

1. Indica, de forma razonada, cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

- a) El calor es energía que se acumula en los cuerpos.**
- b) La temperatura es una magnitud macroscópica y no se aplica a un átomo o molécula.**
- c) La energía térmica se debe al movimiento de los electrones en los átomos.**
- d) Si un cuerpo está más caliente que otro es porque tiene más energía térmica.**

- a) Falso. Los cuerpos acumulan energía térmica, no calor. El calor es energía que fluye entre dos cuerpos a diferente temperatura.
- b) Cierto. Es una propiedad estadística que se aplica a cuerpos que contienen muchos átomos.
- c) Falso. Se debe al movimiento de átomos, iones y moléculas.
- d) Falso. Tiene temperatura superior.

2. ¿Cuánto aumenta la temperatura de un gas si el promedio de la energía cinética de sus moléculas se triplica?

La temperatura se triplica, porque esta es proporcional a la energía cinética.

3. Busca tres tipos de termómetros que basen su funcionamiento en propiedades eléctricas. Explica cómo funcionan.

Termómetro de resistencia de platino. Se mide la resistencia de un hilo de platino.

Termistor. Se basa en la resistencia de un semiconductor.

Termopar. Utiliza el efecto Seebeck, según el cual dos soldaduras iguales colocadas a diferentes temperaturas producen una diferencia de potencial.

4. Asigna las siguientes cualidades a un sólido, a un líquido, a un gas o a varios de ellos: a) rigidez; b) desorden; c) mucho espacio vacío entre las partículas; d) baja densidad.

- a) Rigidez: Sólido.
- b) Desorden: Líquido y gas.
- c) Mucho espacio vacío: Gas.
- d) Baja densidad: Gas.

5. Según la BBC, la temperatura mínima en Manchester fue, cierto día de abril, 40 °F. Efectúa la conversión a las escalas Celsius y Kelvin.

$$\frac{t_c}{5} = \frac{t_f - 32}{9} \rightarrow t_c = \frac{5 \cdot (t_f - 32)}{9} = \frac{5 \cdot (40 - 32)}{9} = 4,44 \text{ °C}$$

$$T = t_c + 273,15 = 4,44 + 273,15 = 277,59 \text{ K}$$

6. Indica, de forma razonada, la validez de las siguientes proposiciones:

- a) **La escala absoluta toma como puntos de referencia el cero absoluto y la temperatura de ebullición del agua.**
- b) **La coincidencia de tamaño del grado Celsius y el Kelvin no es casual.**
- c) **La escala Kelvin no tiene temperaturas negativas por ahora, ya que no se han diseñado máquinas frigoríficas lo suficientemente potentes.**
- d) **No hay límite superior en la escala de temperatura.**

- a) Falso. Sus puntos de referencia son el cero absoluto y el punto triple del agua.
- b) Cierto. Se asigna el valor 273,16 K al punto triple del agua con ese fin.
- c) Falso. No las tendrá nunca, porque tal como se construye la escala absoluta carecen de sentido físico.
- d) Cierto.

7. Helio e hidrógeno son los gases que licuan a temperatura más baja. A la presión atmosférica, lo hacen a 4,2 K y 20,28 K, respectivamente. Calcula los puntos normales de ebullición en las escalas Celsius y Fahrenheit.

Para el helio:

$$t_C = T - 273,15 = 4,2 - 273,15 = -268,95 \text{ °C}$$

$$\frac{t_C}{5} = \frac{t_F - 32}{9} \rightarrow t_F = 9 \cdot \frac{t_C}{5} + 32 = 9 \cdot \frac{-268,95}{5} + 32 = -452,11 \text{ °F}$$

Para el hidrógeno:

$$t_C = T - 273,15 = 20,28 - 273,15 = -252,87 \text{ °C}$$

$$\frac{t_C}{5} = \frac{t_F - 32}{9} \rightarrow t_F = 9 \cdot \frac{t_C}{5} + 32 = 9 \cdot \frac{-252,87}{5} + 32 = -423,17 \text{ °F}$$

8. ¿A qué temperatura Kelvin las escalas Celsius y Fahrenheit dan en el mismo valor numérico?

