

Cambios de estado y calorimetría



A diario, vemos transformaciones de distintas sustancias, principalmente agua, entre sus distintas fases: sólido, líquido y gas. Calor y temperatura son términos relacionados, así sabemos que la temperatura permanece constante durante los cambios de estado, aunque se esté absorbiendo o cediendo calor. De la misma forma, cuando tenemos una sustancia en un estado de la materia y aplicamos calor, su temperatura aumenta siempre que no se produzca un cambio de estado.

El comportamiento de las sustancias al aplicarles calor es diferente según sea la sustancia, no es lo mismo tener agua que alcohol evaporándose, la velocidad de evaporación será distinta, esto depende del calor específico de la sustancia, es decir, de la capacidad que tenga para absorber calor. Además, los gases tendrán comportamientos distintos si se llevan a cabo transformaciones manteniendo constantes algunas de sus condiciones: presión, temperatura o volumen.

2

Contenidos

- 2.1. Concepto de sustancia pura
- 2.2. Procesos de cambio de estado
- 2.3. Líquido subenfriado y líquido saturado
- 2.4. Vapor sobrecalentado y vapor saturado
- 2.5. Calor latente y calor sensible
- 2.6. Diagramas de propiedades
- 2.7. Leyes de los gases
- 2.8. Calor específico
- Resumen
- Actividades finales

Objetivos

- Conocer los distintos cambios de estado de la materia.
- Distinguir líquido subenfriado y líquido saturado.
- Distinguir vapor sobrecalentado y vapor saturado.
- Diferenciar calor latente y sensible.
- Aplicar las ecuaciones de gases.
- Aplicar calor específico para la resolución de problemas.

2.1. Concepto de sustancia pura

La **sustancia pura** es aquella que tiene una composición química que no varía, es decir, siempre es la misma. Una sustancia pura puede ser:

- **Un elemento químico**, como, por ejemplo: el nitrógeno, el hidrógeno, etc.
- **Un compuesto químico**, por ejemplo: el agua, el dióxido de carbono, etc.
- **Una mezcla de varios elementos o compuestos químicos**. Un ejemplo es el aire, que está compuesto por varios gases distintos [nitrógeno (78 %), oxígeno (21 %), vapor de agua (variable entre el 0 y el 7 %), ozono, dióxido de carbono, hidrógeno y algunos gases nobles como el criptón o el argón, (es decir, un 1 % de otras sustancias)], pero su composición química no varía. Una mezcla homogénea en la que no podemos identificar los componentes a simple vista se considera como sustancia pura, pero no las heterogéneas o no uniformes.

Una mezcla de varios estados de una sustancia pura sigue siendo una sustancia pura. Así pues, si mezclamos agua en estado líquido y en estado sólido, sigue siendo una sustancia pura.

2.1.1. Estados de la materia

Las sustancias puras pueden encontrarse en distintos estados de agregación:

- **Estado sólido**. Las atracciones intermoleculares son grandes y las moléculas que forman la materia ocupan posiciones fijas formando una estructura tridimensional. Los espacios intermoleculares son pequeños, por ello, las fuerzas de enlace son grandes.



Figura 2.1. Fases o estados de agregación de la materia

- **Estado líquido**. Las partículas no pueden mantener las posiciones fijas que tienen en estado sólido y se mueven. Aunque su volumen no varía, su forma sí porque no mantienen una posición fija, lo que les permite fluir, es decir, desplazarse.
- **Estado gaseoso**. Las moléculas se mueven continuamente al azar, chocando con las otras moléculas y con las paredes del recipiente que las contiene. Al igual que los líquidos, los gases pueden fluir porque sus moléculas no ocupan una posición fija. Es por esto que a los líquidos y a los gases también se los denomina *fluidos*.

2.2. Procesos de cambio de estado

Hay muchas situaciones en las que podemos encontrar sustancias en distintos estados. Así, por ejemplo, cuando queremos tener cubitos de hielo, metemos el agua en estado líquido en el congelador y la sacamos en estado sólido o en las máquinas frigoríficas donde el fluido que contienen las tuberías (refrigerante) va cambiando de estado líquido a gaseoso, y viceversa.

Cuando una sustancia cambia de estado, su estructura interna no cambia. Para ver los distintos cambios de estado, utilizaremos el agua, que es nuestro ejemplo más cercano.

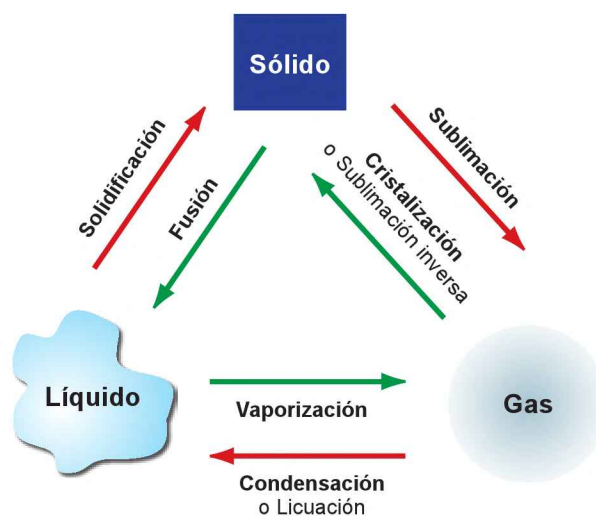


Figura 2.2. Procesos de cambio de estado

Si transmitimos calor al hielo (agua en estado sólido), aumenta su temperatura hasta llegar a 0 °C a 1 atm de presión (presión normal o atmosférica). A esta temperatura, tenemos el punto de fusión del agua. Cada sustancia posee un punto de fusión distinto. Durante el proceso de **fusión**, aunque se continúa añadiendo calor, la temperatura perma-

nece constante a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta que se funde todo el hielo si la presión se mantiene constante también. El cambio de estado inverso recibe el nombre de *solidificación* y la cantidad de calor que hay que aplicar para el cambio de estado será el mismo que para el proceso de *fusión*.

Cuando aplicamos calor al agua en estado líquido, su temperatura aumentará hasta llegar a la temperatura de evaporación, que son los $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ a 1 atm de presión. En ese momento, el agua comienza a evaporarse en la superficie del líquido y la temperatura se mantendrá constante hasta que la última gota de líquido se haya evaporado si la presión se mantiene también constante. Cuando la vaporización tiene lugar solo en la superficie, se denomina *evaporización* y, si tiene lugar en toda la masa de líquido formándose burbujas de vapor en su interior, se denomina *ebullición*. El cambio inverso a la evaporación recibe el nombre de *condensación* o *licuación*.

El cambio de estado de sólido a gas sin pasar por estado líquido se llama *sublimación*. Un ejemplo de sublimación se produce cuando abres la puerta de un frigorífico y sale vapor, esto se debe a que el hielo se comprime y, al abrir la puerta, sale en forma de vapor. El cambio inverso de gas a sólido recibe el nombre de *sublimación inversa* o *cristalización*.

■ SABÍAS QUE...

Aunque el agua hierve a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ si la presión es de 1 atm , el punto de ebullición varía. Por ejemplo, a bajas presiones, el agua hierve a una temperatura que es inferior a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. En la cumbre del Mont Blanc, a unos 4.800 m sobre el nivel del mar, donde la presión atmosférica media es de $0,55\text{ atm}$, el agua hierve a unos $84\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Con presiones superiores a 1 atm , el agua hierve a más de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, por ejemplo, en las calderas de vapor a alta presión, el agua hierve a $200\text{ }^{\circ}\text{C}$.

■ 2.3. Líquido subenfriado y líquido saturado

Cuando tenemos agua en estado líquido a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a 1 atm de presión, tenemos agua en estado **líquido subenfriado** o también llamado *líquido comprimido*. Cuando decimos que es líquido subenfriado, nos referimos a que no está a punto de evaporarse, ya que está muy lejos de los $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ a 1 atm de presión, que es cuando se produce la evaporación.

