

Guía 4

TRES ESTADOS DE LA MATERIA SÓLIDOS, LÍQUIDOS Y GASES



Indicadores de logros

- ✓ Describe la transferencia de calor en los cambios de estado.
- ✓ Identifica los cambios de estado de las sustancias en diferentes situaciones físicas.
- ✓ Identifica el punto de fusión y el punto de ebullición, calor de fusión y calor de vaporización de diferentes sustancias en situaciones prácticas.
- ✓ Resuelve en forma acertada problemas en los cuales el calor produce un cambio de fase de una sustancia.
- ✓ Analiza las ventajas y desventajas de las alternativas posibles, para elegir la más adecuada. **(TOMA DE DECISIONES)**.
- ✓ Asume responsabilidad por las decisiones tomadas.
- ✓ Comunica sus decisiones en forma oportuna.
- ✓ Toma decisiones en forma oportuna.



Reflexionemos sobre el siguiente texto y apropiémonos de su contenido que nos será muy útil para nuestro diario vivir

En esta guía se desarrollará la toma de decisiones, es decir, la capacidad para seleccionar alternativas de acción, con espíritu de compromiso, responsabilidad y riesgo. La toma de decisiones es fundamental en la vida del individuo, para alcanzar el triunfo, pues es necesario analizar tantas posibilidades como sea posible. A mayor número de posibilidades, tendremos más oportunidades de tomar la decisión correcta.

Responsabilidad para enfrentar las consecuencias que conlleva a toda decisión y el riesgo porque existe la posibilidad de equivocarse. La única forma de aprender a tomar decisiones es tomándolas y la de perder el miedo a equivocarse es equivocándose. Eso sí, tener el compromiso de evaluar antes todas las alternativas y consecuencias y aprender de los errores.

«Los problemas no existen, sólo hay formas de afrontarlos»



Con mis compañeros de subgrupo contesto en mi cuaderno las siguientes preguntas.

1. ¿Por qué los termos conservan los líquidos calientes? Explicar.
2. ¿Por qué las ollas y las cacerolas se calientan en general por el fondo?
3. La expresión: «No hay cuerpos más calientes que un negro en un baile». ¿Será cierto esto? Explicar.
4. Cuando la leche se cocina y hierve, se cuaja y cambia su naturaleza. ¿Por qué?

5. ¿Cuál cree que sea el estado físico de una llama de una vela o se encuentra en un estado diferentes al sólido, líquido o gaseoso?
6. ¿Cómo es posible conseguir que el agua hierva, pero que no sea capaz de cocer un huevo?
7. ¿Cuál es la diferencia entre vapor y gas?
8. Cuando nos acercamos a un ventilador, nos refrescamos, ¿es que el aire impulsado por el ventilador tiene menor temperatura que el ambiente?
9. Si a usted se le plantea la alternativa de cocer los alimentos con electricidad o gas natural, ¿por cuál se decide y por qué?



CAMBIOS DE ESTADO O FASE

A continuación se nos presenta una información acerca de los cambios de estado que puede experimentar un cuerpo. Con mis compañeros de subgrupo la leemos y la analizamos.

Un hecho bien conocido en la naturaleza es que las sustancias se presentan en tres fases o estados físicos diferentes, llamadas fase sólida, fase líquida y fase gaseosa. La presión y la temperatura a las que una sustancia es sometida, determinarán la fase en la cual pueda presentarse.

EJEMPLOS:

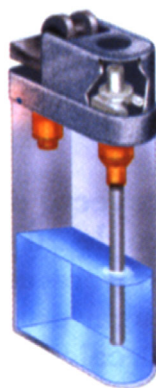
El Hierro en condiciones ambientales se halla en estado sólido, pero se podría volver líquido cuando su temperatura se eleve lo suficiente.

Colada de hierro fundido.



El agua que normalmente es líquida, puede convertirse en vapor por aumentos de temperatura o en hielo por enfriamiento.

El gas propano, con el que se cocina, se encuentra en estado líquido dentro del cilindro que lo contiene y se convierte en gas al salir de él, pues la presión atmosférica es mucho menor que la presión a la que está envasado, igual ocurre con el butano líquido con el que se llenan los encendedores.



El butano contenido en los encendedores se encuentra en estado líquido.