Si llamamos x a dicho valor numérico, resulta:

$$\frac{x}{5} = \frac{x - 32}{9} \rightarrow 9 \cdot x = 5 \cdot x - 160 \rightarrow x = \frac{-160}{4} = -40 \rightarrow -40 \text{ °C} = -40 \text{ °F}$$

Dicha temperatura, expresada en Kelvin, es:

$$T = t_C + 273,15 = -40 + 273,15 = 233,15 \text{ K}$$

9. Te muestran dos termómetros idénticos de mercurio con marcas de grado en grado, uno para la escala Celsius y el otro para la escala Fahrenheit. ¿Cómo sabrías cuál es cuál si al fabricante se le ha olvidado grabar los números junto a las marcas?

Los grados Celsius son más grandes que los grados Fahrenheit; por tanto, en el termómetro Celsius las marcas estarán más separadas.

10. Justifica geoméricamente por qué, para cualquier sólido, $\sigma = 2 \cdot \lambda$ y $\gamma = 3 \cdot \lambda$.

Si cada dimensión del sólido aumenta según $l = l_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T)$, para una superficie rectangular será:

$$x = x_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T) \quad ; \quad y = y_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T)$$

$$S = x \cdot y = x_0 \cdot y_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T)^2 = S_0 \cdot (1 + 2 \cdot \lambda \cdot \Delta T + \lambda^2 \cdot \Delta T^2)$$

Pero, si λ es pequeño, λ^2 es despreciable, y queda:

$$S = S_0 \cdot (1 + 2 \cdot \lambda \cdot \Delta T) \quad \rightarrow \quad \sigma = 2 \cdot \lambda$$

Para un prisma recto tendremos:

$$x = x_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T) \quad ; \quad y = y_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T) \quad ; \quad z = z_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T)$$

$$V = x \cdot y \cdot z = x_0 \cdot y_0 \cdot z_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T)^3 = V_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T)^3$$

Si desarrollamos el cubo del binomio y despreciamos los términos que contienen λ^2 y λ^3 , queda:

$$V = V_0 \cdot (1 + 3 \cdot \lambda \cdot \Delta T) \quad \rightarrow \quad \gamma = 3 \cdot \lambda$$

11. Un alambre de cobre mide 55,00 cm a 20 °C. Con los datos de la tabla de coeficientes de dilatación lineal del texto, calcula a qué temperatura mide 0,8 mm más.

A partir de la ecuación que proporciona la dilatación lineal de un sólido:

$$l = l_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T) \quad \rightarrow \quad 55,80 = 55,00 \cdot (1 + 1,7 \cdot 10^{-5} \cdot \Delta T) \quad \rightarrow \quad \Delta T = 856 \text{ K}$$

Por tanto, $\Delta T = 256 \text{ °C}$ y:

$$t = t_0 + \Delta T = 20 + 856 = 876 \text{ °C}$$

12. Razona cuánto vale el coeficiente de dilatación cúbica del agua en torno a 4 °C.

Despejando α en la expresión $V = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot \Delta t)$, queda:

$$\alpha = \frac{\frac{V}{V_0} - 1}{\Delta T} = \frac{V - V_0}{V_0 \cdot \Delta T} = \frac{\Delta V}{V_0 \cdot \Delta T}$$

En torno a 4 °C, $\Delta V = 0$, siendo $\Delta T \neq 0$; por tanto, $\alpha = 0$. Fíjate en la gráfica de la página 142 del libro del alumno; el coeficiente de dilatación del agua es negativo en el intervalo entre 0 °C y 4 °C, y positivo, a partir de esta temperatura.

