

Establecimiento: C.E.N.S. N°174

Docente: PROF. PACHECO, MIGUEL

Año: TERCERO

Turno: NOCHE

Espacio curricular: FÍSICA

GUÍA: N° 9

Tema: CALORIMETRÍA

Contenidos: CAMBIOS DE FASE Y CALOR LATENTE

Objetivo: Conocer y aplicar los cambios de fase y calor latente para analizar situaciones científicas orientadas a la especialidad y de la vida cotidiana.

Capacidad: Valorar el enriquecimiento personal y colectivo que significa la adquisición de saberes científicos tecnológicos y la posibilidad de expresarlos sin perder su identidad personal y social.

CAMBIOS DE FASE Y CALOR LATENTE

La materia normalmente existe en una de tres fases: sólida, líquida o gaseosa (figura 11.5). Sin embargo, esta división en tres fases comunes es tan sólo aproximada porque hay otras fases, como la de plasma y la de superconductores. La fase en que una sustancia está depende de su energía interna (que se manifiesta en su temperatura) y de la presión a la que está sometida. No obstante, lo que seguramente se nos ocurre para cambiar la fase de una sustancia es agregarle o quitarle calor. En la fase sólida, las moléculas se mantienen unidas por fuerzas de atracción, o enlaces (figura 11.5a). La adición de calor incrementa el movimiento en torno a las posiciones de equilibrio de las moléculas. Si se añade bastante calor como para que las moléculas tengan la energía suficiente para romper los enlaces intermoleculares, el sólido sufre un cambio de fase y se convierte en líquido. La temperatura a la que se presenta este cambio de fase se denomina punto de fusión. La temperatura a la que un líquido se vuelve sólido se denomina punto de congelación. En general, estas temperaturas son la misma para una sustancia dada, pero quizás haya una pequeña diferencia.

En la fase líquida, las moléculas de una sustancia tienen relativa libertad de movimiento, por lo cual un líquido adquiere la forma de su recipiente (figura 11.5b).



FIGURA 11.5 Tres fases de la materia a) Las moléculas de un sólido se mantienen unidas por enlaces; esto hace que el sólido tenga forma y volumen definidos. b) Las moléculas de un líquido se pueden mover más libremente, por lo que los líquidos tienen volumen definido y adquieren la forma de su recipiente. c) Las moléculas de un gas interactúan débilmente y están separadas por distancias relativamente grandes; por ello, los gases no tienen forma ni volumen definidos, a menos que estén confinados en un recipiente.

Nota: a veces decimos que sólidos, líquido y gaseoso son los estados de la materia, en vez de las fases; sin embargo, en física el estado de un sistema tiene un significado distinto.

En ciertos líquidos, podría haber una estructura localmente ordenada, lo que da origen a cristales líquidos, como los que se utilizan en las pantallas LCD de las calculadoras y las computadoras. La adición de más calor incrementa el movimiento de las moléculas de un líquido. Cuando las moléculas tienen suficiente energía como para separarse, el líquido pasa a la fase gaseosa (o de vapor).* Este cambio podría darse lentamente, por evaporación, o rápidamente a una temperatura dada llamada punto de ebullición. La temperatura a la que un gas se condensa para convertirse en líquido se denomina punto de condensación.

Algunos sólidos, como el hielo seco (dióxido de carbono sólido), la naftalina y ciertos aromatizantes, pasan directamente de la fase sólida a la gaseosa a presión estándar. A este proceso se le llama sublimación. Al igual que la tasa de evaporación, la tasa de sublimación aumenta con la temperatura. El cambio de fase de gas a sólido se llama deposición o sedimentación. La escarcha, por ejemplo, es vapor de agua (gas) solidificado que se deposita en el césped, las ventanas de los automóviles y otros objetos. La escarcha no es rocío congelado, como algunos considerarían erróneamente.

Calor latente

En general, cuando se transfiere calor a una sustancia, la temperatura de la sustancia aumenta al incrementarse la energía cinética promedio por molécula. Sin embargo, cuando se agrega (o se extrae) calor durante un cambio de fase, la temperatura de la sustancia no cambia. Por ejemplo, si se añade calor a cierta cantidad de hielo que está a -10°C , la temperatura del hielo aumenta hasta llegar al punto de fusión (0°C). En este punto, la adición de más calor no elevará la temperatura del hielo, sino que hará que se funda, es decir, que cambie de fase. (El calor debe agregarse lentamente para que el hielo y el agua fundida permanezcan en equilibrio térmico; de otra manera, el agua helada podría calentarse arriba de los 0°C , aun cuando el hielo permaneciera a 0°C .) Sólo hasta que el hielo se ha fundido totalmente, la adición de más calor hará que aumente la temperatura del agua. Se presenta una situación similar durante el cambio de fase de líquido a gas en el punto de ebullición. La adición de más calor a agua en ebullición únicamente causa más vaporización. Sólo aumentará la temperatura después de que el agua se haya evaporado totalmente, y se producirá vapor de agua sobrecalentado.

