

1 Cita un ejemplo de cada uno de los cuatro tipos de sistema termodinámico.



Tipo	Ejemplo
Aislado	Una reacción química en una vasija Dewar
	Un termo lleno de café
	Cualquier sistema en un vaso tipo Dewar
Adiabático	Cualquier recipiente cerrado aislado térmicamente.
Cerrado	Una bombilla
	Un dispositivo de electrólisis cerrado.
	Una polea
Abierto	Un Lago
	Un vaso de vino
	Reacción química en recipiente abierto



2 Explica la siguiente frase: "Los sistemas adiabáticos son sistemas térmicamente aislados".



Quiere decir que no intercambian energía en forma de calor con el exterior, aunque sí en forma de trabajo.



3 Cita cinco ejemplos de magnitudes extensivas y otros cinco de magnitudes intensivas.



 **Extensivas** : Masa, volumen, número de moles, resistencia eléctrica y calor.

 **Intensivas** : Temperatura, calor específico, densidad, resistividad, velocidad.



1 Señala si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: "Numéricamente, da igual expresar una diferencia de temperaturas en kelvin o en grados celsius".



La relación entre ambas temperatura es :

$$T = t (^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

luego la diferencia entre dos temperaturas Kelvin cualesquiera será

$$\Delta T = T_2 - T_1 = (t_1 + 273,15) - (t_2 + 273,15) = t_1 + 273,15 - t_2 - 273,15 = t_2 - t_1 = \Delta t$$

es decir, las diferencias son iguales en ambas escalas de temperatura.



2 ¿ A qué temperatura dan la misma lectura la escala Celsius y la Fahrenheit?



La relación entre ambas escalas viene dada por :

$$\frac{F}{9} = \frac{C+32}{5}, \text{ si } F = C = t \text{ y despejamos } 5t=9(t+32) \Leftrightarrow 9t - 5t = - 288 \Leftrightarrow 4t = -288$$

$$t = -\frac{288}{4} = -72 \text{ grados}$$



Cuestiones ( Pág 139 )

1 El calor específico, tes una magnitud intensiva o extensiva?



Es una magnitud intensiva, ya que define por unidad de masa, es decir el calor específico de una sustancia no depende de la cantidad de la sustancia.



2 Un objeto, ¿puede realizar trabajo por estar a mayor temperatura que el medio que le rodea? Pon un ejemplo.



Un gas que se expande por efecto del aumento de la temperatura puede mover un émbolo y realizar trabaja mecánico, como en los pistones de los motores de combustión.



3 ¿Y si se encuentra a menor temperatura que el medio?



No, ahora es el sistema el que recibe trabajo, no lo realiza.



4 ¿Cómo explicas que la energía transferida en forma de calor por un sistema sea negativa?



Quiere decir que recibe calor , no que lo proporcionan o cede.



5 Calcula el calor específico de una sustancia, sabiendo que, al aportar 209 J en forma de calor a 10 g de ésta, aumentamos su temperatura en 10 K.



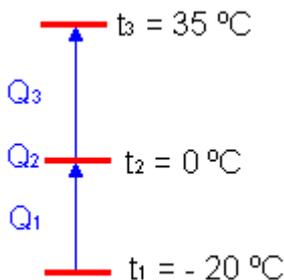
$Q = 209 \text{ J}$   
 $m = 10 \text{ g} = 0,01 \text{ Kg}$   
 $\Delta T = 10 \text{ K}$

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T} = \frac{209}{0,01 \cdot 10} = 2090 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$



Cuestiones ( Pág 141 )

1 Al calentar un trozo de hielo de 20 g, que se encuentra a -20 °C, conseguimos convertirlo en agua a 35 °C. ¿Qué cantidad de energía, en forma de calor, aportamos al hielo si el trabajo de expansión que realiza el hielo al pasar a agua es insignificante?



En el diagrama adjunto esquematizamos la transformación en dos pasos que involucran tres aportaciones caloríficas .