13. Explica cuáles de las siguientes proposiciones son correctas.

- En general, los líquidos se dilatan más que los sólidos.**
 - En la dilatación cúbica de sólidos y líquidos, la presión tiene poco efecto.**
 - Todos los líquidos tienen el mismo coeficiente de dilatación cúbico.**
 - Para un gas a presión constante, el volumen se duplica cuando la temperatura Celsius lo hace.**
- a) Cierto. Se debe a que las fuerzas internas de atracción son más débiles en los primeros.

- b) Cierto. Solo influye si se trata de presiones muy altas.
- c) Falso. Cada líquido se dilata de forma característica.
- d) Falso. Eso ocurre solo con la temperatura absoluta.

14. Cierta gas ocupa un volumen de 4 m³ a 50 °C. ¿Qué volumen ocupará a 0 °C?

De la ecuación del cambio de volumen debido a la variación de temperatura:

$$V = V_0 \cdot \left(1 + \frac{\Delta T}{273,15}\right) \rightarrow 4 = V_0 \cdot \left(1 + \frac{50}{273,15}\right)$$

$$V_0 = 3,38 \text{ m}^3$$

15. Cuando se calienta una esfera de metal, ¿qué se dilata más en proporción a su tamaño inicial, la superficie o el volumen? ¿Y si es un cubo?

En una esfera de radio R , la superficie es $S = 4 \cdot \pi \cdot R^2$, y el volumen:

$$V = \frac{4 \cdot \pi \cdot R^3}{3}$$

El aumento relativo de superficie, $\frac{S - S_0}{S}$, es $\sigma \cdot \Delta T$, y el de volumen, $\frac{V - V_0}{V}$, es $\gamma \cdot \Delta T$; pero como $\sigma = 2 \cdot \lambda$ y $\gamma = 3 \cdot \lambda$, es mayor el aumento relativo de volumen que el de superficie, para un mismo aumento de temperatura, ΔT .

En un cubo sucede exactamente lo mismo. Las fórmulas de la dilatación térmica no hacen referencia a la forma geométrica del cuerpo que se dilata.

16. Una plancha de cobre tiene una superficie de 200,6 cm² a 5 °C. ¿Cuál es la superficie de la plancha a 100 °C?

La superficie de la plancha a 100 °C es:

$$S = S_0 \cdot (1 + \sigma \cdot \Delta T) = 200,6 \cdot (1 + 3,4 \cdot 10^{-5} \cdot 95) = 201,2 \text{ cm}^2$$

donde hemos considerado $\sigma = 2 \cdot \lambda = 2 \cdot 1,7 \cdot 10^{-5} = 3,4 \cdot 10^{-5}$, y $\Delta T = 95 \text{ K}$.

17. Con los datos de la tabla de coeficientes de dilatación lineal, calcula el aumento de volumen que experimenta una esfera de aluminio de 4,00 cm de diámetro cuando su temperatura sube 25 °C.

El volumen de una esfera de radio R es $V = \frac{4 \cdot \pi \cdot R^3}{3}$.

Si el diámetro es $d = 4,00 \text{ cm}$, tendremos que $R = 2,00 \text{ cm}$; luego:

$$V = \frac{4 \cdot \pi \cdot (2,00)^3}{3} = 33,51 \text{ cm}^3$$

Por tanto:

$$\Delta V = V - V_0 = V_0 \cdot \gamma \cdot \Delta T = 33,51 \cdot 3 \cdot 2,4 \cdot 10^{-5} \cdot 25 \rightarrow \Delta V = 0,06 \text{ cm}^3$$

18. Un hilo de metal que mide inicialmente 1,000 m se alarga 1,8 mm cuando se incrementa la temperatura en 100 °C. ¿Cuál es su coeficiente de dilatación lineal?