Cuando una sustancia pasa de una fase a otra, decimos que sufre un cambio de fase o un cambio de estado físico. En la siguiente gráfica se muestra un diagrama de los posibles cambios de estado o fase y el nombre que recibe cada uno de ellos.

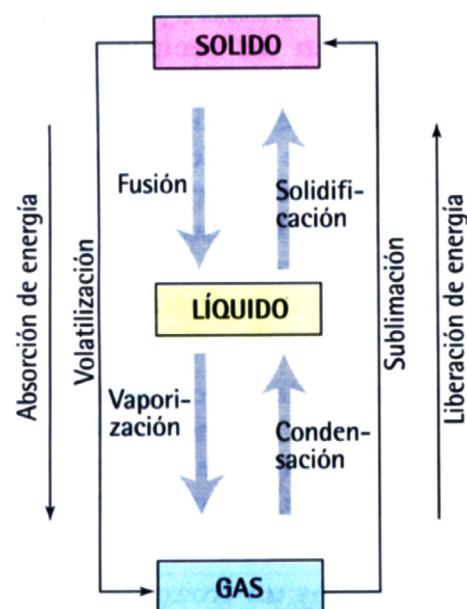
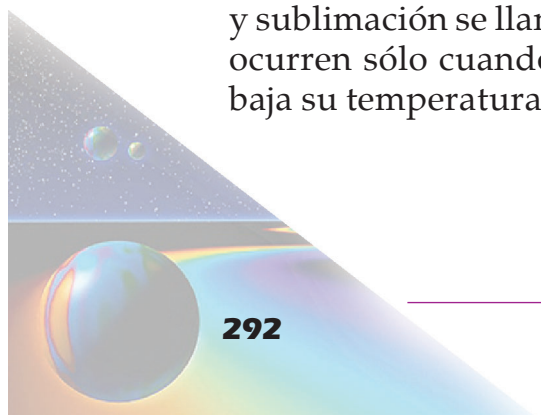


Diagrama de los cambios de estado.

Los cambios de fusión, evaporización y sublimación se llaman progresivos, porque ocurren sólo cuando se les suministra calor desde el exterior a la sustancia, es decir, sube su temperatura.

Los cambios de solidificación, condensación y sublimación se llaman regresivos, porque ocurren sólo cuando la sustancia desprende calor hacia el exterior, es decir, baja su temperatura.

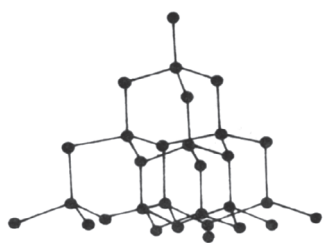


¿Cómo están distribuidos los átomos y las moléculas para que una sustancia se presente como sólido, como líquido o como gas?

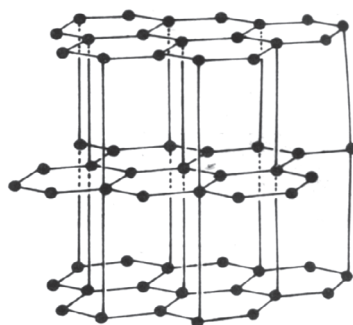
Estado Sólido

En esta fase los átomos se encuentran muy cerca unos de otros, y unidos por fuerzas eléctricas relativamente intensas. Debido a esto, los sólidos poseen forma propia y ofrecen cierta resistencia a las deformaciones.

En la naturaleza, casi todos los sólidos se presentan en forma de cristales, es decir, los átomos que lo constituyen se encuentran organizados según un modelo regular (Red Cristalina)

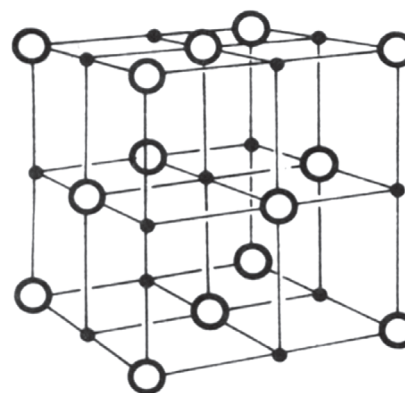


Diamante



Grafito

El diamante y el grafito, a pesar de estar constituidos ambos únicamente por átomos de carbono, presentan propiedades diferentes en virtud de poseer distintas estructuras cristalinas.