○ Calor necesario para pasar el hielo de  $t_1 = -20 \text{ }^\circ\text{C}$  a  $t_2 = 0 \text{ }^\circ\text{C}$  ( $Q_1$ )

Masa del hielo =  $m_h = 20 \text{ g} = 0,02 \text{ kg}$   
 Calor específico del hielo =  $c_h = 2\,090 \text{ J/ kg} \cdot \text{K}$

Incremento de temperaturas =  $T_2 - T_1 = t_2 - t_1 = 0 - (-20) = 20 \text{ K}$

$Q_1 = m_h \cdot c_h \cdot (T_2 - T_1) = 0,02 \cdot 2\,090 \cdot 20 = 836 \text{ J.}$

○ Calor necesario para fundir el hielo a  $t_2 = 0 \text{ °C}$  y pasarlo a agua a esa misma temperatura ( $Q_2$ ).

Masa del hielo =  $m_h = 20 \text{ g} = 0,02 \text{ kg}$

Calor latente de fusión del hielo a agua =  $L_h = 333,2 \text{ kJ / kg}$

$Q_2 = m_h \cdot L_h = 0,02 \cdot 333,2 \cdot 10^3 \text{ J} = 6\,664 \text{ J}$

○ Calor necesario para calentar el agua desde  $t_2 = 0 \text{ °C}$  a  $t_3 = 35 \text{ °C}$  ( $Q_3$ )

Masa de agua = masa de hielo = Masa del hielo =  $m_h = 20 \text{ g} = 0,02 \text{ kg}$

Calor específica del agua =  $c_a = 4\,180 \text{ J/kg}\cdot\text{K}$ .

Incremento de temperaturas =  $T_3 - T_2 = t_3 - t_2 = 35 - 0 = 35 \text{ K}$ .

$Q_3 = m_h \cdot c_a \cdot (T_3 - T_2) = 0,02 \cdot 4\,180 \cdot 35 = 2\,926 \text{ J.}$

La cantidad de energía total en forma de calor es :

$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 = 836 + 6\,664 + 2\,926 = 10\,426 \text{ J.}$



2 Tenemos dos muestras de la misma masa de distintas sustancias, que se encuentran a la misma temperatura. Si las calentamos del mismo modo, ¿cuál alcanzará mayor temperatura? ¿Por qué?



Utilizamos la fórmula  $Q = m \cdot c \cdot (T_2 - T_1)$

Como la cantidad de calor suministrada es la misma, la masa y la temperatura inicial también la única magnitud que influye en la temperatura final alcanzada es el calor específico (c), como según :

$$T_2 = \frac{Q}{m \cdot c} + T_1$$

la temperatura final depende de forma inversa del calor específico, **alcanzará una temperatura superior la sustancia que menor calor específico posea.**



Cuestiones ( Pág 145 )

1 Tenemos dos moles de nitrógeno a 20 °C, que se someten a una expansión isobara, a una atmósfera de presión, hasta que su volumen se duplica. Calcula el trabajo que debemos realizar para ello.



Número de moles =  $n = 2$  moles de nitrógeno.

Presión =  $P = 1$  atm.

Temperatura inicial =  $T_1 = 20$  °C =  $20 + 273 = 293$  K.

Necesitamos saber el volumen inicial, el final es el doble, para lo cual aplicamos la ecuación de los gases perfectos, a las condiciones iniciales, y despejamos la temperatura :

$$P \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1 \Leftrightarrow V_1 = \frac{nRT_1}{P} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 293}{1} = 48,05 \text{ l}$$

Por tanto  $V_2 = 2V_1 = 96,10 \text{ l} = 96,10 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$

Ahora ya podemos hallar el trabajo :

$$W = p ( V_2 - V_1 ) = 1 \text{ atm} \cdot 48,05 \text{ l} = 48,05 \text{ atm} \cdot \text{l} = 48,05 \text{ atm} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 4867 \text{ J}$$



2 ¿Cómo interpretas el signo que obtienes para el trabajo?



Que es el sistema el que da trabajo al exterior.



3 La energía interna, ¿es una magnitud intensiva o extensiva?



Es una magnitud extensiva ya que depende la cantidad de materia del sistema.



4 Aplica el primer principio de la termodinámica a la fusión de un cubito de hielo.



El cubito de hielo está en estado sólido con una cierta energía interna, le suministramos energía externa en forma de calor, que se emplea en romper la estructura reticular cristalina y un mayor movimiento de las moléculas de agua con lo que la energía

interna se mantiene ( si se mantiene la temperatura de 0 °C constante) empleándose el calor absorbido en el trabajo de ruptura de la red y aumentar su separación.



