que los contienen, para observar la dilatación de un líquido, este debe estar alojado en un frasco, el cual se calienta junto con el líquido, ambos se dilatan conjuntamente, y con la capacidad del frasco aumenta, la dilatación que observamos para los líquidos solo será una dilatación aparente. La dilatación real es igual a la suma de la dilatación aparente más la dilatación volumétrica del frasco.

En algunas sustancias, en determinados intervalos de temperatura, presentan un comportamiento inverso; es decir, disminuyen su volumen cuando su temperatura se eleva. De aquí que tales sustancias tengan, en estos intervalos un coeficiente de dilatación negativo. El agua, es una de las sustancias que presenta esta irregularidad en su dilatación. Cuando la temperatura del agua aumenta, entre 0 y



4 °C, su volumen disminuye. Al hacer que su temperatura se eleve a más de 4 °C, el agua se dilata normalmente.

Dilatación volumétrica.

La dilatación del material calentado es la misma en todas direcciones; el volumen de un líquido, gas o sólido tendrá un incremento en volumen predecible al aumentar la temperatura. Razonando de forma semejante a cómo se hizo en las selecciones previas, obtendremos las siguientes ecuaciones para la dilatación volumétrica.

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta t$$

$$V = V_0 + \beta V_0 \Delta t$$

El símbolo  $\beta$  (beta) es el coeficiente de dilatación volumétrica. Representa el cambio en volumen por unidad de volumen por cada grado que cambia la temperatura. Para medir sólidos es aproximadamente el triple del coeficiente de dilatación lineal.

$$\beta = 3 \alpha$$

Una característica de los gases es la gran variación del volumen que experimenta al cambiar las condiciones de temperatura y presión. Cuanto mayor es la temperatura a la que se encuentra, mayor es el volumen que ocupa. Este hecho se puede observar en múltiples ocasiones, como en el clima terrestre con los flujos de aire caliente de la atmósfera. Existen leyes que determinan la intervención que influyen en el cambio de las características de los gases.

Procesos isotermos ( $T=\text{cte}$ ). Ley de Boyle-Mariotte.

Si consideramos una cantidad de gas y aumentamos la presión (manteniendo constante la temperatura, su volumen disminuye. Si por el contrario disminuimos la presión, su volumen aumenta.

$$PV = \text{cte}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Procesos isobaros ( $P=\text{cte}$ ) ley de Charles.

Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos su temperatura, manteniendo constante su presión, su volumen aumenta. Si por el contrario

disminuimos la temperatura, su volumen disminuye.

$$\frac{T}{V} = cte \quad \text{ó} \quad \frac{T_1}{V_1} = \frac{T_2}{V_2}$$

Procesos isocoros ( $V=cte$ ) ley de Gay-Lussac

Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos su temperatura, manteniendo constante el volumen, su presión aumenta. Si por el contrario disminuimos la temperatura, su presión disminuye.

$$\frac{P_1}{T_1} = cte$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

### Objetivos

- Observar como el volumen del agua aumenta al aumentar su temperatura.
- Calcular la dilatación volumétrica del agua.
- Observar la dilatación de un gas con ayuda de una botella de plástico

### Materiales

- 1 Parrilla eléctrica
- 1 Baño maría
- 1 Soporte universal
- 1 Una pinza de 3 dedos con nuez
- 1 Probeta de 50 ml
- 1 Botella de plástico
- 1 Par de guantes de lona

### **Sustancias**

100 ml Agua  
40 ml Glicerina  
Colorante artificial

### **Servicios**

Electricidad

## **Procedimiento**

### **Dilatación de un líquido.**

1. Medir 40 ml de agua en una probeta de 50 ml.
2. Colocar 3 gotas de colorante dentro de la probeta.
3. Preparar el sistema para calentar el agua.
4. Llenar el recipiente de baño maría hasta la mitad de agua.
5. Preparar el soporte universal con la pinza de 3 dedos.
6. Colocar la probeta dentro del recipiente de agua, con ayuda de la pinza de 3 dedos sujete bien la probeta para que no toque el fondo del recipiente.
7. Iniciar el calentamiento a baño maría y observe como el agua aumenta su volumen al aumentar la temperatura.
8. Realizar el mismo procedimiento usando Glicerina con baño maría.