Durante un cambio de fase, el calor se utiliza en romper enlaces y separa moléculas (acrecentando así sus energías potenciales, más que cinéticas), y no en aumentar la temperatura. El calor que interviene en un cambio de fase se denomina calor latente (L), y se define como la magnitud del calor requerido por unidad de masa para inducir un cambio de fase:

$$L = \frac{|Q|}{m} \text{ calor latente}$$

donde m es la masa de la sustancia. El calor latente tiene unidades de joules sobre kilogramo (J/kg) en el SI, o kilocalorías sobre kilogramo (kcal/kg).

El calor latente para un cambio de fase de sólido a líquido se denomina calor latente de fusión (L_f); y el de un cambio de fase de líquido a gas se conoce como calor latente de vaporización (L_v). Es común llamar a estas cantidades simplemente calor de fusión y calor de vaporización. En la tabla 11.2 se presentan los calores latentes de algunas sustancias, junto con sus puntos de fusión y de ebullición. (El calor latente para el cambio de fase de sólido a gas, menos común, se denomina calor latente de sublimación, (L_s .) Como esperaríamos, el calor latente (en joules por kilogramo) es la

cantidad de energía por kilogramo que se cede cuando el cambio de fase ocurre en la dirección opuesta, de líquido a sólido o de gas a líquido. Obtenemos una forma más útil de la ecuación 11.3 si despejamos Q e incluimos un signo más/menos para las dos posibles direcciones de flujo del calor:

$$Q = \pm mL \quad (\text{signos con calor latente})$$

Esta ecuación resulta más práctica para resolver problemas, ya que en los problemas de calorimetría, por lo general nos interesa aplicar la conservación de la energía en la forma $\sum Q_i = 0$. Expresamos de manera explícita el signo (\pm) porque puede fluir calor hacia () o desde (+) el objeto o sistema de interés.

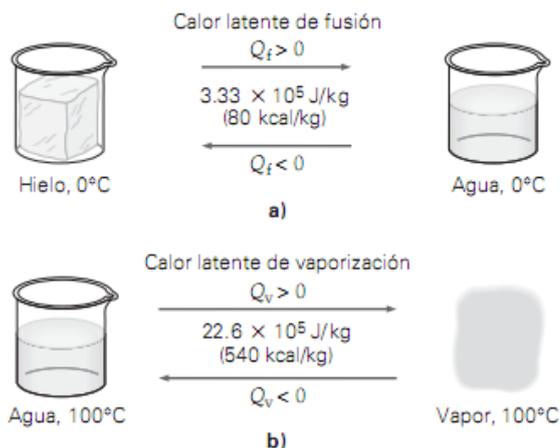
Al resolver problemas de calorimetría con cambios de fase, es muy importante usar el signo correcto, de acuerdo con nuestras convenciones de signo (figura 11.6). Por ejemplo, si se está condensando agua, de vapor a gotitas, el agua está perdiendo calor, así que el signo empleado debe ser menos.

TABLA 11.2 Temperatura de cambios de fase y calores latentes para diversas sustancias (a 1 atm)

Sustancia	Punto de fusión	L_f		Punto de ebullición	L_v	
		J/kg	kcal/kg		J/kg	kcal/kg
Alcohol etílico	-114°C	1.0×10^5	25	78°C	8.5×10^5	204
Oro	1063°C	0.645×10^5	15.4	2660°C	15.8×10^5	377
Helio [†]	—	—	—	-269°C	0.21×10^5	5
Plomo	328°C	0.25×10^5	5.9	1744°C	8.67×10^5	207
Mercurio	-39°C	0.12×10^5	2.8	357°C	2.7×10^5	65
Nitrógeno	-210°C	0.26×10^5	6.1	-196°C	2.0×10^5	48
Oxígeno	-219°C	0.14×10^5	3.3	-183°C	2.1×10^5	51
Tungsteno	3410°C	1.8×10^5	44	5900°C	48.2×10^5	1150
Agua	0°C	3.33×10^5	80	100°C	22.6×10^5	540

[†] No es sólido a 1 atm de presión; el punto de fusión es de -272°C a 26 atm.

► **FIGURA 11.6 Cambios de fase y calores latentes** a) A 0°C , deben agregarse $3.33 \times 10^5 \text{ J}$ a 1 kg de hielo o eliminarse de 1 kg de agua líquida para cambiar su fase. b) A 100°C , deben agregarse $22.6 \times 10^5 \text{ J}$ a 1 kg de agua líquida o eliminarse de 1 kg de vapor para cambiar su fase.



ACTIVIDADES

1. Leer atentamente el documento y realizar un resumen del mismo.
2. Buscar y copiar el esquema clásico de cambio de fases o estados de la materia.
3. Realizar un dibujo del ciclo del agua y remarcar o resaltar los cambios de fase.
4. Buscar información de la importancia del calor latente en los cambios de fase y mencionar ejemplos.

Para cualquier consulta y enviar las guías para ver si están bien comunicarse a:

mipacheco@sanjuan.edu.ar

Bibliografía:

FISICA CONCEPTUAL DE PAUL G, HEWIT, EDITORIAL PEARSON

FÍSICA. SEXTA EDICIÓN. Jerry D. Wilson. *Lander University Greenwood, SC.*
 PEARSON EDUCACIÓN, México, 2007

Directivo a cargo de la institución: Lic. Moreno Gabriela