Modelo de estructura cristalina del cloruro de sodio (NaCl)

Cuando los átomos no están distribuidos, según una estructura regular reciben el nombre de amorfos. Ejemplos: el vidrio, asfalto, los plásticos, el caucho (hule), etc.

Estado Líquido

Los átomos de una sustancia líquida están más alejados uno de otros, en comparación con los del estado sólido, por lo tanto las fuerzas de cohesión entre ellos son más débiles permitiendo que fluyan con mayor facilidad y toman la forma del recipiente que los contiene.



Al igual que en los sólidos amorfos, los átomos de los líquidos no se encuentran distribuidos en forma ordenada, por lo tanto, cuando un cristal pasa al estado líquido, su Red Cristalina se deshace.

Estado Gaseoso

La separación entre los átomos o moléculas de una sustancia en estado gaseoso, es mucho mayor que en los sólidos y en los líquidos, siendo la fuerza de cohesión entre dichas partículas, casi nula. Por esta razón las partículas se mueven libremente en todas las direcciones, haciendo que los gases no presenten una forma definida y ocupen siempre el volumen total del recipiente donde se hallan contenidos.

Existe un cuarto estado de la materia llamado Plasma, el cual sólo se produce en condiciones extremas de presión y temperatura en el interior de las estrellas. En este estado, la materia está tan aprisionada que los electrones, protones y neutrones de los átomos, se salen de sus órbitas o posiciones normales para mezclarse juntos directamente como una gran «sopa» de partículas.

Calor Latente (Calor «oculto»)

En la guía anterior, estudiamos que cuando a un cuerpo se le suministra calor, se produce un incremento en su temperatura. Sin embargo, hemos observado que cuando se calienta un recipiente lleno de agua, la temperatura se incrementa sólo hasta que se inicia el cambio de estado, pasando de líquido a vapor.

A partir de este momento, el cuerpo absorbe grandes cantidades de calor sin variar la temperatura, hasta que la totalidad del agua se transforma en vapor.

La energía térmica necesaria para cambiar la fase o estado de una masa dada «m», de una sustancia pura es:

$$Q = m L$$

Siendo: «L» el calor latente de la sustancia y depende de la naturaleza del cambio de fase, así como de las propiedades de la sustancia.

El calor latente es la cantidad de calor necesaria para cambiar el estado de un cuerpo, dividida por la masa del cuerpo; es decir:

$$L = \frac{Q}{m} \quad \text{Expresado en } \left[\frac{\text{Cal}}{\text{g}} \right]$$

Esta definición se aplica para los calores de fusión, congelación, vaporización, condensación y sublimación. Las temperaturas a las cuales ocurren estos cambios de estado se llaman puntos de fusión o de congelación y puntos de ebullición o condensación, etc. dependiendo de la presión.

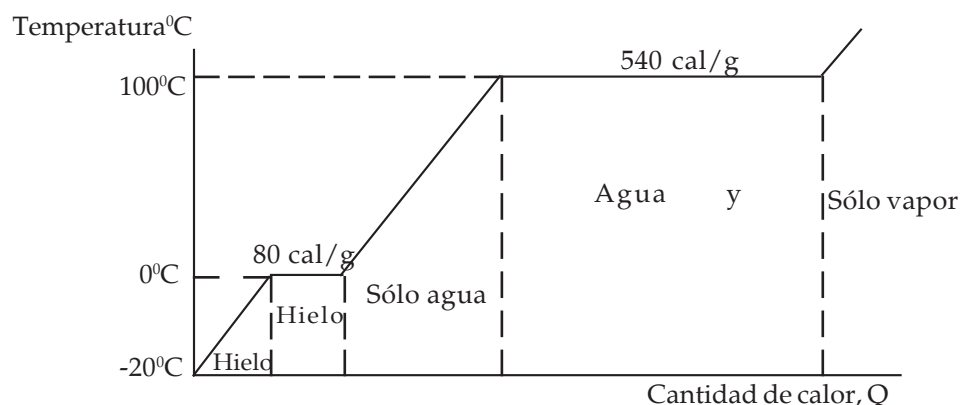
Si calentamos un trozo de vidrio, un bloque de plástico o una onza de chocolate, se puede observar que estos cuerpos se vuelven blandos gradualmente hasta que su consistencia se parece más a la de los líquidos que a la de los sólidos.