**Mediciones, cálculos y resultados**

Aumento del volumen del agua dentro de la botella.

Coefficiente de dilatación volumétrica del agua.

$$\beta = 2.1 \times 10^{-4} / ^\circ\text{C}$$

$$\Delta V_m = \beta_m V_m \Delta T = \left( 2.1 \times \frac{10^{-4}}{^\circ\text{C}} \right) (40 \text{ cm}^3) (93^\circ\text{C} - 22^\circ\text{C}) = 0.6 \text{ cm}^3$$

Sustancia	Volumen inicial	Volumen final
Agua	40 ml	41 ml
Glicerina	40 ml	41.5 ml

**Dilatación de un gas**

1. Llenar un cuarto de la botella de plástico con agua.
2. Llenar hasta la mitad con agua el baño maría para iniciar el calentamiento.
3. Colocar la botella de plástico dentro del baño maría.
4. Dejar la botella dentro del baño por 5 minutos.
5. Observar como el agua en la botella se expande al pasar el tiempo. Apague la parrilla cuando esto ocurra.
6. Cierre con tapa rosca la botella y deje enfriar.

**Análisis de resultados**

1. ¿Por qué aumentó el volumen del agua?
2. ¿El aumento del volumen del agua depende de la cantidad de agua?
3. ¿Por qué crees que se usó el baño maría?
4. Si se calentara el agua usando un mechero o una lámpara de alcohol ¿se apreciaría más el aumento del volumen del agua?
5. ¿De qué depende la dilatación de un gas?
6. ¿Cómo influyen las condiciones a la que está expuesto el sistema?
7. Abrir la botella cuidadosamente y observe la botella.

**Recomendación.**

Realizar la práctica con diferentes sustancias para que así el alumno pueda percibir rápidamente la dilatación de un líquido ya que el agua no alcanzó a dilatarse lo suficiente. De igual forma para la dilatación de un gas, ya que es un poco más complicado el ver cómo es su dilatación.

**Bibliografía**

1. Stollberg, R. (1980). Física fundamentos y fronteras. México: Cultura S.A. pag 195
2. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford. Pag 455.
3. G. Hewitt, P. (1992). Conceptos de Física. México: Limusa S.A. de C.V. pag 251

## EVALUACIÓN ECONOMICA

En esta sección se realiza la evaluación económica para cada una de las actividades prácticas. Se toma en consideración el precio reportado en internet en el mes de mayo del presente año. El sitio que nos proporciona estos datos económicos es [www.velaquin.com.mx](http://www.velaquin.com.mx), al cual se puede acceder libremente y constantemente actualizan sus precios. También se tomaron algunos datos económicos de otros sitios ya que no se encontraban en la pagina mencionada anteriormente como lo es el termómetro digital el cual se tomó del sitio [www.mininthebox.com](http://www.mininthebox.com), al igual que la moneda de plata la cual se tomó el precio en el sitio [www.bancoazteca.com.mx](http://www.bancoazteca.com.mx), también la rosca de cobre se tomó sus precios del sitio [www.nacobre.com.mx](http://www.nacobre.com.mx) Todo esto con la finalidad de poder establecer el costo involucrado en la realización del total de las prácticas. Para facilitar la evaluación económica de cada una de las prácticas se muestra en forma de tabla, el costo de cada una de ellas.

Práctica 1 Temperatura	1 Termómetro de inmersión parcial de - 20 a 150 °C	\$150
	1 Vaso de precipitados 250 ml	\$50
	1 Parrilla eléctrica	\$4,150
	1 Probeta de 100 ml	\$245
	1 Agitador magnético	\$75
	1 Tela de alambre con centro de asbesto.	\$30
	Agua embotellada	\$22
	Subtotal	\$4,722

Práctica 2 Estados Físicos y cambios	1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	\$150
	1 Vaso de precipitados 250 ml	\$50
	1 Calentador eléctrico	\$25
	1 Probeta de 100 ml	\$245
	Agua embotellada	\$22
	Subtotal	\$492