Cuando tenemos agua en estado líquido a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atm de presión, decimos que el agua está en estado de **líquido saturado**. Esto quiere decir que está a punto de evaporarse y que, en el momento en el que se trasfiera calor a la masa de agua, esta se evaporará.

■ 2.4. Vapor sobrecalentado y vapor saturado

Si tenemos una masa de vapor de agua que acaba de evaporarse y esta a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, en el momento en el que ceda algo de calor, comenzará el cambio de estado y, por tanto, aparecerán gotas de agua. Decimos que tenemos **vapor saturado** cuando tenemos vapor a punto de condensarse, es decir, a punto de pasar a estado líquido.

La sustancia que está cambiando de estado de líquido a vapor recibe el nombre de *mezcla saturada de líquido-vapor*.

Cuando tenemos vapor de agua a $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atm de presión, tenemos agua en estado **vapor sobrecalentado**. Esto quiere decir no está a punto de condensarse, pues tendría que ceder mucho calor para llegar a tener una temperatura de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ para que pudiera producirse el cambio de estado y que el vapor pasará a estado líquido.

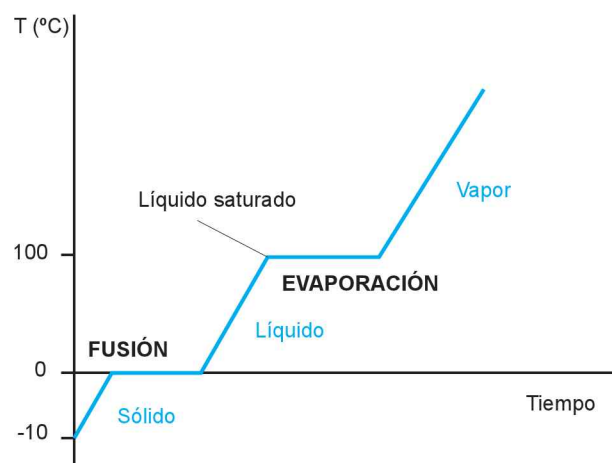


Figura 2.3. Proceso exotérmico. Gráfica de cambio de estado fusión y evaporación para el agua

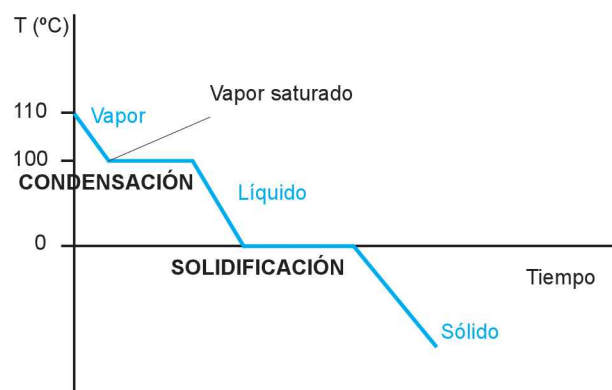


Figura 2.4. Proceso endotérmico. Gráfica cambio de estado condensación y solidificación para el agua

La temperatura a la que una sustancia empieza a hervir manteniendo constante la presión se llama *temperatura de saturación*. Así, por ejemplo, a 1 atm de presión la temperatura de saturación del agua es de 100 °C.

La presión a la que una sustancia empieza a hervir manteniendo constante la temperatura se llama *presión de saturación*. De la misma manera que en el caso anterior, a 100 °C, la presión de saturación del agua es 1 atm.

Los valores de temperatura de saturación y de presión de saturación son característicos de cada sustancia y se recogen en curvas de saturación (T-P) de cada sustancia.

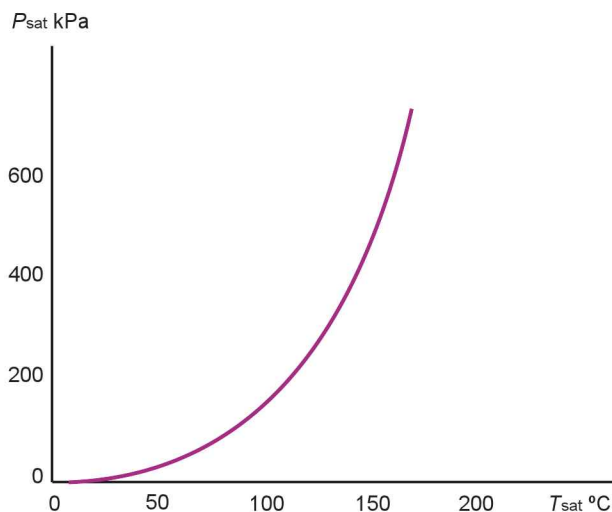


Figura 2.5. Curva de saturación del agua (T-P)

Un ejemplo en el que podemos ver con claridad cómo afecta esta relación entre presión y temperatura es en las ollas a presión en las que cocinamos. Puesto que, al aumentar la presión, aumenta la temperatura a la que hierve el agua. Así pues, necesitaremos menor tiempo y menos calor para cocinar porque el agua hierve a temperaturas más altas.

También podemos ver cómo la presión varía con la altura. Cuanto más alto estemos, menor será la presión y, por tanto, menor la temperatura necesaria para que el agua hierva. Por tanto, si cocinamos algo en lo alto de una montaña, tardará más tiempo en cocinarse porque la temperatura a la que hierve el agua será menor.

SABÍAS QUE...

Un **proceso exotérmico** es aquel en el que se libera energía y un **proceso endotérmico** es aquel en el que se absorbe energía.

Actividad resuelta

2.1. Explica los siguientes casos:

- ¿Por qué un vaso que contiene cubitos de hielo y agua se humedece por el exterior?
- ¿Por qué el aire suele ser más seco en verano que en invierno? ¿Por qué se dice que la calefacción reseca el ambiente?
- ¿Por qué el vapor de agua a 100 °C produce quemaduras mucho más graves que si es agua en estado líquido a 100 °C?

Solución:

- El agua fría refresca el vaso y, al descender la temperatura, el vapor de agua que hay en el ambiente puede llegar a condensarse y a humedecer el vaso por el exterior.
- El aire está más *seco* cuando la cantidad de vapor de agua que contiene es menor. Cuando aumenta la temperatura del aire, también aumenta la presión del vapor de agua, por lo tanto, el aire se hace más *seco*.
- Porque, además de la temperatura, para que el agua llegue a los 100 °C, se cede el calor del cambio de estado, es decir, el calor de evaporación.

Actividad propuesta

2.1. Explica si, en el monte Everest, el agua hervirá a una temperatura superior o inferior a la normal.

2.5. Calor latente y calor sensible

La cantidad de energía absorbida o cedida durante un proceso de cambio de estado se denomina *calor latente* al no provocar un aumento de la temperatura en la sustancia.

La cantidad de energía absorbida durante el proceso de fusión se llama *calor latente de fusión* y es igual a la energía cedida durante la solidificación. La cantidad de energía absorbida durante el proceso de evaporización se denomina *calor latente de vaporización* y es igual a la cantidad de energía cedida durante el proceso condensación.

En cambio, la energía aportada para conseguir un aumento de la temperatura es lo que se denomina *calor sensible*. Este no provoca cambio de estado.

No todas las sustancias tienen el mismo calor latente, cada sustancia tiene unos calores latentes de fusión y vaporización distintos. Por ejemplo, el agua tiene un calor de vaporización alto ya que es necesario aportar mucha energía para romper los enlaces de hidrógeno, llamados puentes de hidrógeno.