El calor latente de fusión es el término utilizado cuando el cambio de fase es de sólido a líquido (los cuerpos se derriten) y el calor latente de vaporización se emplea cuando el cambio de fase es de líquido a gas (el líquido se evapora).

En la siguiente tabla se registran el punto de fusión, el punto de ebullición a una atmósfera de presión, el calor latente de fusión y el de vaporización de algunas sustancias.

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Calor latente de fusión (Cal/g)	Calor latente de ebullición (Cal/g)
Agua	0	100	80	540
Plomo	327	1.750	5,5	205
Oxígeno	-223	-183	3,3	51
Mercurio	-39	358	2,8	71
Zinc	420	918	24	475
Aluminio	658	2.057	94	2.260
Alcohol etílico	-117,3	78,5	24,9	204
Plata	960	2.193	21	558
Hierro	1.530	2.735	56	1.515

Al estudiar los cambios de Fase o de Estado de una sustancia, es importante, hacer una gráfica que muestre la forma en que la temperatura de una sustancia varía de acuerdo con la energía térmica (calor) que se le aplica.



Variación de la temperatura al variar la energía térmica del agua.

Según la gráfica si cierta cantidad de hielo se toma de un congelador a -20°C y se calienta, su temperatura se incrementará gradualmente hasta que el hielo comience a fundirse a 0°C . Por cada grado que se eleve la temperatura, cada gramo de hielo absorbe 0.5 cal de energía térmica; durante el proceso de fusión, la temperatura permanece constante y cada gramo de hielo absorberá 80 cal de energía térmica al formarse 1 gramo de agua.

Una vez que el hielo se funde, la temperatura comienza a elevarse otra vez con una velocidad uniforme hasta que el agua empieza a hervir a 100°C . Por cada grado que la temperatura aumenta, cada gramo absorberá una caloría de energía térmica. Durante el proceso de vaporización, la temperatura permanece constante.

Cada gramo de agua absorbe 540 calorías de energía térmica al formar un gramo de vapor de agua a 100°C . Si el vapor de agua resultante se almacena y se continúa el calentamiento hasta que toda el agua se evapore, de nuevo la temperatura comenzará a elevarse.

EJEMPLOS:

- A. Se tienen 200 gramos de agua líquida a 100°C y 1 atmósfera de presión.
¿Qué cantidad de calor es necesaria para vaporizarla?

SOLUCIÓN:

Datos: masa del agua = 200 g
Calor de vaporización del agua = 540 (Calor Latente).
Calor que se requiere para vaporizar la masa del agua (Q) = ?

$$Q = m.L$$

$$\text{Entonces: } Q = 200\text{g} * 540 \frac{\text{Cal}}{\text{g}}$$

$$\mathbf{Q = 108.000 \text{ calorías}}$$

- B. Calcular la cantidad de calor necesaria para cambiar 100 gramos de hielo a 30°C en vapor a 150°C .

SOLUCIÓN:

Para la solución del problema se requieren las siguientes etapas:

1. Etapa en la que el hielo se funde desde -30°C hasta 0°C

$$Q_1 = mc_e \Delta t \Rightarrow m = 100 \text{ g (masa de hielo)}$$

$$c_e = 0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \text{ (calor específico del hielo)}$$

$$\Delta t = t_2 - t_1 \text{ (variación de temperatura)}$$

Q = cantidad de calor

Entonces:

$$Q_1 = (100 \text{ g}) \left(0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}\right) (30^{\circ}\text{C})$$

$$\mathbf{Q = 1.500 \text{ calorías}}$$

2. Etapa para derretir el hielo en agua a 0°C .
Entonces de la tabla consultamos el calor latente de fusión del agua que es:

$$80 \frac{\text{Cal}}{\text{g}}$$

$$Q_2 = m * L \Rightarrow Q_2 = (100 \text{ g.}) \left(80 \frac{\text{Cal}}{\text{g}}\right)$$

$$\mathbf{Q_2 = 8.000 \text{ calorías}}$$

3. Etapa para calentar el agua de 0°C hasta el punto de ebullición a 100°C .

(Calor específico del agua = $1.0 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$).