Práctica 3 Transferencia de Calor	1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	\$150
	1 Vaso de precipitados 250 ml	\$50
	1 Calorímetro de Cobre	\$400
	1 Balanza analítica	\$16500
	1 Anillo de Hierro	\$10
	1 Parrilla de calentamiento	\$0
	Subtotal	\$17560

Práctica 4 Punto de ebullición	1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	\$150
	3 Vaso de precipitados 100 ml	\$120
	1 Calentador eléctrico	\$25
	1 Balanza analítica	\$16500
	1 Probeta de 100 ml	\$245
	Agua embotellada	\$22
	Subtotal	\$17062

Práctica 5 Equilibrio térmico	1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	\$150
	4 Vaso de precipitados 100 ml	\$160
	1 Calentador eléctrico	\$25
	1 Balanza analítica	\$0
	1 Vaso de precipitados 250 ml	\$50
	Agua embotellada	\$22
	Subtotal	\$407

Práctica 6 Escalas de temperatura	1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	\$150
	1 Vaso de precipitados 250 ml	\$50
	1 Calentador eléctrico	\$25
	1 Balanza analítica	\$0
	1 Probeta de 100 ml	\$245
	Agua embotellada	\$22
	Subtotal	\$492

Práctica 7 Calor específico	1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	\$150
	1 Termómetro digital -15°C a 200°C	\$860
	1 Calentador eléctrico	\$25
	1 Probeta de 100 ml	\$245
	2 Vaso de precipitados 250 ml	\$100
	2 Calorímetros de Cobre	\$800
	1 Pelota de goma	\$5

	1 Moneda de Plata	\$380
	1 Moneda de 10 pesos	\$10
	1 Placa de Hierro	\$10
	1 Placa de Cobre	\$17
	1 Guantes de lona	\$25
	Agua embotellada	\$22
	Balanza analítica	\$0
	Subtotal	\$2631

Práctica 8 Calorímetro	2 Termómetro digital	\$1520
	2 Vaso de precipitados 150 ml	\$100
	2 Calentador eléctrico	\$50
	1 Balanza analítica	\$0
	1 Probeta de 100 ml	\$245
	Agua embotellada	\$22
	1 Calorímetro de Cobre	\$400
	1 Calorímetro de Aluminio	\$250
	1 Guantes de lona	\$25
	Subtotal	\$2252

Práctica 9 Evaporación	1 Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	\$150
	3 Vaso de precipitados 100 ml	\$120
	1 Parrilla eléctrica	\$0
	1 Balanza analítica	\$0
	1 Cronómetro	\$245
	1 Guantes de lona	\$25
	Subtotal	\$640

Práctica 10 Dilatación de sólidos	1 Mechero bunsen (lámpara de alcohol)	\$225
	1 Vernier (regla)	\$420
	1 Barra de metal (Hierro)	\$65
	1 Barra de metal (Aluminio)	\$55
	1 Barra de metal (Latón)	\$120
	Aparato de expansión lineal	\$510
	Esfera de hierro con aro	\$260
	1 Pinza de nuez	\$72
	1 Varilla con mordaza	\$270
	1 Soporte universal	\$180
	1 Termómetro digital -15°C a 200°C	\$860
	Subtotal	\$2177



Práctica 11 Conducción de calor	1 Soporte universal	\$180
	1 Pinza de nuez	\$72
	1 Lámpara de alcohol	\$130
	3 Tornillos pequeños	\$10
	1 Aparato de conductividad	\$300
	Grasa	\$10
	Subtotal	\$702

Práctica 12 Dilatación de líquidos	1 Parrilla eléctrica	\$0
	1 Baño María	\$950
	1 Pinzas de 3 dedos con nuez	\$235
	1 Pinzas de nuez	\$72
	1 Probeta de 50 ml	\$235
	1 Par de guantes de lona	\$25
	1 Colorante artificial	\$34
	1 Botella de plástico	\$0
	1 Soporte universal	\$180
	Subtotal	\$1731

Costo Total = \$51,778.00

En la siguiente tabla se muestra la cantidad de los materiales por separado, cuánto cuesta cada uno y la cantidad de materiales necesarios, también la inversión inicial de las 12 prácticas que sería de \$51,778.00 para la compra del material en el presente año ya que podrían variar el precio con el paso del tiempo.