Tomando $\Delta T = 100 \text{ K}$, el coeficiente de dilatación lineal se calcula como sigue:

$$\lambda = \frac{l - l_0}{l_0 \cdot \Delta T} = \frac{1,8 \cdot 10^{-3}}{1,000 \cdot 100} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1}$$

19. Con los datos del ejercicio anterior, calcula el cambio de temperatura que se necesita para que el hilo se encoja 0,66 mm.

El incremento de temperatura debe ser:

$$\Delta T = \frac{l - l_0}{\lambda \cdot \Delta T} = \frac{-0,66 \cdot 10^{-3}}{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,000} = -36,7 \text{ K} = -36,7 \text{ }^\circ\text{C}$$

20. Indica, de forma razonada, la validez de las siguientes proposiciones.

- a) La capacidad calorífica de un cuerpo nos indica cuánto calor cabe en él.
- b) El equilibrio térmico se alcanza cuando el calor se reparte por igual entre dos cuerpos.
- c) Tiene sentido hablar de calor específico cuando el cuerpo estudiado está formado por una sola sustancia.
- d) El calor específico no depende de la cantidad de sustancia estudiada.

- a) Falso. El calor se intercambia, pero no se acumula en los cuerpos.
- b) Falso. Se alcanza cuando se igualan las temperaturas.
- c) Cierto. El calor específico es característico de cada sustancia.
- d) Cierto. Al igual que la densidad, solo depende de la sustancia, no de la cantidad.

21. Se introduce una pieza metálica, calentada a 50 °C, en 250 g de agua a 20 °C. Si la temperatura final del agua es 22 °C, calcula la capacidad calorífica de la pieza.

Aplicando la ecuación del equilibrio térmico:

$$C_{\text{metal}} \cdot (T - T_A) = C_{\text{agua}} \cdot (T_B - T) = c_{\text{agua}} \cdot m_{\text{agua}} \cdot (T_B - T)$$

$$C_{\text{metal}} \cdot (50 - 20) = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \cdot 250 \text{ g} \cdot (22 - 20) \text{ }^\circ\text{C}$$

y, despejando, obtenemos la capacidad calorífica del metal:

$$C_{\text{metal}} = 69,7 \text{ J} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$$

22. Mezclamos masas iguales de cierto líquido. Una de ellas está a 50 °C; la otra, a 0 °C. ¿Cuál será la temperatura final de la mezcla? ¿Depende del líquido del que se trate?

De la ecuación del equilibrio térmico:

$$m \cdot c \cdot (50 - t) = m \cdot c \cdot (t - 0) \rightarrow t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Como m y c se eliminan, no importa de qué líquido se trate.

23. A un recipiente de vidrio que contiene 200 g de agua a 20 °C se le añaden 50 g de agua a 75 °C. Determina la capacidad calorífica del recipiente si la temperatura final es de 28 °C.

Aplicando la ecuación del equilibrio térmico, teniendo en cuenta que $C_{\text{agua}} = c_{\text{agua}} \cdot m_{\text{agua}}$:

$$C_{\text{vidrio}} \cdot (T - T_{A, \text{vidrio}}) + C_{\text{agua}} \cdot (T_b - T_{A, \text{agua}}) = C_{\text{agua}} \cdot (T_b - T)$$

Sustituyendo valores y despejando:

$$C_{\text{vidrio}} \cdot (28 - 20) + 200 \cdot 4,18 \cdot (28 - 20) = 50 \cdot 4,18 \cdot (75 - 28)$$

$$C_{\text{vidrio}} = 392 \text{ J} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

- 24. Para aumentar 4 °C la temperatura de 15,2 g de cierto líquido se necesitan 12,16 cal. Calcula el calor específico del líquido y expresa el resultado en unidades del S.I.**

Despejando el calor específico de la ecuación fundamental de la termología:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \rightarrow c = \frac{12,16 \text{ cal} \cdot 4,184 \text{ J} \cdot \text{cal}^{-1}}{0,0152 \text{ kg} \cdot 4 \text{ K}} = 836,8 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