$$Q_3 = mc_e \Delta t \Rightarrow Q_3 = (100 \text{ g}) \left(1.0 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}\right) (100^{\circ}\text{C})$$

$$\mathbf{Q_3 = 10.000 \text{ calorías}}$$

4. Etapa de vaporización del agua a 100°C .

$$Q_4 = mL \text{ (L = calor latente de vaporización)}$$



$$L = 540 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}})$$

$$Q_4 = (100 \text{ g}) (540 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}) = \boxed{54.000 \text{ calorías}}$$

5. Etapa para calentar el vapor desde 100°C hasta 150°C.

$$Q_5 = mc_e \Delta t \quad \text{siendo } c_e = \text{capacidad térmica del vapor } 0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}})$$

$$Q_5 = (100 \text{ g}) (0.5 \frac{\text{Cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}) (50^\circ\text{C})$$

$$\boxed{Q = 2.500 \text{ calorías}}$$

Por lo tanto la cantidad de calor requerido será.

$$Q \text{ total} = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$\boxed{Q \text{ total} = 76.000 \text{ calorías}}$$

EJERCICIO PROPUESTO

Hasta aquí venimos trabajando en subgrupo. Decidamos si la solución a los ejercicios la hacemos en subgrupo o individualmente. La decisión que se tome conlleva a asumir responsabilidades.

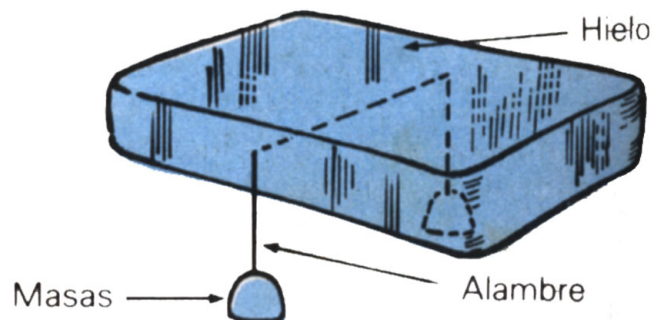
1. Una cacerola de aluminio con una masa de 250 gramos contiene 20 cm³ de agua. ¿Cuánto calor requiere para elevar la temperatura de la cacerola y del agua de 20°C hasta 100°C?
2. En un congelador de nevera se colocan 100 gramos de agua a 20°C y se obtienen cubitos de hielo a -5°C. ¿Qué cantidad de calor se le extrajo al agua?

Cambios de Estado

1. El punto de congelación de un líquido sólo se afecta por la presión a la cual está sometido. Para los líquidos que se contraen al congelarse, un aumento de presión eleva el punto de congelación. Para los líquidos que se dilatan al congelarse, un aumento de la presión baja el punto de congelación. Si se

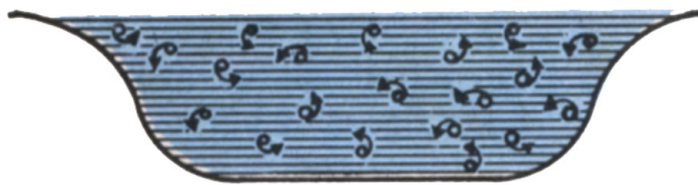
pasa por sobre un bloque de hielo un alambre, de cuyos extremos cuelgan sendas masas, el alambre atraviesa lentamente el bloque sin cortarlo, pues la gran presión bajo el alambre derrite el hielo y el agua que fluye del otro lado se congela otra vez.

El hielo se funde bajo presión permitiendo que el alambre abra por él un camino.



2. Si se deja agua en una vasija abierta, se evapora lentamente, es decir, pasa al estado gaseoso.

La evaporación del agua en un recipiente abierto se debe al movimiento rápido de sus moléculas y a su escape ocasional dentro del aire circundante.



3. El punto de rocío: cuando un vaso lleno de agua se enfría lentamente, alcanza una temperatura a la cual el agua se condensa en la superficie exterior del vidrio. Dicha temperatura se llama punto de rocío y la condensación indica que el aire se ha saturado con vapor de agua. Igual ocurre durante la noche, cuando la temperatura del aire baja a medida que la tierra se enfría.
4. La presencia de vapor de agua en el aire aumenta la presión atmosférica.
5. La ebullición de un líquido es un estado de rápida evaporación. A medida que aumenta la temperatura aumenta el grado de evaporación hasta que llega al máximo, es decir, a la temperatura del punto de ebullición.
6. Cuando las moléculas del agua se escapan por evaporación de la superficie libre de un líquido, se mezclan con las moléculas del aire que están encima. La cantidad máxima de agua que el aire puede contener en estado de vapor depende de la temperatura y poco de la presión del aire. La cantidad de vapor de agua presente en 1.0 m³ de aire, se llama humedad absoluta.