Material	Cantidad	P. unidad	Subtotal
Agitador magnético	1	\$75	\$75
Agua embotellada	8	\$22	\$176
Anillo de Hierro	1	\$10	\$10
Aparato de conductividad	1	\$300	\$300
Aparato de expansión lineal	1	\$510	\$510
Balanza analítica	2	\$16,500	\$33,000
Baño María	1	\$950	\$950
Barra de metal (Aluminio)	1	\$55	\$55
Barra de metal (Hierro)	1	\$65	\$65
Barra de metal (Latón)	1	\$120	\$120
Botella de plástico	1	\$0	\$0
Calentador eléctrico	7	\$25	\$175
Calorímetro de Aluminio	1	\$250	\$250
Calorímetro de Cobre	4	\$400	\$1,600
Colorante artificial	1	\$34	\$34
Cronómetro	1	\$245	\$245
Esfera de Hierro con aro	1	\$260	\$260
Grasa	1	\$10	\$10
Guantes de lona	4	\$25	\$100
Lámpara de alcohol	1	\$130	\$130
Mechero bunsen	1	\$225	\$225
Moneda de 10 pesos	1	\$10	\$10
Moneda de plata	1	\$380	\$380
Parrilla eléctrica	1	\$4,150	\$4,150
Pelota de goma	1	\$5	\$5
Pinza de nuez	3	\$72	\$216
Pinzas de 3 dedos con nuez	1	\$235	\$235
Placa de Cobre	1	\$17	\$17
Placa de Hierro	1	\$10	\$10
Probeta de 100 ml	6	\$245	\$1,470
Probeta de 50 ml	1	\$235	\$235
Soporte universal	3	\$180	\$540
Tela de alambre con centro de asbesto.	1	\$30	\$30
Termómetro digital	4	\$860	\$3,440
Termómetro de inmersión parcial de -20 a 150 °C	8	\$150	\$1,200

Tornillos pequeños	1	\$10	\$10
Varilla con mordaza	1	\$270	\$270
Vaso de precipitados 100 ml	10	\$40	\$400
Vaso de precipitados 150 ml	2	\$50	\$100
Vaso de precipitados 250 ml	7	\$50	\$350
Vernier (regla)	1	\$420	\$420
			\$51,778

### **Resumen de la evaluación económica.**

Sólo se considera adquirir dos balanzas analíticas y una parrilla eléctrica por el costo que tiene cada una de ellas y el uso que se tiene en las prácticas. Se cambió la parrilla eléctrica en algunas de las prácticas por calentadores de agua de 200W, por ser menos costosos y porque sólo se necesita para calentar una pequeña cantidad de agua. La mayoría de los materiales de las prácticas no son muy costosos por lo que es accesible la compra del material.

La compra del material es un beneficio para el alumno ya que se tendrían todos los materiales requeridos, así no se preocuparía si se olvida algún material que no se encuentra en el laboratorio ya que están incluidos también los materiales que no son de laboratorio como los tornillos, colorantes, piezas de metal, monedas, etc.

También se pretende comprar el agua embotellada el cual es el que se usó en la realización de las prácticas por ser un producto económico y accesible.

En resumen la evaluación económica se realizó con el fin de tener un mejoramiento en los materiales necesarios para la realización de las 12 prácticas mencionadas, los precios que se mencionan pueden variar por lo que se recomienda verificarlos.

## KIT DE EXPERIMENTOS DE TERMODINÁMICA

El paquete de materiales de laboratorio para llevar a cabo las doce experiencias conforma un kit con los siguientes componentes.