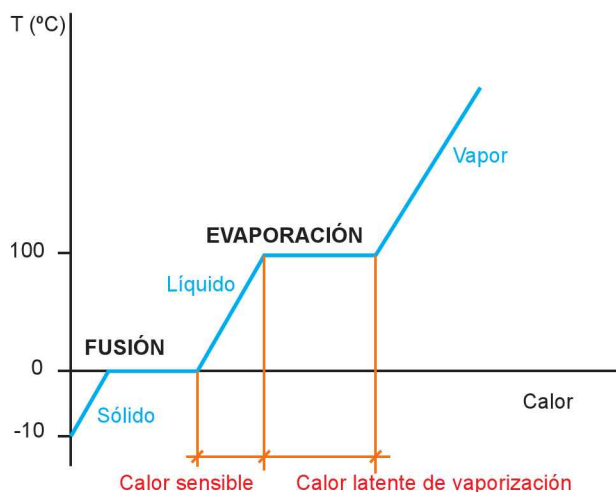


Figura 2.6. Gráfico de tramos de calor sensible y latente

2.6. Diagramas de propiedades

Existen múltiples diagramas para recoger las propiedades termodinámicas de las sustancias, como son:

- Diagrama temperatura-volumen específico (presión constante).
- Diagrama presión-volumen específico (temperatura constante).

- Diagrama presión-temperatura (volumen específico constante).
- Diagrama temperatura-entropía.
- Diagrama presión-entropía.

Vamos a centrar el estudio en el **diagrama presión-entalpía (p-h)** o también llamado **diagrama de Mollier**, cuya principal aplicación es para los ciclos de refrigeración que emplean las máquinas térmicas.

En el eje vertical, tenemos la escala de presiones. Normalmente, sus unidades serán MPa o bar. En el eje horizontal, tendremos la escala de la entalpía. Normalmente, sus unidades serán kJ/kg.

Como podemos comprobar, vemos dos líneas que separan las distintas zonas del diagrama:

- **Línea de líquido saturado.** En todos los puntos de la línea, el fluido se encuentra al 100 % en estado líquido, pero está a punto de comenzar el cambio de estado.
- **Línea de vapor saturado.** En todos los puntos de la línea, el fluido se encuentra al 100 % en estado de vapor, pero está a punto de comenzar el cambio de estado.

Vamos a describir las zonas en las que podemos dividir el diagrama:

- **Zona de líquido subenfriado.** Es la zona a la izquierda de la línea de líquido saturado.

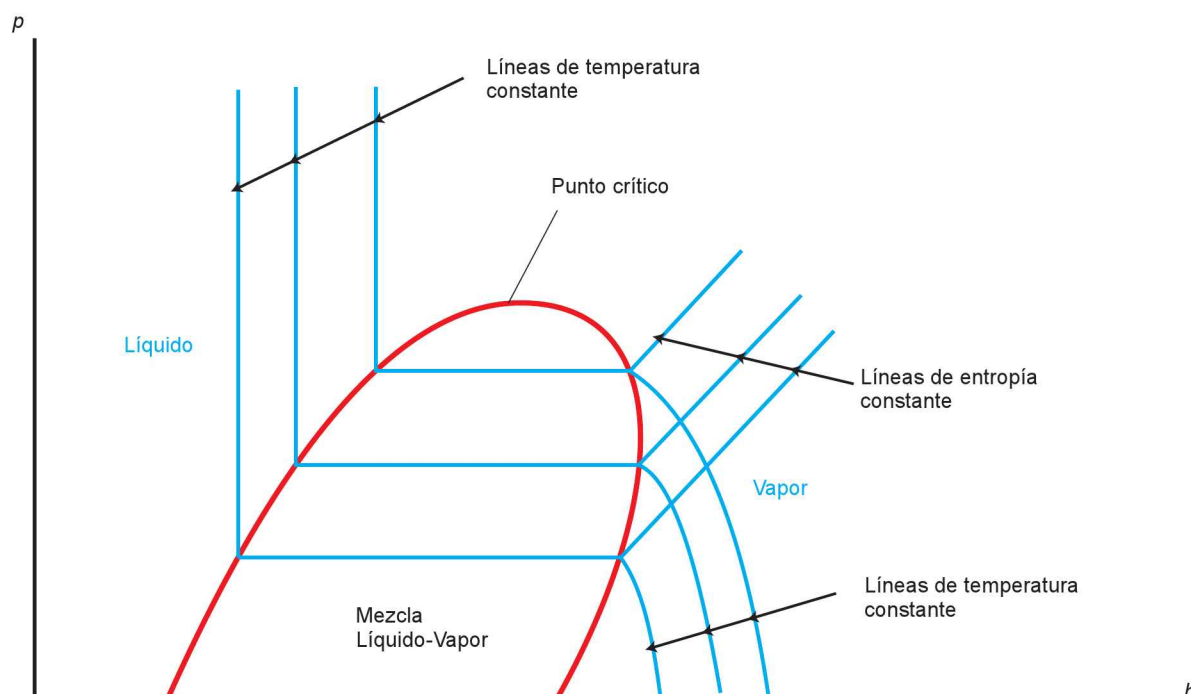


Figura 2.7. Diagrama presión-entalpía (p-h)

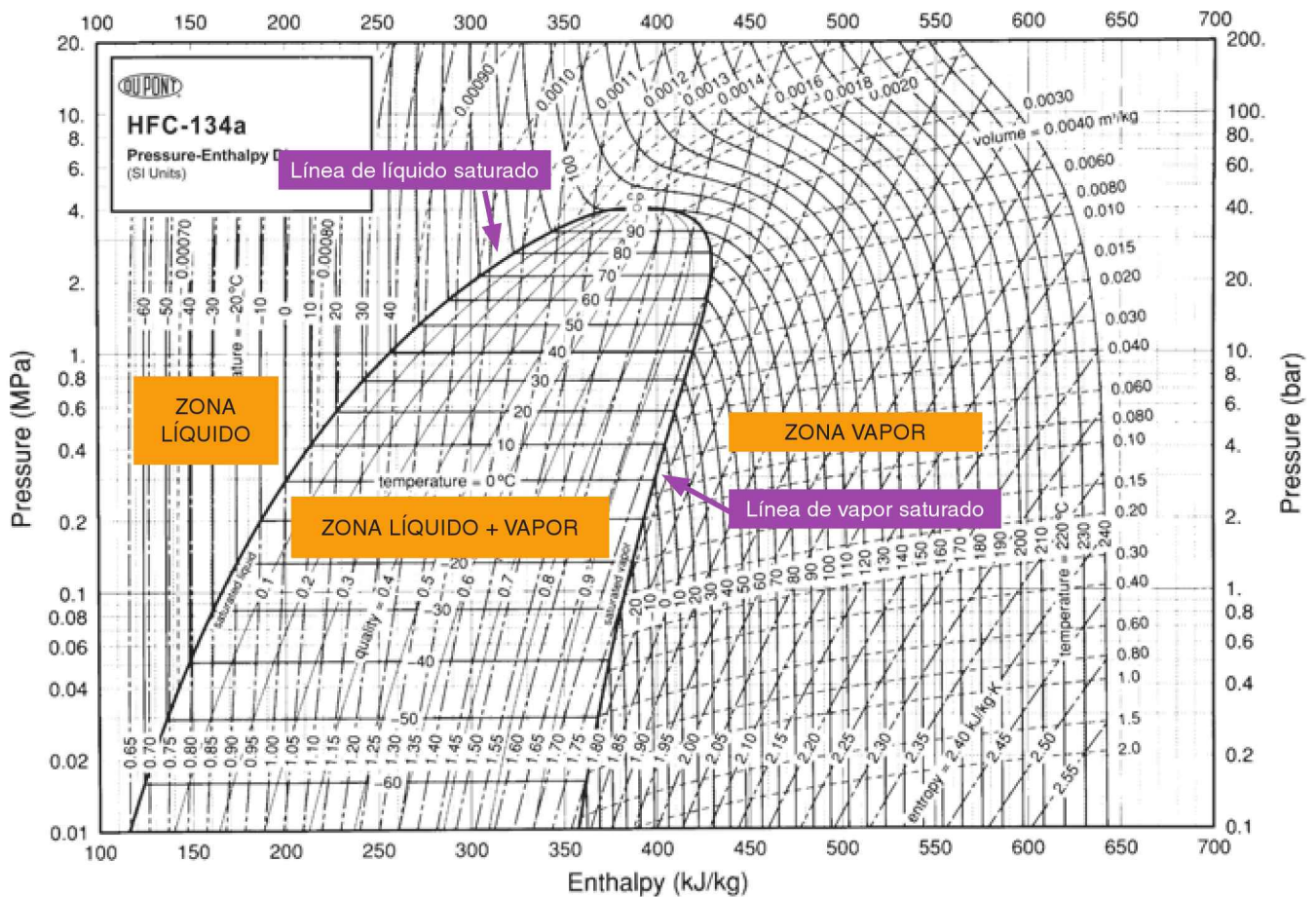


Figura 2.8. Zonas del diagrama presión-entalpía (p-h) (cortesía de Dupont)

- **Zona de vapor sobrecalentado.** Es la zona a la derecha de la línea de vapor saturado.
- **Zona de mezcla de líquido-vapor.** Es la región que queda encerrada entre la línea de líquido saturado y la línea de vapor sobrecalentado.