Cuestiones ( Pág 147 )

1 Cita tres ejemplos de procesos en los que la energía que se suministra a un sistema en forma de trabajo sirve para producir un flujo de energía en forma de calor.



Trabajo eléctrico en una resistencia que se transforma en calor.

Trabajo de las fuerzas de rozamiento al desplazar un cuerpo sobre una superficie que se transforma en calor ( en parte ).

Comprimimos un gas dentro de un émbolo y aumenta de temperatura.



2 Cita tres ejemplos de procesos en los que la energía que se suministra a un sistema en forma de calor sirve para que dicho sistema realice trabajo.



En un embolo tenemos un gas y lo calentamos observando que expande ( aumenta su volumen) y por tanto realiza un trabajo ( motores de combustión).

En una olla exprés el calor externo de la cocina hace mover la válvula de presión ( y cuece los alimentos ).

Calentamos dos trozos de metales distintos unidos, la distinta dilatación puede mover un puntero indicador que sirva para medir la temperatura.



3 ¿Qué diferencia existe entre los ejemplos citados en la primera cuestión y los que has señalado en la segunda cuestión?



En el primer caso todo el trabajo suministrado puede ( bajo ciertas condiciones y en el caso ideal) transformarse íntegramente en calor pero en la segunda cuestión, aún en el caso ideal no es posible transformar íntegramente el calor en trabajo ( primer principio de la Termodinámica ).



Cuestiones ( Pág 148 )

1 En la vida real, ¿ es posible que se produzca un proceso reversible?



No, pues siempre habrá en las etapas del proceso disminución de la energía, por pérdidas debidas al rozamiento.



2 De ser negativa la respuesta a la primera cuestión, indica qué debes hacer para que un proceso real sea prácticamente reversible.



Realizar variaciones en sus propiedades lo más pequeñas posibles, en un número muy grande de estados intermedios de equilibrio ( infinitos en la teoría) hasta alcanzar el estado final.



3 De ser afirmativa la respuesta a la primera cuestión, indica un ejemplo y explica el proceso.



Un proceso en el que pretendemos llevar un gas de unas condiciones iniciales a otras finales dentro de un émbolo, moviendo el émbolo en incrementos de distancia lo más pequeños posible.



Cuestiones ( Pág 151 )

1 Teniendo en cuenta su definición matemática, la entropía, ¿ es una variable intensiva o extensiva?



Extensiva pues es cociente de una extensiva, el calor, que depende de la masa, y otra magnitud intensiva, la temperatura.



2 En un proceso reversible, ¿ puede aumentar la entropía del sistema?



Si pero debe variar en la misma medida y con signo opuesto la entropía del entorno al sistema.



3 Si aumenta la entropía del sistema en un proceso reversible, ¿qué sucede con la entropía del entorno?



Que disminuye en la misma cantidad, para que la variación de entropía sistema - entorno sea nula.



4 En un proceso reversible, ¿puede disminuir la entropía del sistema? De ser así, ¿qué ocurre con la entropía del entorno?



Sí, siempre que aumente el orden. Entonces la entropía del entorno ha de aumentar en la misma cantidad.



## ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

### CUESTIONES

1 La expresión  $Q = m L$  permite calcular la cantidad de energía que debemos transferir a un sistema, en forma de calor, para que cambie de estado. ¿Qué respuesta indica correctamente las unidades en que se miden  $Q$  y  $L$ ?



Los calores latentes se hallan por la fórmula :

$$Q = m \cdot L$$

Para que el calor ( energía ) venga dado en Julios ( J), como la masa se mide en kg, L ha de medirse en  $J/ kg = J \cdot kg^{-1}$ .



2 La primera ley de la termodinámica se expresa en la forma:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - W$$

¿Cuál de las tres cantidades,  $Q$ ,  $W$  y  $\Delta U$ , puede ser nula cuando el sistema es un gas ideal que sufre una transformación adiabática?

- a) Sólo W   b) Sólo  $\Delta U$    c) Sólo Q   d) Cualquiera de las tres



Por definición, una transformación se dice adiabática, si ocurre sin intercambio de calor, es decir el calor permanece constante, luego  $Q = 0$ . Respuesta correcta **c**).



3 ¿Cuál es la ecuación de dimensiones de la entropía?