- 25. Qué cantidad de calor, en kcal, debemos suministrar a 500 g de hierro para que su temperatura aumente 1 K. (Usa los datos de la tabla de calores específicos del texto).**

El calor necesario, expresado en julios, es:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 0,5 \text{ kg} \cdot 449 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1 \text{ K} = 224,5 \text{ J}$$

Y expresado en kcal:

$$Q = \frac{224,5 \text{ J}}{4,184 \text{ J} \cdot \text{cal}^{-1}} = 53,66 \text{ cal} \approx 0,054 \text{ kcal}$$

- 26. Calcula la masa de agua a 5 °C que se necesita para enfriar una pieza metálica de 40 kg desde 1 200 °C hasta 80 °C. ($c_{\text{metal}} = 480 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).**

Si introducimos la pieza metálica caliente en el agua fría hasta alcanzar el equilibrio térmico a 80 °C, tendremos que $\Delta T_{\text{agua}} = 75 \text{ K}$, y $\Delta T_{\text{metal}} = 1 120 \text{ K}$. Sustituyendo:

$$m \cdot 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 75 \text{ K} = 40 \text{ kg} \cdot 480 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1 120 \text{ K} \rightarrow m = 68,6 \text{ kg}$$

- 27. Una barra de hierro de 50 g recibe un aporte continuo de calor de 20 W. Determina cuánto se habrá calentado la barra al cabo de 3 minutos. (Usa los datos de la tabla de calores específicos del texto).**

Si el calor recibido por la barra durante 3 minutos es:

$$Q = P \cdot t = 20 \text{ W} \cdot 180 \text{ s} = 3 600 \text{ J}$$

Se produce una variación de temperatura:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \rightarrow \Delta T = \frac{Q}{m \cdot c} = \frac{3 600 \text{ J}}{0,05 \text{ kg} \cdot 449 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 160 \text{ K}$$

- 28. Razona cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:**

- El proceso de fusión es exotérmico.**
- Normalmente, y para una misma sustancia, los calores latentes de fusión son más pequeños que los de evaporación.**

c) **Los cambios de estado se utilizan como puntos fijos para calibrar termómetros.**

d) **Se consume más calor en fundir un sólido que el que desprende el líquido correspondiente cuando solidifica a la misma temperatura.**

a) Falso. Es endotérmico; absorbe calor.

b) Cierto. Se necesita más energía para separar las moléculas del líquido que para desmoronar la estructura ordenada del sólido.

c) Cierto. La estabilidad térmica es una de las cualidades de los cambios de estado (durante un cambio de estado la temperatura no varía).

d) Falso. Es la misma cantidad de calor, pero con signo opuesto.

29. El calor latente de evaporación del alcohol etílico es 200,3 cal/g. Calcula la cantidad de calor, en julios, que se necesita para evaporar 25 g de alcohol.

El calor necesario se obtiene aplicando la expresión:

$$Q = m \cdot L$$

Por tanto:

$$Q = 25 \text{ g} \cdot 200,3 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} = 5007,5 \text{ cal}$$

Este calor, expresado en julios, es:

$$Q = 5007,5 \text{ cal} \cdot 4,184 \text{ J} \cdot \text{cal}^{-1} = 20951 \text{ J}$$

30. Se comunican 500 kJ de calor a 1 kg de agua que inicialmente se encuentra a 50 °C. ¿Es suficiente energía como para transformar toda el agua en vapor? Dato: L_{vap} (agua) = 540 cal/g.

El proceso consta de dos etapas: calentamiento del agua hasta la temperatura de ebullición y evaporización.