El **punto crítico** es el punto en el que se unen las líneas de vapor saturado y de líquido saturado. La temperatura, la presión y el volumen específico de una sustancia en el punto crítico se denominan, respectivamente, *temperatura crítica* T_{cr} , *presión crítica* P_{cr} y *volumen específico crítico* V_{cr} . A presiones mayores de la presión crítica, no es posible el cambio de estado de vapor a líquido (se considera estado de vapor).

Además de las líneas descritas, existen otras que son las siguientes:

- **Líneas de temperaturas.** Su unidad suele ser °C.
- **Líneas de presiones.** Son líneas horizontales, su escala está en el eje de ordenadas. Su unidad suele ser MPa o bar.
- **Líneas de entalpías.** Son líneas verticales, su escala está en el eje de abscisas. Su unidad suele ser kJ/kg.
- **Líneas de volúmenes específicos.** Su valor va aumentando a medida que vamos hacia abajo. Su unidad suele ser dm^3/kg o m^3/kg .
- **Líneas de entropía.** Suelen expresarse en $\text{kcal}/\text{kg} \text{ } ^\circ\text{C}$.
- **Líneas de calidad de la mezcla.** Están en la zona de mezcla de líquido-vapor. Nos indican el porcentaje de sustancia que se encuentra en estado de vapor. Cuanto más nos acerquemos a la línea de líquido saturado, su valor será más pequeño ya que tendremos menor porcentaje de sustancia en estado de vapor. Por ejemplo, en la línea de 0,2, nos indica que tenemos un 20 % de vapor y un 80 % de líquido.

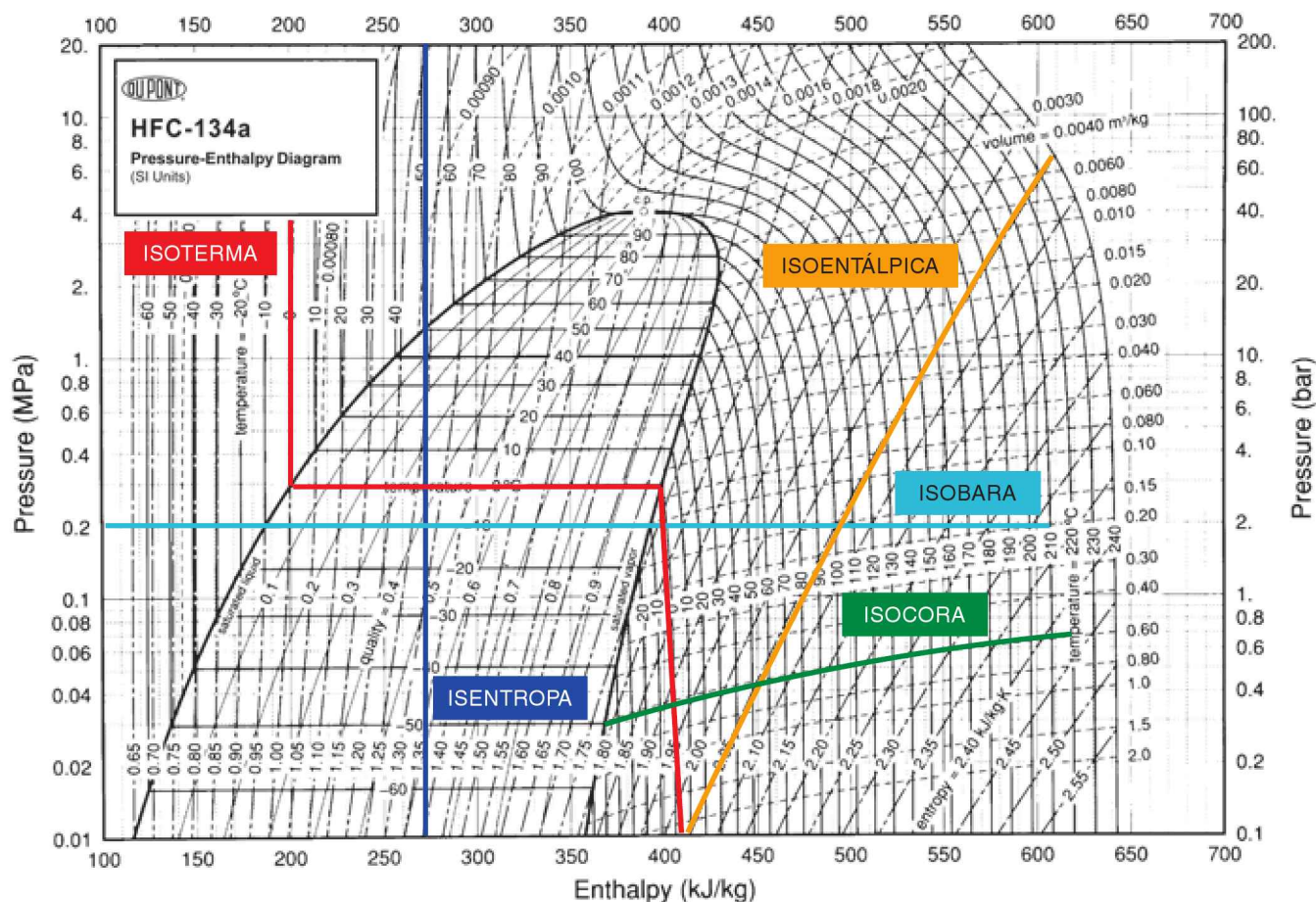


Figura 2.9. Líneas del diagrama presión-entalpía (cortesía de Dupont)

SABÍAS QUE...

La **entalpía** (h) es la cantidad de energía absorbida o cedida por un sistema termodinámico y la **entropía** (S) es la energía que no puede utilizarse para producir trabajo. En un proceso termodinámico reversible e isotérmico, el cambio de entropía es igual al calor intercambiado entre el sistema y el medio dividido por su temperatura absoluta.

$$\Delta S = \Delta Q/T$$

el producto de la presión y del volumen se mantiene también constante. Se tratará de un proceso isotérmico porque se produce a temperatura constante.

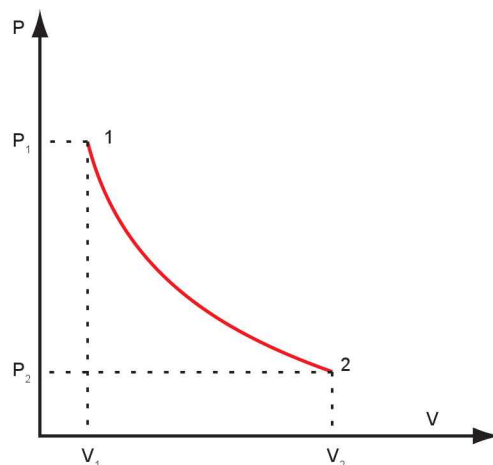


Figura 2.10. Ley de Boyle-Mariotte

2.7. Leyes de los gases

Para relacionar las propiedades características de los gases (presión, temperatura, volumen, entalpía y energía interna), se utilizan tres leyes fundamentales:

1. **Ley de Boyle-Mariotte.** Nos dice que, para una cierta cantidad de gas, manteniendo constante la temperatura,

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \quad (T \text{ constante})$$

Siendo P_1 la presión inicial, V_1 el volumen inicial, P_2 la presión final y V_2 el volumen final.