La definición de entropía viene dada por la ecuación :

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T} \text{ luego } [S] = \frac{[Q]}{[T]} = \frac{[Energía]}{[T]} = \frac{ML^2 \cdot T^{-2}}{\Theta} = ML^2 T^{-2} \Theta^{-1}$$



4 Cuando nos cubrimos con un abrigo, ¿qué es lo que hacemos desde el punto de vista de la termodinámica?



Estamos intentando fabricar un sistema aislado que no intercambie masa ni energía con el entorno, para no perder el calor corporal y mantener nuestra temperatura.



S El aire seco es mal conductor del calor. Explica la razón por la cual los osos polares sobreviven perfectamente en el medio en que viven, a pesar de la baja temperatura del aire que los rodea.



Gracias a la capa de grasa aislante de la piel y el “abrigo de pieles” externo ( que retiene el calor al mantener una capa aislante de aire seco ( mal conductor del calor) entre su grueso manto de pelos, que les protege de pérdidas de calor interno hacia el frío entorno.



6 Los seres vivos, ¿son sistemas termodinámicos? Justifica la respuesta.



Todo ser vivo es un sistema termodinámico considerado como una porción del universo separada del resto por mediante una membrana externa ( piel, escamas, pelos, etc.) que intercambia con el entorno energía y masa.



7 ¿Podemos pensar en que, algún día, dispondremos de máquinas cuyo rendimiento será la unidad? ¿Por qué?



No existe la máquina con rendimiento unidad. Como consecuencia del segundo principio de la Termodinámica, siempre habrá pérdidas de energía que no podrán convertirse en trabajo, siendo el rendimiento menor a la unidad.



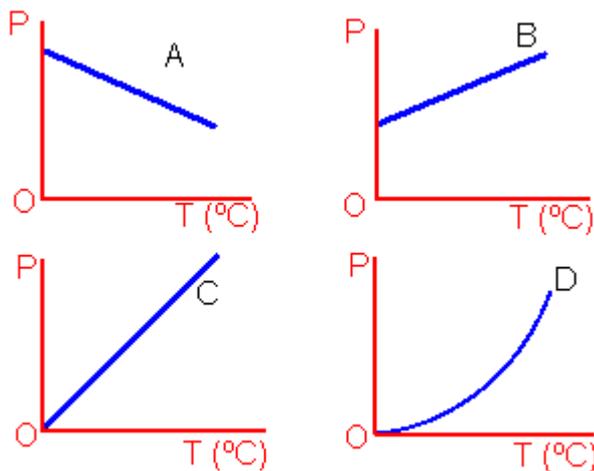
8 Si los seres vivos son sistemas termodinámicos, ¿son abiertos o cerrados? ¿Por qué?



Los seres vivos ( mientras lo estamos) somos sistemas termodinámicos abiertos que intercambiamos materia ( comida y desechos) y energía con nuestro entorno.



9 Un gas ideal, inicialmente a 0 °C, se calienta en un recipiente cuyo volumen es constante. ¿Qué gráfica muestra correctamente cómo varía la presión del gas con la temperatura?



a) A b) B c) C d) D



Si  $V = \text{cte}$ , se cumple la 2ª ley de Guy-Lussac, el cociente de la presión por la temperatura se mantiene constante,  $P / T = k$ , luego la ecuación que relaciona la presión ( variable dependiente ) con la temperatura ( T, independiente) es :

$$P = kT$$

ecuación cuya representación gráfica es una línea recta que pasa por el origen de coordenadas, lo que coincide con la

representación del apartado C.



10 Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones y señala el motivo:

- a) El hielo de la Antártida posee poco calor.
- b) El hielo del Teide posee más calor que el de la Antártida.

c) *Cuanto mayor sea la temperatura a que se encuentra un cuerpo, mayor es la cantidad de calor que posee.*

d) *La temperatura a que se encuentra un cuerpo nos indica, de alguna forma, la cantidad de energía interna que posee.*

e) *El trabajo que realiza un cuerpo depende, entre otros factores, de la temperatura a que se encuentra.*

f) *Trabajo y calor son dos formas equivalentes de energía.*



a) El calor es una forma de energía en tránsito, que se manifiesta al ponerse en contacto con otro sistema a distinta temperatura, luego un sistema no posee calor, tiene capacidad para transferir cierto calor, que depende de la masa, del calor específico ( del hielo en este caso ) y del incremento de temperaturas entre la suya y la del cuerpo con el que entre en contacto. Es doblemente falsa:

✿ Un sistema no “posee calor”.