El calor que se necesita para cada etapa es el siguiente:

- Calentamiento del agua de 50 °C a 100 °C; aquí, $\Delta T = 50$ °C, esto es, $\Delta T = 50$ K; por tanto:

$$Q_1 = m \cdot c \cdot \Delta T = 1 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 50 \text{ K} = 2,1 \cdot 10^5 \text{ J}$$

- Vaporización del agua:

$$Q_2 = m \cdot L_{vap} = 1000 \text{ g} \cdot 540 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} = 5,40 \cdot 10^5 \text{ cal} = 2,26 \cdot 10^6 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = Q_1 + Q_2 = 2,1 \cdot 10^5 \text{ J} + 2,26 \cdot 10^6 \text{ J} = 2,47 \cdot 10^6 \text{ J}$$

El calor suministrado es claramente insuficiente, ya que:

$$500 \text{ kJ} = 5 \cdot 10^5 \text{ J} < Q = 2,47 \cdot 10^6 \text{ J}$$

31. En un termo mezclamos 100 g de agua a 20 °C con 40 g de hielo a 0 °C. Cuando se alcance el equilibrio térmico, ¿qué habrá dentro del termo?

Dato: L_{fus} (hielo) = 80 cal/g.

Para fundir 40 g de hielo a 0 °C se necesita:

$$Q_1 = m \cdot L_{fus} = 40 \text{ g} \cdot 80 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} = 3200 \text{ cal} = 1,34 \cdot 10^4 \text{ J}$$

El enfriamiento del agua líquida desde 20 °C hasta 0 °C aporta:

$$Q_2 = m \cdot c \cdot \Delta T = 0,1 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 20 \text{ K} = 8,36 \cdot 10^3 \text{ J}$$

Este calor es insuficiente para fundir todo el hielo, ya que $Q_2 < Q_1$.

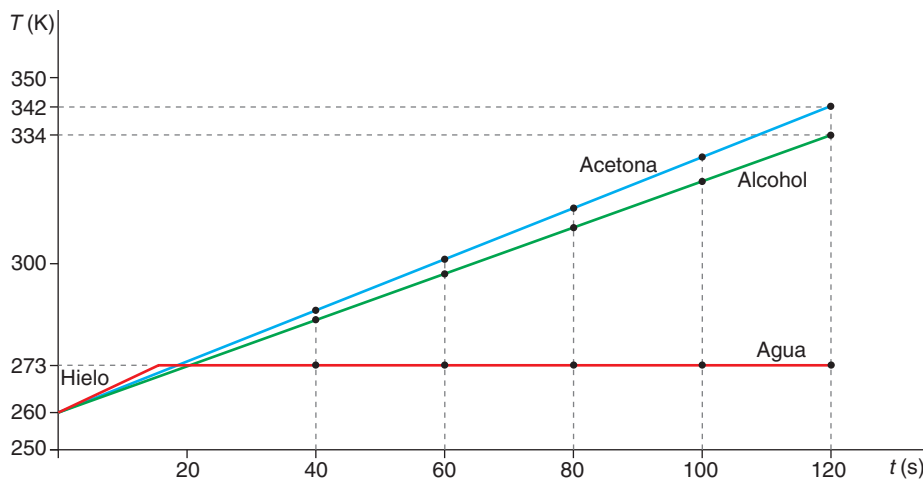
Por tanto, en el termo habrá hielo y agua a 0 °C cuando se alcance el equilibrio térmico.

32. Con los datos de la tabla, representa gráficamente, y en la misma figura, cómo varía la temperatura (ordenadas) frente al tiempo de calentamiento (abscisas) para 10 g de agua, 10 g de acetona y 10 g de alcohol etílico que inicialmente están a 260 K. La potencia de calentamiento es de 15 W. Termina la gráfica para un tiempo máximo de 2 minutos.

Sustancia	$T_{fusión} \text{ (K)}$	$L_{fus} \text{ (J} \cdot \text{g}^{-1}\text{)}$	$c \text{ (J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}\text{)}$
Agua	273	333,9	4,18
Hielo	273	333,9	2,05
Alcohol	159	107,2	2,44
Acetona	178	99,5	2,18

El hielo, primero, se calienta y, después, se funde. El alcohol y la acetona ya son líquidos a 260 K y, por tanto, solo se calientan.