- 2. Ley de Gay-Lussac.** Nos dice que, manteniendo constante el volumen de una cierta cantidad de gas, el cociente entre presión y temperatura (en kelvin) se mantiene constante. Se trata de un proceso isobárico porque se produce a un volumen perseverante.

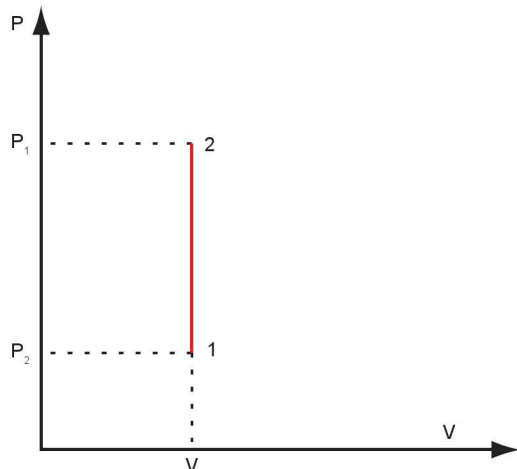


Figura 2.11. Ley de Gay-Lussac

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 \quad (V \text{ constante})$$

Siendo P_1 la presión inicial, T_1 la temperatura inicial, P_2 la presión final y T_2 la temperatura final.

- 3. Ley de Charles.** Nos dice que, manteniendo constante la presión de una cierta cantidad de gas, el cociente entre volumen y temperatura permanece también constante. Se trata de un proceso isocórico o isométrico porque se produce a una presión perseverante.

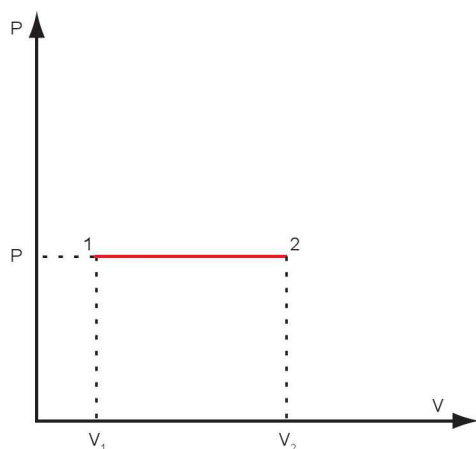


Figura 2.12. Ley de Charles

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \quad (P \text{ constante})$$

Siendo V_1 el volumen inicial, T_1 la temperatura inicial, V_2 el volumen final y T_2 la temperatura final.

Estas tres ecuaciones pueden resumirse en una: **la ecuación de los gases ideales o perfectos.**

$$P_1 \times V_1/T_1 = P_2 \times V_2/T_2$$

Siendo P_1 la presión inicial, V_1 el volumen inicial, T_1 la temperatura inicial, P_2 la presión final, V_2 el volumen final y T_2 la temperatura final.

Pero **¿qué es un gas ideal o perfecto?** Podemos tener varias respuestas a esta pregunta:

- Es un gas formado por partículas sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos (conservación de momento y de energía cinética).
- Es un gas que cumple las leyes de Mariotte, Gay-Lussac y de Charles.
- Es un gas ideal porque no existe ningún gas que cumpla estas condiciones, pero sí los hay que se aproximan mucho. En condiciones normales de presión y de temperatura, la mayoría de los gases reales se comportan como un gas ideal. El aire, nitrógeno, oxígeno, hidrógeno, gases nobles, y algunos gases pesados como el dióxido de carbono pueden ser tratados como gases ideales con un error despreciable (menos del 1 %).

Otra de las preguntas que cabe realizarse es **¿qué aplicación tendrá para las instalaciones térmicas?** La respuesta es que el vapor de agua en el aire de instalaciones de aire acondicionado puede tratarse como un gas ideal porque la presión del vapor de agua es muy baja. El que no debe tratarse como un gas ideal es el vapor de refrigerante en las máquinas frigoríficas, en este caso, se utilizarán diagramas y tablas.

La ley de los gases ideales o perfectos también puede utilizarse para **mezclas de gases** siempre que cada uno de esos gases se comporte como un gas ideal. La presión de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases si solo uno ocupase todo el volumen de la mezcla y a la misma temperatura. Esta ley se denomina **ley de Dalton de las presiones parciales.**

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

SABÍAS QUE...

Las palabras gas y vapor a menudo se utilizan indistintamente, pero sí existe diferencia entre ellas. Hablamos de **gas** cuando su temperatura está por encima de la temperatura crítica y hablamos de **vapor** cuando estamos por debajo de la temperatura crítica, es decir, más próximos a la condensación y, por tanto, la densidad será alta.

Actividad resuelta

2.2. Cierta volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25 °C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

Solución:

Primero, expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273,15) = 298,15 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación $P_1/T_1 = P_2/T_2$:

$$970 \text{ mmHg}/298,15 \text{ K} = 760 \text{ mmHg}/T_2$$

Si se despeja T_2 , la nueva temperatura es de 233,5 K o de -39,5 °C.

2.8. Calor específico

No todas las sustancias aumentan su temperatura de igual modo al recibir la misma cantidad de calor, por lo tanto, diremos que cada sustancia tiene un calor específico. Por ejemplo, si calentamos la misma masa de agua y de alcohol en dos recipientes, cuando lleguemos a 78 °C, el alcohol empezará a hervir, pero el agua no hervirá hasta llegar a 100 °C. Diremos que el alcohol es más fácil de calentar (y enfriar) que el agua, debido a que tiene menor calor específico.

El **calor específico (Ce)** de una sustancia es la energía necesaria para aumentar en 1 °C la temperatura de 1 kg de una masa de esa sustancia.

$$Ce = Q/(M \times \Delta T)$$

Donde Ce es el calor específico de una sustancia (kJ/kg, K, kJ/kg °C o kcal/kg °C), Q es la cantidad de calor cedido o absorbido (kcal o kJ), M es la masa de la sustancia (kg) y ΔT es el incremento de temperatura que experimenta la sustancia (°C).

2.8.1. Calor específico a presión constante y calor específico a volumen constante

El **calor específico a presión constante (Cep)** es la energía necesaria para aumentar la temperatura de 1 kg de masa de una sustancia en 1 °C cuando la presión se mantiene constante.

El **calor específico a volumen constante (Cev)** es la energía necesaria para aumentar la temperatura de 1 kg de masa de una sustancia en 1 °C cuando el volumen se mantiene constante.

SABÍAS QUE...

En 1761, Joseph Black, investigador centrado en el campo de la termodinámica, se dio cuenta de que, al aplicar calor al hielo, no lo convertía en líquido inmediatamente, sino que el hielo absorbía cierta cantidad de calor sin aumentar su temperatura. A él le debemos conceptos como el *calor específico* y el *calor latente de cambio de estado*.

El cociente entre los calores específicos a presión constante y a volumen constante para una misma sustancia se denomina *coeficiente adiabático* (γ).

$$\gamma = C_{ep}/C_{ev}$$

En una compresión adiabática se cumple:

$$P_1 \times V_1^\gamma = P_2 \times V_2^\gamma$$

En sustancias incompresibles (la mayoría de los sólidos y de los líquidos), el calor específico a volumen constante y a presión constante tiene el mismo valor, por lo tanto, el coeficiente adiabático toma valor unitario ($\gamma = 1$).