✿ El calor que puede transferir la Antártida, aunque está a baja temperatura es inmenso, ya que la masa de hielo que tiene es muy grande.

b) También falsa por las misma dos razones anteriores.

c) Falsa pues, como ya hemos citado, el calor que puede intercambiar un cuerpo no sólo depende de su temperatura, sino del incremento de temperatura respecto del sistema con el que intercambia, de la masa del sistema y del calor específico.

d) Verdadera para un gas ideal, la energía interna es una medida de la temperatura del sistema ya que depende sólo de ella.

e) Falsa ya que puede mantenerse constante la temperatura y variar el trabajo como se demuestra en cualquier proceso en que se produce variación de trabajo mecánico a temperatura ambiente.

f) Falsa, ya que, aunque el trabajo puede transformarse íntegramente en calor, el proceso inverso no es posible, por lo que no son formas equivalentes de energía.



**11** *En el lenguaje cotidiano confundimos calor y temperatura. Ello se debe a que utilizamos la misma palabra, calor, para referirnos a dos fenómenos totalmente diferentes. ¿Cuáles son esos fenómenos? ¿Cómo podemos deshacer el equívoco?*



Al calor como energía en tránsito y a la temperatura o estado de agitación cinético-molecular de las partículas que constituyen el sistema en el habla cotidiana se les suele confundir, pero un cuerpo a alta temperatura puede transmitir poca cantidad de calor ( si su masa es muy pequeña o se le pone en contacto con otro a una temperatura cercana ) y, al contrario, un cuerpo a baja temperatura puede intercambiar gran cantidad de calor ( la masa y/o el incremento de temperaturas son grandes ).

Expresiones como :

¡ Qué calor hace ! o ¡ que tiempo más frío !,

sería mejor que cambiasen por :

¡ Qué temperatura más alta o más baja reina en el ambiente !



1.2 Si los procesos reversibles no existen, por qué les damos tanta importancia?



Porque podemos estudiar la realidad como una ( o varias ) aproximaciones de la situación ideal, es decir, partiendo de la situación ideal podemos aproximarnos a la situación real para cuantificarla.



1.3 El rendimiento de una central de producción de energía eléctrica, que convierte la energía que libera la combustión del carbón en energía eléctrica, suele ser de un 30%. ¿Dónde va a parar la energía restante?



El 70 % de la energía ( en forma de calor ) producida al quemar el carbón se pierde en distintos procesos :

- ◆ El propio proceso de combustión tiene pérdidas de calor que no se trasmite al agua.
- ◆ En el proceso de calentamiento del agua también hay pérdidas en las conducciones.
- ◆ En el proceso de expansión del vapor en las turbinas también se pierde energía por rozamientos.
- ◆ En la propia transformación de la energía calorífica del vapor en eléctrica también hay pérdidas de energía, ya que el rendimiento tampoco es del 100 por 100.



14 *¿Por qué oscila menos la temperatura en aquellas localidades que se encuentran cerca del mar que en las que están situadas en el interior de los continentes?*



En las localidades costeras, los incrementos de temperatura son menores porque el agua del mar ( de calor específico mayor que la tierra ) se calienta y enfría más lentamente que la tierra, de manera que :

Durante el día ( y en verano) el mar está a menor temperatura que la tierra y sopla una brisa a menor temperatura ( fresca) del mar hacia la tierra que hace que la temperatura alcanzada en el litoral sea menor.

Durante la noche ( y en el invierno) es al contrario, la tierra se ha enfriado antes y ahora la brisa sopla de la tierra ( menor temperatura) hacia el mar( mayor temperatura), suavizando la temperatura baja nocturna.



15 *¿Qué ocurre con la entropía de todo el Universo en su conjunto a medida que transcurre el tiempo?*



Teniendo en cuenta que los procesos reales del Universo son irreversibles, la entropía del Universo está en constante aumento, degradándose su capacidad para producir trabajo hasta que esta capacidad sea nula y el Universo “muera”.