Cada segundo, el sistema recibe una cantidad de calor $Q = P \cdot t = 15 \cdot 1 = 15 \text{ J}$. Teniendo esto en cuenta y aplicando la expresión $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ a las tres sustancias, se obtiene una gráfica como la siguiente:



33. Explica cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

- La convección es la causa de los vientos.
- El aire conduce muy mal el calor.

c) La radiación térmica solo se produce en objetos muy calientes.

d) La luz visible es una forma más de radiación térmica.

a) Cierto. El aire caliente asciende debido a las corrientes de convección, y el aire frío ocupa su lugar.

b) Cierto. El aire solo propaga bien el calor por convección.

c) Falso. Todos los cuerpos emiten radiación térmica.

d) Cierto. Corresponde a la parte central del espectro de la radiación electromagnética.

34. Averigua qué papel desempeña la convección en la «deriva de los continentes».

Las masas continentales sólidas flotan sobre la astenosfera, que es la parte fluida del manto superior. El calor procedente del núcleo produce corrientes de convección que hacen moverse a los continentes flotantes.

35. Una bala de plomo de 40 g que se mueve horizontalmente a 180 m/s choca contra un muro, deteniéndose. Si toda su energía cinética se convierte en energía térmica, ¿cuánto se calentará? (Usa los datos de la tabla de calores específicos del texto).

La energía cinética de la bala es:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 = \frac{1}{2} \cdot 0,040 \cdot 180^2 = 648 \text{ J}$$

Si la energía cinética se transforma en calor, tendremos:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \rightarrow \Delta T = \frac{Q}{m \cdot c} = \frac{648 \text{ J}}{40 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot 129 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 126 \text{ K}$$

Es decir, la bala incrementará su temperatura en 126 K.

36. Un sistema realiza un ciclo termodinámico durante el cual absorbe 500 calorías. Calcula ΔU y W .

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica:

$$\Delta U = Q + W$$

Como el sistema realiza un ciclo, $\Delta U = 0$; por tanto:

$$W = -Q = -500 \text{ cal}$$

El sistema realiza un trabajo, expresado en julios:

$$W = -500 \text{ cal} \cdot 4,184 \frac{\text{J}}{\text{cal}} = -2092 \text{ J}$$

El resultado obtenido es coherente con el criterio de signos utilizado para el trabajo y el calor: se considera positivo aquello que aumenta la energía interna del sistema; esto es, el calor absorbido y el trabajo realizado.

37. La diferencia de energía interna entre dos estados de un sistema termodinámico vale 2 kJ. ¿Qué calor intercambia el sistema en un proceso entre esos dos estados a lo largo del cual realiza un trabajo de 800 J?

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica:

$$\Delta U = Q + W \rightarrow Q = \Delta U - W = 2000 \text{ J} - (-800) \text{ J} = 2800 \text{ J}$$

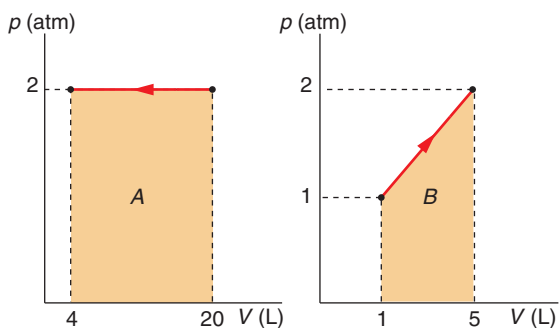
Por tanto, el sistema absorbe 2800 J de calor.

38. Valora la corrección de las proposiciones siguientes:

- a) Un sistema cerrado puede intercambiar calor.
- b) El calor y el trabajo no son formas de energía.
- c) En los procesos naturales la energía se degrada en parte.
- d) El segundo principio solo se ocupa del calor.
- e) Una pared adiabática deja pasar el calor.