El valor del **calor específico del agua** se considera constante [1 cal/(g × K)] ya que, aunque se varíe la temperatura, su valor no varía más del 1 %. Así pues, se toma como valor el calor específico a 15 °C, que es 1 cal/(g × K).

SABÍAS QUE...

El calor específico de muchos cuerpos puede medirse con un **calorímetro**. Se trata de un termo con un termómetro.



Actividad resuelta

2.3. Una sustancia de masa 697 g y de calor específico de 0,1 cal/g °C está a la temperatura de 8 °C. ¿Qué calor tendrá que absorber o emitir para pasar a la temperatura de 35 °C?

Solución:

El calor viene dado por $Q = M \times Ce \times \Delta T$. Sustituyendo los valores, tenemos:

$$Q = 697 \times 0,1 \times (35 - 8) = 1.881,9 \text{ cal}$$

Como el calor tiene signo positivo, quiere decir que el calor es absorbido.

Actividad resuelta

2.4. Un sólido de 1.200 g de masa y de 0,1 cal/g °C de calor específico se calienta desde los 38 °C hasta que se funde totalmente a la temperatura de 89 °C. Si su calor de fusión es 82 cal/g, ¿cuánto calor ha tenido que absorber?

Solución:

Para alcanzar la temperatura de fusión, ha necesitado:

$$Q_1 = 1.200 \times 0,1 \times (89 - 38) = 6.120 \text{ cal}$$

Para fundirse, necesitará:

$$Q_2 = 1.200 \times 82 = 98.400 \text{ cal}$$

Así que, en total, ha absorbido:

$$Q_{\text{total}} = Q_1 + Q_2 = 104.520 \text{ cal}$$

Actividad resuelta

2.5. Determina el calor que tienen que absorber 20 g de hielo a -5 °C para transformarse en vapor a 100 °C. Datos:

- Calor específico del hielo = 2.090 J/(kg K).
- Calor de fusión del hielo = 334.000 J/kg.
- Calor específico del agua = 4.180 J/(kg K).
- Calor de evaporación del agua = 2.260.000 J/kg.

Solución:

- Se calcula el calor sensible necesario para llegar la temperatura de fusión del agua.

$$Q_1 = M \times Ce_{\text{hielo}} \times \Delta T = 0,02 \times 2.090 \times [0 - (-5)] = 209 \text{ J}$$

- Se calcula el calor latente del cambio de estado de hielo a agua (fusión).

$$Q_2 = M \times q_{\text{fusión}} = 0,02 \times 334.000 = 6.680 \text{ J}$$

- Se calcula el calor sensible necesario para llegar al punto de ebullición.

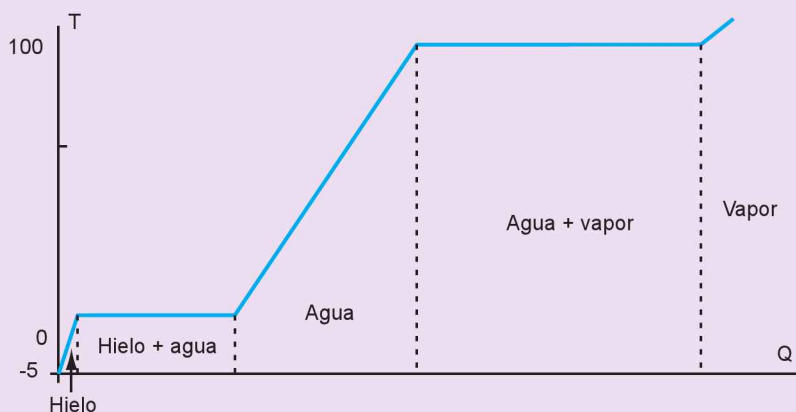
$$Q_3 = M \times Ce_{\text{agua}} \times \Delta T = 0,02 \times 4.180 \times (100 - 0) = 836.000 \text{ J}$$

- Se calcula el calor latente de cambio de estado de agua a vapor (evaporación).

$$Q_4 = 0,02 \times 2.260.000 = 45.200 \text{ J}$$

- Finalmente, se suman todos los valores resultantes para obtener la energía que hay que aplicar para que 20 g de hielo cambie a vapor saturado.

$$Q_{\text{total}} = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 = 888.089 \text{ J}$$



Actividad propuesta

- 2.2.** Supongamos que tenemos un calorímetro con el que queremos medir el calor específico de una sustancia. Para ello, introducimos en su interior 100 g de la sustancia a una temperatura de 28 °C y, cuando se absorben 2.000 cal, la sustancia alcanza 42 °C. Determina el calor específico medido para esa sustancia.

Actividad propuesta

- 2.3.** Calcula la cantidad de calor que hay que ceder para convertir 20 kg de agua a 22 °C en hielo a -10 °C. Los datos son los siguientes:
- Calor específico del hielo = 2.090 J/(kg K).
 - Calor de fusión del hielo = 334.000 J/kg.
 - Calor específico del agua = 4.180 J/(kg K).
 - Calor de evaporación del agua = 2.260.000 J/kg.

2.8.2. Equilibrio térmico

Es el proceso térmico que tiene lugar entre dos sustancias a diferentes temperaturas en el que se transfiriere el calor de la más caliente a la más fría hasta que se igualan las temperaturas.

Para determinar la temperatura de equilibrio entre las dos sustancias, diremos que el calor ganado por una sustancia es igual al calor cedido por la otra. Por eso, se cumple que:

$$M_1 \times C_{e1} \times (T_e - T_1) = -M_2 \times C_{e2} \times (T_e - T_2)$$

Donde T_e es la temperatura de equilibrio. Esta ecuación expresa el hecho de que el calor ganado por una sustancia es igual al cedido por la otra. El signo menos se debe a que el calor ganado por un cuerpo es positivo y el perdido es negativo.

Actividad resuelta

- 2.6.** Un cuerpo de 700 g de masa tiene un calor específico de 0,10 cal/g °C y una temperatura de 81 °C. Se acerca otro cuerpo de 900 g de masa, con un calor específico de 1 cal/g °C y que está a 35 °C. ¿Cuál será la temperatura de equilibrio?

Solución:

Por fase:

$$\text{Como sabemos, } M_1 \times C_{e1} \times (T_e - T_1) = -M_2 \times C_{e2} \times (T_e - T_2)$$

$$\text{Sustituyendo: } 700 \times 0,1 \times (T_e - 81) = -900 \times 1 \times (T_e - 35)$$

Despejando:

$$T_e = 38,32 \text{ °C}$$

Enlaces web de interés

<http://www.ite.educacion.es/es/recursos>

Calor, temperatura de equilibrio, calor específico.

<http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/4esofisicaquimica>

Cambios de estado, temperatura de equilibrio.

<http://www.parrinst.com>

Calorímetros.

- Las sustancias puras pueden encontrarse en distintas fases o estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Cuando una sustancia cambia de estado, su estructura interna no cambia. Los distintos cambios de estado reciben estos nombres:

	Fusión	Solidificación	Condensación	Evaporación	Sublimación	Sublimación inversa
De	Sólido	Líquido	Gas	Líquido	Sólido	Gas
A	Líquido	Sólido	Líquido	Gas	Gas	Sólido