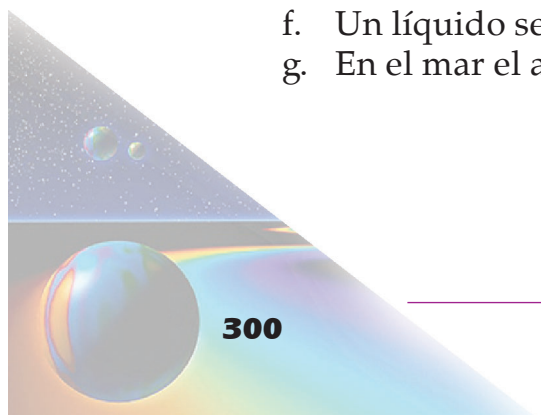
La humedad relativa se define como la relación entre la cantidad de vapor de agua realmente presente en algún volumen de aire y la cantidad requerida para saturar el mismo volumen de aire a la misma temperatura.

7. En la formación de las nubes, el aire caliente sube desde la tierra y se enfría gradualmente a medida que asciende. Si la temperatura del aire baja y es menor que el punto de rocío, hay condensación y por lo tanto se forman las nubes.
8. La niebla es una nube formada al nivel del suelo debido a la condensación del agua en forma de gotitas en el aire, un enfriamiento rápido produce niebla.
9. La neblina aparece cuando la niebla se condensa en una ciudad u otra localidad polvorienta. El agua se condensa en el polvo en partículas de hollín presentes en el aire. Cuando la condensación es muy grande, las goticas de agua de una nube por ser tan pesadas, al no sostenerse en las corrientes de aire, entonces caen en forma de lluvia.
10. Si colocamos una bola de naftalina en el interior de un armario, se puede observar que pasa al estado de vapor, sin antes pasar por el de líquido, es decir, se produce la sublimación de la naftalina. La sublimación depende de la temperatura y de la presión a la que esté sometida la sustancia.

VERIFIQUEMOS LO APRENDIDO

En forma concertada decidamos cómo resolver en el cuaderno el siguiente ejercicio (individualmente, por parejas o subgrupos).

1. Escribo al frente de cada una de las siguientes afirmaciones una «V» si es verdadera, o una «F» si es falsa y argumento por qué.
 - a. Algunos cuerpos al fundirse se contraen.
 - b. El agua al convertirse en hielo se dilata.
 - c. Los cuerpos se pueden enfriar por evaporización.
 - d. Se denomina sublimación al paso del estado líquido a gaseoso.
 - e. Se llama humedad el paso del estado líquido a gaseoso.
 - f. Un líquido se puede solidificar a la misma temperatura de fusión.
 - g. En el mar el agua es más caliente en la mañana que en la tarde.



2. Doy el nombre del cambio de estado o fase que se produce en cada uno de los fenómenos que se describen a continuación:

- a. Un pedazo de hielo se derrite al sacarlo del congelador.
- b. La ropa mojada se seca cuando se pone al sol.
- c. La superficie exterior de una botella de cerveza muy fría, se cubre de gotitas de agua en los días húmedos.

3. Defino con mis propias palabras los siguientes términos:

Calor
Temperatura
Caloría
Unidad térmica británica (B.T.U.)
Equivalente mecánico de calor
Capacidad calorífica
Calorímetro
Fusión
Punto de fusión
Calor de fusión
Vaporización
Punto de Ebullición
Calor de vaporización
Condensación
Congelación
Sublimación
Calor de combustión
Fuerzas de cohesión.

Realizado el análisis de toda la información anterior, consigno en mi cuaderno los ejemplos resueltos, como base para resolver los ejercicios propuestos, poniéndole especial atención al principio físico, la fórmula que lo representa y la unidad de medida.