### Lista de materiales

1. Agitador magnético
2. Agua embotellada
3. Anillo de Hierro
4. Aparato de conductividad
5. Aparato de expansión lineal
6. Balanza analítica
7. Baño María
8. Barra de metal (Aluminio)
9. Barra de metal (Hierro)
10. Barra de metal (Latón)
11. Botella de plástico
12. Calentador eléctrico
13. Calorímetro de Aluminio
14. Calorímetro de Cobre
15. Colorante artificial
16. Cronómetro
17. Esfera de hierro con aro
18. Grasa
19. Guantes de lona
20. Lámpara de alcohol
21. Mechero bunsen
22. Moneda de 10 pesos
23. Moneda de plata
24. Parrilla eléctrica
25. Pelota de goma
26. Pinza de nuez
27. Pinzas de 3 dedos con nuez
28. Placa de Cobre
29. Placa de Hierro
30. Probeta de 100 ml
31. Probeta de 50 ml
32. Soporte universal
33. Tela de alambre con centro de asbesto.
34. Termómetro digital

- 35. Termómetro de inmersión parcial de  $-20$  a  $150$  °C
- 36. Tornillos pequeños
- 37. Varilla con mordaza
- 38. Vaso de precipitados 100 ml
- 39. Vaso de precipitados 150 ml
- 40. Vaso de precipitados 250 ml
- 41. Vernier (regla)



Foto de los materiales en la mesa



Foto del Kit en un maletín en vertical o en horizontal

También se pueden subdividir en varios paquetes o kits más pequeños, las etiquetas quedan de la siguiente forma.

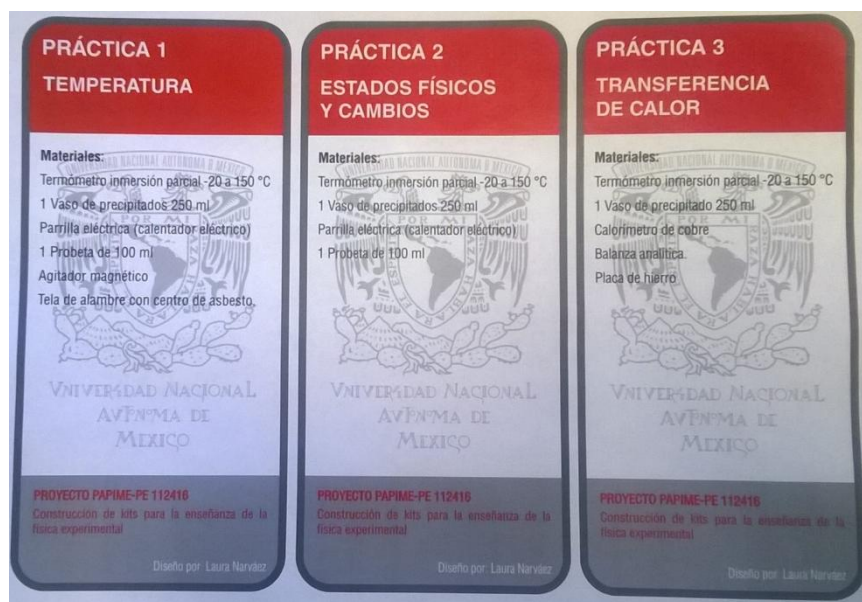


Foto de etiquetas

El kit de materiales para la experimentación y el número de ellos dependerá de la forma en que se organice el programa de estudio de la materia de laboratorio de Física I.

## CONCLUSIONES

Fue una experiencia importante el realizar cada una de las prácticas de este trabajo de tesis, ya que durante los tres primeros semestres, quinto, sexto y séptimo semestre de la carrera se instruye y capacita en la realización de algunas prácticas de laboratorio. Sin embargo, es importante poder inculcar en los estudiantes el hábito de aprender y razonar lo que pasa en el laboratorio, por ello se están proponiendo estas prácticas de termodinámica. Ya que en muchas ocasiones sólo se hacen las prácticas sin saber el porqué, o por el simple hecho de hacer la práctica y cumplir con lo que indica el profesor.