- Líquido subenfriado es aquel que no está a punto de evaporarse y líquido saturado es aquel que está a punto de evaporarse. De la misma forma, tenemos vapor saturado cuando tenemos vapor a punto de condensarse y vapor sobrecalentado cuando no está a punto de condensarse.
- Temperatura de saturación es aquella a la que una sustancia empieza a hervir manteniendo constante la presión. Presión de saturación es aquella a la que una sustancia empieza a hervir manteniendo constante la temperatura.
- Calor latente (no provoca el aumento de la temperatura) es la cantidad de energía absorbida o cedida durante un proceso de cambio de estado. Calor sensible (no provoca cambio de estado) es la energía que se emplea para un aumento de la temperatura.
- El diagrama presión-entalpía (p-h) o de Mollier se utiliza para los ciclos de refrigeración que emplean las máquinas térmicas. Estará dividido en tres zonas: zona de líquido subenfriado, zona de vapor sobrecalentado y zona de mezcla de líquido-vapor. Sus principales líneas son: línea de líquido saturado, línea de vapor saturado, líneas de temperaturas, líneas de presiones, líneas de entalpías, líneas de volúmenes específicos, líneas de entropía y líneas de calidad de la mezcla.
- Un gas ideal o perfecto es un gas formado por partículas sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos y que cumple las leyes de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac y de Charles. Estas tres leyes pueden resumirse en la ecuación de los gases ideales: $P_1 \times V_1/T_1 = P_2 \times V_2/T_2$. Esta ecuación también tiene aplicación para mezclas de gases que se comporten como ideales, de forma que la presión de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases si solo uno ocupase todo el volumen de la mezcla y a la misma temperatura.
- Calor específico (C_e) de una sustancia es la energía necesaria para aumentar en 1 °C la temperatura de 1 kg de una masa de esa sustancia. Es decir: $C_e = Q/(M \times \Delta T)$. El calor específico a presión constante (C_{e_p}) es la energía necesaria para aumentar la temperatura de 1 kg de masa de una sustancia en 1 °C cuando la presión se mantiene constante. El calor específico a volumen constante (C_{e_v}) es la energía necesaria para aumentar la temperatura de 1 kg de masa de una sustancia en 1 °C cuando en volumen se mantiene constante. El cociente entre los calores específicos a presión constante y a volumen constante para una misma sustancia se denomina *coeficiente adiabático* (γ).
- Para determinar la temperatura de equilibrio entre las dos sustancias, diremos que el calor ganado por una sustancia es igual al calor cedido por la otra. Por eso, se cumple la siguiente ecuación.

$$M_1 \times C_{e_1} \times (T_e - T_1) = -M_2 \times C_{e_2} \times (T_e - T_2)$$

Actividades de comprobación

- 2.1.** ¿Es correcto decir que la temperatura es la cantidad de calor que tiene un cuerpo?
- Sí, la temperatura mide el calor medio de un cuerpo.
 - No, la temperatura mide la energía media debida al movimiento de las partículas de un cuerpo.
 - Sí, la temperatura mide el calor total de un cuerpo.
 - No, la temperatura mide la energía total debido al movimiento de las partículas de un cuerpo.
- 2.2.** Si queremos calentar 100 g de agua desde 10 °C hasta 50 °C con una resistencia de 2.000 W, ¿cuánto tiempo se requiere? Los datos necesarios son: C_e (agua) = 4,18 KJ/kg °C
- 2 s.
 - 0,12 s.
 - 8,36 s.
 - 12,5 s.
- 2.3.** Calcula qué cantidad de energía en julios debe aportarse a 150 g de agua a 25 °C para conseguir que pase completamente a estado vapor. Los datos necesarios son: C_e (agua) = 4,18 KJ/kg °C; calor de evaporación del agua = 2.260 kJ/kg.
- 459.045 kJ.
 - 339.047 kJ.
 - 339.000 kJ.
 - 470.250 kJ.
- 2.4.** Se desea mezclar 200 g de agua con una temperatura de 10 °C con 80 g de agua a 80 °C en un recipiente con paredes adiabáticas, que no permite el intercambio de calor con el entorno. Calcula la temperatura de equilibrio:
- 45 °C.
 - 30 °C.
 - 40 °C.
 - 37 °C.
- 2.5.** Cuando se coloca un termómetro en 90 g de hielo, se obtiene un resultado de -5 °C. Más tarde, esa masa de hielo se saca a temperatura ambiente de forma que al final se funde por completo. ¿Qué cantidad de energía en julios se ha cedido? Los datos necesarios son: C_e (hielo) = 2.090 J/kg °C; calor de fusión del hielo = 334 kJ/kg.
- 940,5 J.
 - 30.060 J.
 - 31.000,5 J.
 - 30.060,5 J.
- 2.6.** Mientras un cuerpo está cambiando del estado sólido al líquido, el calor que recibe:
- Se pierde porque la temperatura se mantiene constante.
 - Produce un incremento de temperatura equivalente a la cantidad de calor recibida.
 - Se rompen las uniones moleculares y se mantiene constante la temperatura.
 - Se rompen las uniones moleculares y se incrementa la temperatura.
- 2.7.** En un recipiente, vertemos 250 g de agua a 20 °C y 100 g de otro líquido a la temperatura de 40 °C. La temperatura de equilibrio es de 25 °C. Los datos necesarios son: C_e (agua) = 4,18 KJ/kg °C. Calcula el calor específico del líquido en cal/g °C.
- 1,2 cal/g °C.
 - 4,18 cal/g °C.
 - 0,83 cal/g °C.
 - 1 cal/g °C.
- 2.8.** Cómo se llama el cambio de estado físico de vapor a líquido:
- Condensación.
 - Evaporación.
 - Fusión.
 - Solidificación.
- 2.9.** El calor aportado o retirado para desencadenar un cambio de estado físico se denomina:
- Calor sensible.
 - Calor específico.
 - Calor de combustión.
 - Calor latente.
- 2.10.** El calor aportado o retirado para producir un cambio de temperatura se denomina:
- Calor sensible.
 - Calor específico.
 - Calor de combustión.
 - Calor latente.
- 2.11.** ¿Cuál de las afirmaciones es correcta?
- Al aumentar la temperatura de un gas, su volumen disminuye.
 - Al aumentar la presión de un gas, su volumen disminuye.
 - Al aumentar la temperatura de un gas, su densidad disminuye.
 - Al aumentar la presión de un gas, su densidad aumenta.