16 *En ocasiones, los físicos hablan de la "muerte térmica" del Universo. ¿A qué pueden estar refiriéndose?*



Tiene que ver con la degradación de la energía, es decir, con el aumento de la entropía del universo. Cuando la temperatura del conjunto del Universo se uniformice, y no existan gradientes térmicos, no podrá haber intercambios energéticos, será imposible obtener trabajo a partir del calor ya que para transformar parcialmente el calor en trabajo es necesario que haya un gradiente o salto térmico, se ha llegado a la “muerte térmica”. No podrá haber cambios espontáneos.



17 *La biosfera en su conjunto es "antientrópica", ya que las estructuras corporales de los seres vivos están altamente ordenadas. ¿Cómo lo explicas? ¿De dónde procede la energía que consumen los seres vivos?*



Aunque el Universo en su conjunto tiende **espontáneamente** al desorden, al aumento de la entropía, eso no contradice el hecho que existan sistemas parciales en los cuales la entropía aumenta, a costa de consumir energía externa, es decir no son espontáneos sino forzados, como son los seres vivos, aunque al final de la vida esa ordenación desaparezca y el sistema sigue su proceso espontáneo natural de degeneración, libera su energía y aumenta su entropía ( ya que el proceso es irreversible ).



**18** *Sabemos que una caloría equivale a 4,18 joule. ¿Quiere esto decir que, en una máquina térmica, por cada caloría que se obtiene al quemar carbón podemos obtener 4,18 joule de trabajo? Razona la respuesta.*



Todo el calor no se puede convertir en trabajo, el rendimiento de una máquina térmica siempre será menor que la unidad, según nos dice el segundo principio de la termodinámica en su enunciado Kelviniano, ya que parte de ese calor se degrada, pierde su capacidad para producir trabajo, y no puede ser transformado en trabajo.



**19** *La cantidad de vapor de agua que admite el aire depende de la temperatura. Cuando el aire no admite más vapor de agua, decimos que está saturado de vapor de agua. En invierno es frecuente despertarse por la mañana y ver los campos cubiertos de rocío, que al poco tiempo desaparece. ¿Puedes explicar los procesos que ocurren con el vapor de agua atmosférico desde que se pone el Sol hasta media mañana?*



Al poner el Sol, la energía de la radiación solar deja de llegar a la Tierra y esta comienza a enfriarse bajando las temperaturas de la tierra y del aire atmosférico, al ir disminuyendo la temperatura del aire la cantidad de vapor de agua que admite es menor y el exceso ( que tenía en altas temperaturas diurnas) se condensa en forma de gotas de agua que van conformando el rocío. Amanece al día siguiente ( que no es poco ) y comienza el proceso inverso, el calor de la radiación solar que incide sobre las gotas de rocío, las calienta hasta transformarlas en vapor de agua que se dispersa en el aire que también ha sido calentado por la misma radiación solar y al estar más caliente puede admitir más humedad. En caso de que la cantidad de vapor de agua en el aire rebasase lo permitido por la temperatura se formarían las nubes que podrían dar lugar a la lluvia.



**20** *Cita tres ejemplos, al menos, de procesos reales que puedan ser considerados prácticamente reversibles.*



- ❖ Un equilibrio químico en que se transforman reactivos en productos y viceversa :



- ❖ Un gas ideal que se comprime muy lentamente en un émbolo o pistón.

- ❖ Bajada y subida de un cuerpo sobre un plano inclinado de superficie con coeficiente de rozamiento muy pequeño.



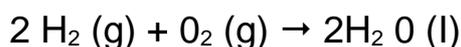
**21** *En una nevera se cede energía en forma de calor al medio ambiente, que se toma del interior de la nevera. Por tanto, disminuye la temperatura del interior y aumenta la del medio ambiente. ¿Cómo es la variación de entropía en este proceso? ¿Cómo lo explicas?*



La variación de entropía en un proceso de refrigeración es negativa debido a que no es un proceso espontáneo, necesita un aporte exterior de trabajo ( el que realiza el motor del refrigerante) para que pueda producirse.



**22** *La reacción química de formación del agua es un proceso que podemos resumir en la forma:*



*Como sabes, las moléculas de los gases están más desordenadas que las de los líquidos. Por tanto, en este proceso disminuye la entropía del sistema. ¿Va esto en contra del segundo principio de la termodinámica?*



No, porque esta reacción no tenderá a darse espontáneamente, es un proceso forzado.