Después de que el estudiante realice las prácticas, éste debe reafirmar los conocimientos teóricos recibidos en el salón de clase para que conjuntamente con la actividad práctica en el laboratorio complemente su aprendizaje. Los experimentos de termodinámica aquí propuestos fueron validados dentro del laboratorio, a fin de que el estudiante no tenga inconveniente al realizarlos. Esto es, para que pueda adquirir la habilidad y la confianza en el trabajo del laboratorio. Los alumnos adquirirán confianza, ya que la mayoría no han trabajado en laboratorios que cuenten con materiales especializados que incluso su funcionamiento implica una mayor dificultad en su operación, así como material de vidrio que puede ser muy frágil, sustancias peligrosas, equipos de calentamiento, entre muchos más. Es importante que el alumno se familiarice con el laboratorio, el material y los equipos, ya que es parte esencial de la Carrera de Ingeniería Química. Se recomienda que cada equipo de laboratorio cuente con una práctica en donde se enseñe cómo funciona y qué cuidados deban darse.

En lo que respecta a la propuesta de este manual de prácticas de laboratorio, están dirigidas especialmente a los estudiantes de primer semestre de la carrera de ingeniería química, para que se den cuenta que la Física no tiene que ser difícil y mucho menos aburrida; y sobre todo que es parte de nuestro entorno y de nuestra vida diaria. La realización de las prácticas ayudarán al alumno a adquirir esas habilidades y confianza que se requieren al trabajar en el laboratorio, además de ahorrarse tiempo en investigación y en pedir el material, ya que con ayuda del kit de materiales se hace posible que todos los estudiantes puedan realizar la práctica que

se le asigne y no tenga que esperar tanto tiempo para que se le pueda dar el material. Con esta propuesta de kits los alumnos contarán con los mismos recursos sin que les falte algún vaso de precipitado, una probeta, termómetro, etc. También puede ser una ayuda para el docente.

La mayoría de los libros de la referencia se encuentran en la biblioteca de la Facultad, en algunos de ellos la fecha de edición deben de tener un mínimo de 10 años para su consulta por lo que es recordable actualizarlos de preferencia del año 2000 en adelante. Los libros que no se encuentran en la biblioteca son Ruiz de Riepen, M. (1995). Calor y Movimiento. México, Ciencia para todos, Wolfgang, B. (2011). Física para ingeniería y ciencias. China: Mc Graw Hill y Wilson D., J. (2007). Por lo que se recomienda adquirirlos para su consulta.



**REFERENCIAS**

1. Barragán González, C. (2014). Ciencia 2 con énfasis en Física. México: Fernández.
2. Brescia, F. (1994). Fundamentos de Química. México: CECSA.
3. C. Kotz, J. (2005). Química y reactividad Química. México: Thomson.
4. Douglas C., G. (1995). Física Principios con aplicaciones. México: Prentice Hall Hispanoamericana.
5. E. Tippens, P. (2007). Física, conceptos y aplicaciones. México: Mc Graw Hill.
6. Esplugas, S. (2005). Fundamentos de transferencia de calor. México: I. Universidad de Barcelona.
7. G. Hess, G. (1982). Química general experimental. México: Continental S.A de C.V.
8. G. Hewitt, P. (1992). Conceptos de Física. México: Limusa S.A. de C.V.
9. Holman, J. (1999). Transferencia de calor. México: Continental S.A de C.V.
10. J. Bueche, F. (2007). Física General. México: Mc Graw Hill.
11. Morris, H. (2010). Fundamentos de Química. México: Thomson Learning.
12. Mortimer E., C. (1983). Química. México: Iberoamericana S.A. de C.V.
13. Resnick, R. (2014). Física. México: Continental.
14. Ribeiro da Luz, A. M. (2008). Física General. México: Oxford.
15. Ruiz de Riepen, M. (1995). Calor y Movimiento. México: Ciencia para todos.
16. Stollberg, R. (1980). Física fundamentos y fronteras. México: Cultura S.A.
17. W. Kane, J. (2008). Física. México: Reverte S.A.
18. W. Sears, F. (1999). Física Universitaria. México: Addison Wesley Longman.
19. Wilson D., J. (2007). Física. México: Pearson Educación.
20. Wolfgang, B. (2011). Física para Ingeniería y Ciencias. China: Mc Graw Hill.
21. [<https://padlet.com/martap>].
22. <http://es.slideshare.net/pedrosotelvaldez/presin.de.vapor>.