AHORA EXPERIMENTEMOS

LABORATORIO

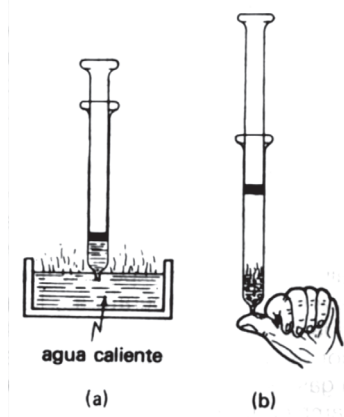
Formemos grupos de 3 ó 4 estudiantes para realizar las siguientes experiencias en el laboratorio. Cada grupo debe realizar al menos un experimento y socializarlo con los demás compañeros, para lo cual se deben tomar las siguientes decisiones:



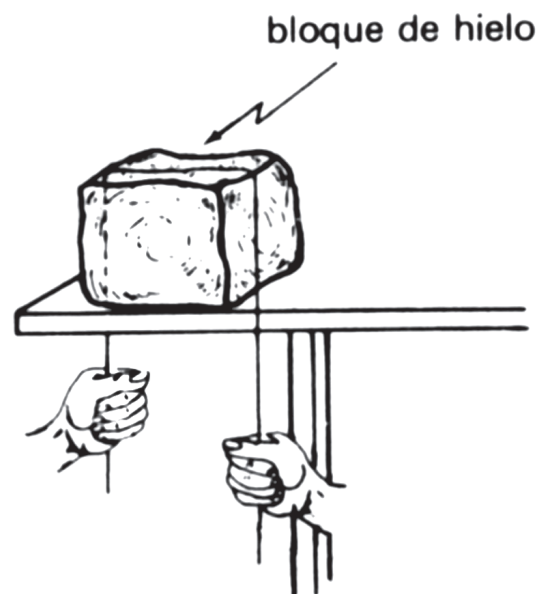
- ❖ De los experimentos planteados elegir al menos uno para desarrollarlo en subgrupo.
- ❖ En cada grupo se selecciona a los responsables de los materiales, para el experimento y el relator para la socialización.
- ❖ Terminada la experimentación se socializaran con la asesoría del profesor las preguntas planteadas en cada experiencia.
- ❖ La información socializada debe ser consignada en el cuaderno, pues, todos deben tener conocimiento de cada experimento y de los resultados obtenidos.

1. Pongan al fuego una jarra con agua. Introduzcan en el líquido un termómetro (cuya escala indique hasta 100°C) y observen su lectura conforme el agua se calienta.
 - a. Cuando el agua entra en ebullición, ¿la lectura del termómetro se estabiliza?
 - b. Aumenten la intensidad de la flama bajo el recipiente. ¿Esto provoca alguna alteración en la temperatura del agua en ebullición?
 - c. ¿Cuál es, entonces, la temperatura de la ebullición del agua en su ciudad? determinen, aproximadamente, la presión atmosférica y la altitud locales.
2. Coloquen un poco de agua en un recipiente y caliéntenlo hasta que el agua entre en ebullición. Retiren la fuente de calor y comprueben que la ebullición se interrumpe de inmediato.

Tomen una jeringa hipodérmica, y tirando del émbolo, dejen que entre a su interior un poco de esta agua caliente, como indica la figura (a) de este experimento. Tapen perfectamente el orificio de la jeringa para impedir cualquier penetración de aire (por ejemplo, presionándolo firmemente con su pulgar). En seguida tiren del émbolo hasta el extremo de la jeringa, como podemos ver en la figura (b). ¿Qué se puede concluir ahora?



3. Tomen un bloque de hielo y apóyenlo sobre una superficie horizontal. Pasen sobre él un alambre muy delgado y resistente (preferentemente de acero). Tiren firme y lentamente de los extremos del alambre, como indica la figura.



- Debido a la presión ejercida por el alambre, el hielo que está debajo se funde y permite que penetre el alambre en el bloque. ¿Por qué se funde el hielo bajo la presión del alambre?
- Comprueben que aún cuando el alambre ha penetrado en el hielo, éste no muestra ninguna hendidura; es decir, el agua resultante de la fusión vuelve a congelarse después que el alambre ha pasado. Explíqueno.
- Continuando lentamente la presión ejercida por el alambre, podrán conseguir que atraviesa totalmente el bloque sin partirlo. Traten de obtener este resultado.