Actividades de aplicación

- 2.12.** En una fábrica de quesos, hay una cámara frigorífica y la temperatura en su interior debe mantenerse a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ con una presión de 101.300 Pa . Debido a un corte en el suministro eléctrico, la temperatura sube hasta los $16\text{ }^{\circ}\text{C}$ manteniéndose la puerta cerrada.
- Calcula la nueva presión de la cámara considerando que el aire del interior es un gas perfecto o ideal.
 - Indica de qué tipo de transformación se trata y represéntalo gráficamente.
- 2.13.** Un bloque de hielo de 100 g se calienta desde $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Su calor específico es de $0,8\text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$ y su calor de fusión es de 80 cal/g .
- Calcula qué calor se necesita para llevarlo a los $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.
 - Determina qué calor se necesita para que finalmente alcance una temperatura de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- 2.14.** En un calorímetro, introducimos 200 g de un líquido a la temperatura de $90\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 100 g de agua a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$. La temperatura de equilibrio se produce a los $65\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Indica cuál será el calor específico del líquido.
 - Establece qué cantidad de calor ha absorbido el líquido.
- 2.15.** Para la puesta en funcionamiento de una instalación frigorífica, se realiza un soplado con nitrógeno. Para ello, se conecta a la instalación, donde reina el vacío absoluto, una botella de 30 dm^3 a presión de 70 bar y abrimos las válvulas.
- Sabiendo que el volumen total de la instalación es de 97 dm^3 , calcula la presión final considerando que la temperatura no varía durante todo el proceso y da el resultado en pascales.
- 2.16.** Un líquido de masa 700 g , a una temperatura de $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $0,11\text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$ de calor específico se mezcla con 90 g de la misma sustancia, pero en estado sólido y a temperatura de fusión de $3\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sabiendo que el calor de fusión es de 90 cal/g , calcula:
- La cantidad de calor máxima que el sólido puede absorber del líquido.
 - La cantidad de sólido que quedará sin fundir.
- 2.17.** A una barra de $3,5\text{ kg}$ de un determinado material que se encontraba inicialmente a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, se le suministra 125.000 J de energía en forma de calor aumentando su temperatura hasta $90\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Averigua el calor específico del material de la citada barra con los datos indicados.
 - Calcula qué aumento de temperatura habría sufrido una barra idéntica y en las mismas condiciones ($Q = 125.000\text{ J}$) si el material hubiese sido cobre en vez de hierro (calor específico = $0,3986\text{ kJ/kg }^{\circ}\text{C}$).
- 2.18.** Mezclamos 200 g de una sustancia a una temperatura de $70\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $0,7\text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$ de calor específico con otra sustancia de 300 g a $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ de temperatura y calor específico de $0,9\text{ kcal/kg }^{\circ}\text{C}$. Determina la temperatura final de la mezcla o temperatura de equilibrio.
- 2.19.** Sabiendo que la temperatura de fusión de un refrigerante es de $5\text{ }^{\circ}\text{C}$ y la de evaporación es de $114\text{ }^{\circ}\text{C}$. Representa la gráfica de temperatura-cantidad de calor para un refrigerante desde que entra hasta que sale del:
- Evaporador.
 - Condensador.
- 2.20.** Calcula el calor necesario para aumentar la temperatura de 500 g de agua de 20 a $70\text{ }^{\circ}\text{C}$. Expresa el resultado en calorías.
- 2.21.** Explica las condiciones y la ecuación de estado de los gases ideales.
- 2.22.** Explica el proceso de fusión y de solidificación y representa las gráficas.
- 2.23.** En el interior de un cilindro, se encuentra alojado un gas con las siguientes condiciones: temperatura 273 K y volumen $1,3\text{ cm}^3$. Manteniendo la presión constante, se va calentado el gas de forma, que pasado un tiempo, las condiciones del gas son las siguientes: temperatura = 465 K y volumen de $2,21\text{ cm}^3$.
- Responde a las cuestiones siguientes:
- ¿Qué ley se cumple?
 - Si la temperatura fuera de 558 K , ¿cuál sería el volumen del gas?
- 2.24.** En un circuito cerrado de aire comprimido, encontramos unas condiciones iniciales de temperatura $5\text{ }^{\circ}\text{C}$ y presión $0,2\text{ atm}$. El aire se calienta y, después de un tiempo, se miden las condiciones de nuevo, dando como resultado una temperatura de $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una presión de $0,22\text{ atm}$.
- Indica si se cumple la ley de Gay Lussac.
 - Si la temperatura fuera de $90\text{ }^{\circ}\text{C}$, calcula cuál sería la presión del aire.
- 2.25.** Un volumen de 10 litros de refrigerante se encuentra a 3 atm de presión y a $5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Para realizar tareas de mantenimiento en una instalación, se desea pasar el refrigerante a una botella de 20 l de forma que la presión en su interior es de $4,2\text{ atm}$. Averigua cuál será la nueva temperatura en el interior de la botella.
- 2.26.** Sobre el diagrama p-h de refrigerante R134a, representa las siguientes líneas:
- Isoterma correspondiente a $-30\text{ }^{\circ}\text{C}$.
 - Isobara correspondiente a 8 bar .
 - Isentropa correspondiente a $2,05\text{ kJ/kg K}$.
 - Isocora correspondiente a $0,04\text{ m}^3/\text{kg}$.

■ Actividades de ampliación

- 2.27.** Para quitar la escarcha de una cámara frigorífica, se utiliza una resistencia eléctrica de 2 kW. Sabiendo que la escarcha se encuentra a $-6\text{ }^{\circ}\text{C}$, que tiene una masa de 3 kg y que el calor latente de fusión del agua para esa masa es de 1.300 kJ.
- Averigua cuánto tiempo empleará la resistencia para quitar la escarcha.
 - Representalo gráficamente indicando qué ocurre en cada tramo y cómo es el proceso.
- 2.28.** Una botella de 600 cm^3 está llena de fluido frigorífico a una presión atmosférica de 1 bar y se comprime de forma adiabática hasta un volumen de 130 cm^3 .
- Calcula la presión después de la compresión en pascales y en atmosferas sabiendo que el calor específico a volumen constante es de $0,66\text{ kJ/kg }^{\circ}\text{C}$ y el calor específico a presión constante es de $0,92\text{ kJ/kg }^{\circ}\text{C}$.
 - Indica en qué circunstancias serán iguales el calor específico a volumen constante y el calor específico a presión constante.
- 2.29.** Para la soldadura de tubos o accesorios de cobre o acero en las instalaciones de gas, refrigeración y climatización, puede utilizarse butano, propano o acetileno y se utiliza oxígeno como comburente (acelera rápidamente la combustión) para aumentar la potencia calorífica de la llama ya que se necesitan temperaturas próximas a los $450\text{ }^{\circ}\text{C}$.

El oxígeno se suministra en estado gaseoso en botellas a alta presión, en torno a los 200/300 bar, de forma que se tiene una gran cantidad de gas en un volumen pequeño (en caso de suministrarse en estado líquido, va contenido en recipientes criogénicos ya que a 1 atm de presión su temperatura es de $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$). A continuación, te mostramos distintos tamaños de las botellas de gas:

	Capacidad (litros)	Diámetro (mm)	Longitud (mm)	Peso (kg)	Presión de llenado (bar a $15\text{ }^{\circ}\text{C}$)
Botella	5	140	471	8,6	200
Botella	10	140	826	13,8	200
Botella	13	140	1.081	16,8	200
Botella	50	229	1.501	63	200
Bloque de botellas	600	Alto x ancho x fondo $1.860 \times 1.250 \times 930$		930	200
Bloque de botellas	1.150	Alto x ancho x fondo $860 \times 1.250 \times 1.035$		1.650	200

El nitrógeno es empleado para el soplado de las instalaciones antes de su puesta en marcha para limpiar y sacar el aire del interior y de los tubos. También suele suministrarse en estado gaseoso a altas presiones. A continuación, te mostramos distintos tamaños de botellas de gas:

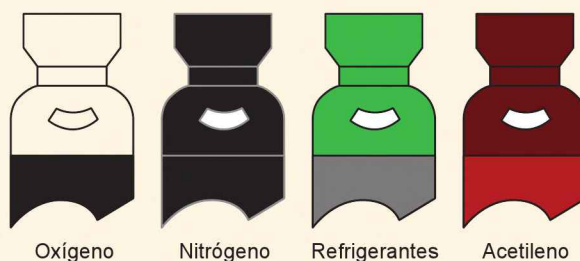
	Capacidad (litros)	Diámetro (mm)	Longitud (mm)	Peso (kg)	Presión de llenado (bar a $15\text{ }^{\circ}\text{C}$)
Botella	10	140	815	16	200
Botella	50	230	1.550	63	200
Bloque de botellas	600	Alto x ancho x fondo $1.620 \times 1.200 \times 880$		930	200
Bloque de botellas	1.150	Alto x ancho x fondo $1.860 \times 1.250 \times 1.035$		1.650	200

Los gases refrigerantes empleados en las instalaciones frigoríficas y de climatización suelen suministrarse en fase líquida en botellas a menor presión que los anteriores. Algunos ejemplos son:

	Capacidad (kg)	Peso (kg)	Diámetro (mm)	Altura (mm)	Presión (bar)
R134a	12	20	229	494	42
R404A	10	18	229	494	42
R407C	11	19	229	494	42
R410A	10	18	229	494	42

El acetileno empleado en la soldadura requiere de un envasado especial por motivos de seguridad debido a su alta inflamabilidad.

	Capacidad (litros)	Diámetro (mm)	Longitud (mm)	Peso (kg)	Presión de llenado (bar a 15 °C)
Botella	5	140	460	10,4	15
Botella	10	140	850	13,8	15
Botella	40	229	1.210	53,5	15
Bloque de botellas	320	Alto x ancho x fondo 1.245 × 1.100 × 590		588	15
Bloque de botellas	480	Alto x ancho x fondo 1.715 × 1.250 × 930		892	15



Para los distintos fluidos, compara las distintas capacidades y presiones de las botellas, viendo en qué estado de agregación (fase sólida, líquida o gaseosa) se encuentran en cada caso. Apunta las conclusiones que puedas sacar.