- a) Cierto. Un sistema cerrado puede intercambiar energía con su entorno.
- b) Cierto. Son formas de intercambiar energía entre dos sistemas.
- c) Cierto. En todo proceso espontáneo aumenta la entropía del universo.
- d) Falso. Se ocupa de la espontaneidad de cualquier proceso físico y químico.
- e) Falso. Es justo todo lo contrario.

39. A partir de las siguientes gráficas p - V , calcula el trabajo, en julios, experimentado por el sistema en cada caso:



En la gráfica de la izquierda:

$$W = -p \cdot \Delta V = -2 \text{ atm} \cdot (-16) \text{ L} = 32 \text{ atm} \cdot \text{L} = 3242 \text{ J}$$

El trabajo es positivo, porque el sistema se comprime.

En la de la derecha, el trabajo es negativo, porque el sistema se expande. El área es la suma de un triángulo y un rectángulo.

$$S = 1 \cdot (5 - 1) + \frac{(5 - 1) \cdot 1}{2} = 6$$

Por tanto, teniendo en cuenta que $1 \text{ atm} \cdot \text{L} = 101,325 \text{ J}$:

$$W = -6 \text{ atm} \cdot \text{L} = -608 \text{ J}$$

- 40. Un sistema que se mantiene a la presión constante de 2 bar recibe un calor de 500 cal. Si el volumen del sistema aumenta en 6 L, calcula la variación de energía interna del sistema.**

El trabajo que tiene lugar debido a la expansión del sistema a presión constante es:

$$W = -p \cdot \Delta V = -2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = -1200 \text{ J}$$

Y el calor que recibe:

$$Q = 500 \text{ cal} \cdot 4,184 \text{ J} \cdot \text{cal}^{-1} = 2092 \text{ J}$$

Por tanto, la variación de la energía interna es:

$$\Delta U = Q + W = 2092 \text{ J} - 1200 \text{ J} = 892 \text{ J}$$

- 41. ¿Cuánto trabajo puede realizar un sistema que recibe un calor de 200 cal, si su energía interna aumenta 1000 J?**

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica:

$$\Delta U = Q + W \rightarrow W = \Delta U - Q = 1000 \text{ J} - 200 \text{ cal} \cdot 4,184 \frac{\text{J}}{\text{cal}} = +163,2 \text{ J}$$

Por tanto, el sistema no realiza ningún trabajo, sino que lo recibe.

- 42. Calcula la presión constante a la que una expansión de 50 cm³ de un sistema produce un trabajo de 75 J sobre los alrededores.**

A partir de la expresión del trabajo p - V , $W = -p \cdot \Delta V$, obtenemos, al despejar p :

$$p = \frac{W}{-\Delta V} = \frac{-75 \text{ J}}{-50 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3} = 1,5 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

- 43. La variación de energía interna de un sistema que ha seguido un proceso isocoro es $\Delta U = 4 \text{ kJ}$. ¿Ha absorbido o cedido calor el sistema? ¿Cuánto?**

Si el proceso es isocoro, $\Delta V = 0$, y, entonces, $W = 0$; por tanto:

$$Q = \Delta U = 4 \text{ kJ}$$

Como es positivo, el sistema absorbe calor.

- 44. Explica por qué toda máquina térmica necesita tener dos focos, uno caliente y otro frío.**

Las máquinas térmicas transforman calor en trabajo. Pero el calor solo «sale» de un foco cuando está en contacto con otro más frío; si no sale calor, no se produce trabajo.

- 45. ¿Puede una máquina térmica quitar calor a un foco frío y dárselo a un foco más caliente? Justifica tu respuesta.**

Sí, pero a costa de consumir un trabajo externo, como en las máquinas frigoríficas.