APLIQUEMOS LO APRENDIDO

Con la asesoría del profesor damos solución a las siguientes situaciones. Decidan si en grupo o individualmente.

- ❖ En Cartagena el agua ebulle a 100°C y en Bogotá a 92°C , ¿a qué se debe esta diferencia?



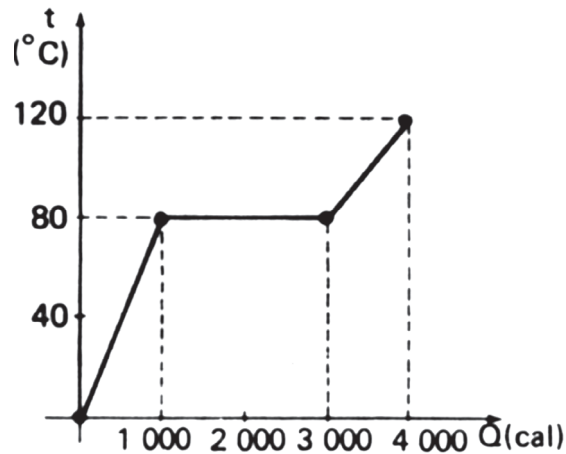
- ❖ ¿Cómo se transmite el calor desde la llama de una vela hasta el agua al interior de una olla?
- ❖ ¿Por qué se puede quemar usted más seriamente con vapor a 100°C , que con agua a 100°C ?
- ❖ Cuando la cera se solidifica, ¿absorbe o emite energía?
- ❖ Dé una explicación respecto a la utilización de una olla de presión para cocinar los alimentos. ¿Cuál es el fundamento físico?

Teniendo en cuenta el tema cambios de estado y con base en las respuestas dadas, hago una lista de por lo menos cinco recomendaciones que serán de obligatorio cumplimiento en nuestros hogares respecto a los cuidados que es necesario tener en la cocina con el uso del calor (energía térmica) y cambios de temperatura en diferentes dispositivos de uso diario; esta decisión la discuto con mi familia. Socializamos con los compañeros y el profesor para enriquecer y fortalecer el tema. Hasta donde sea posible decidimos si se justifica darla a conocer a la comunidad.

Resuelvo en mi cuaderno los problemas propuestos como aplicación a los cambios de estado de un cuerpo. Comparto la solución con mi profesor.

1. ¿Qué cantidad de calor se debe suministrar a 250 gramos de alcohol etílico para convertirlo en vapor?
2. ¿Qué cantidad de calor es necesaria para transformar en vapor a 100°C , 2 litros de agua que están a 20°C .
3. Menciona dos razones básicas por las cuales el café se enfría más rápido si lo vertemos en un plato que si lo hacemos en una taza.
4. Explica a qué se debe el hecho que en las mañanas frías los vidrios de los carros resulten empañados.
5. Después de que 12 gramos de hielo comprimido a -10°C se colocan en un vaso de aluminio de 50 gramos de un calorímetro que contiene 100 gramos de agua a 50°C , se sella el sistema y se permite que se restablezca el equilibrio térmico. ¿Cuál es la temperatura resultante?

6. ¿Cuándo un vapor se convierte en líquido, cede calor (energía) o recibe?. Explicar.
7. La figura representa la variación de la temperatura de 50 g de una sustancia, inicialmente en estado líquido y a 0°C , en función del calor que absorbe. Examine el diagrama, indique cuál de las afirmaciones siguientes es la que está equivocada.



- a. La temperatura de ebullición del líquido es 80°C .
- b. El calor específico del líquido es $0.25 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$
- c. El calor de vaporización de la sustancia es igual a 1000 cal.
- d. El calor específico de la sustancia en estado gaseoso es $0.50 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$.
- e. La sustancia absorbe 2000 cal desde el inicio de la ebullición hasta vaporizarse totalmente.
8. En días calurosos normalmente se tiene transpiración. Si el sudor se evapora, hay absorción de calor de la piel y nos sentimos mejor, a pesar de la elevada temperatura del ambiente. Con base es esta información, explique:
- a. ¿Por qué un clima caliente y seco es más agradable que uno caliente y húmedo?
- b. ¿Por qué en un día de calor se hace funcionar el ventilador en una habitación para hacer más agradable el ambiente?



ESTUDIO Y ADAPTACIÓN DE LA GUÍA