**23** *Los motores diésel no utilizan bujías para quemar el gasóleo. Busca información respecto a cómo funcionan estos motores y explica por qué no son necesarias las bujías.*



En el interior de un émbolo, un gas explota y parte del calor liberado en la reacción se invierte en expandir el gas que acciona el émbolo del pistón y este movimiento se transmite a un eje que a su vez lo transmite a las ruedas.

No se necesita las bujías, pues los combustibles, gasóleo, son gases cuyo proceso de combustión ( reacción con el oxígeno atmosférico) se produce espontáneamente a alta presión, la cual se consigue en la carrera inversa del émbolo que comprime el combustible hasta su punto de ignición. La iniciación se realiza con un motor eléctrico que realiza la primera compresión, luego el proceso se automantiene usando parte de la energía liberada en la combustión para comprimir los gases nuevos que penetran en el pistón.



**24** Si dejamos salir aire de un balón, la temperatura ala que sale es menor que la del aire que lo rodea. ¿Puedes explicarlo?



Al salir el aire se encuentra a una presión menor que la del interior del balón, y aumenta su volumen es decir se expande adiabáticamente y, como realiza un trabajo positivo ( aumenta de volumen), sin intercambio de calor, según el primer principio ha de disminuir su energía interna y como  $\Delta U = n c_v \Delta T$  su temperatura disminuye.



**25** ¿Cómo será la entropía de un Universo que alcance el estado de "muerte térmica"?



La entropía irá aumentando hasta hacerse máxima.



## EJERCICIOS

**26** Calcula la presión que ejerce un mol de oxígeno sobre el recipiente en que se encuentra si el volumen que ocupa es de 10 l y la temperatura de 27 °C.



**n = 1 mol.**

**V = 10 l.**

**t = 27 °C = ( 27 + 273) °K = 300 °K**

Aplicamos la ley de los gases perfectos y despejamos la presión :

$$PV = nRT \Leftrightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 300}{10} = 2,46 \text{ atm.}$$



**27** Se dice que un gas se encuentra en condiciones normales (C.N) cuando la presión es una atmósfera y la temperatura 0 °C. Calcula, en esas condiciones, el volumen que ocupa un mol de gas.



$$\begin{aligned} n &= 1 \text{ mol.} \\ p &= 1 \text{ atm.} \\ t &= 0^\circ\text{C, } T = 273 \text{ K} \end{aligned}$$

Aplicamos de nuevo la ley de los gases perfectos y despejamos el volumen V :

$$PV = nRT \Leftrightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 22,386 \text{ l} \simeq 22,4 \text{ l.}$$



**28** Calcula la masa molecular relativa de un gas si 85,4 g de éste ejercen una presión de 50 atm en el interior de un recipiente de 2 l , siendo la temperatura 400 K.



$$\begin{aligned} m &= 85,4 \text{ g.} \\ P &= 50 \text{ atm.} \\ V &= 2 \text{ l.} \\ T &= 400 \text{ K} \end{aligned}$$

Como el número de moles (n) es el cociente entre la masa ( m) y la masa molecular (M), si sustituimos en la ecuación de los gases perfectos, podemos despejar la masa molecular (M) :

$$PV = nRT \Leftrightarrow PV = \frac{m}{M}RT \Leftrightarrow M = \frac{mRT}{PV} = \frac{85,4 \cdot 0,082 \cdot 400}{50 \cdot 2} = 28,01 \text{ g/mol}$$

Posiblemente, por el valor de su masa molecular, el gas sea el aire.



**29** En el ejercicio anterior, ¿cuánto debe descender la temperatura para que la presión se reduzca a la mitad?



$$\begin{aligned} P_1 &= P \text{ atm.} \\ P_2 &= P/2 \text{ atm.} \\ T_1 &= 400 \text{ K.} \\ T_2 &= \text{incógnita.} \end{aligned}$$

Se mantiene constantes el número de moles  $n$  y el volumen ( $V$ ), aplicamos una de las leyes de Guy-Lussac :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Leftrightarrow T_2 = \frac{P_2}{P_1} \cdot T_1 = \frac{1/2P}{P} \cdot 400 = 200 \text{ K, es decir debe descender a la mitad.}$$



**30** Demuestra que el proceso por el que un vaso de leche caliente se enfría es un proceso en el que aumenta la entropía.



$T_1$  = temperatura de la leche caliente.

$T_2$  = temperatura de la leche fría.

$m$  = masa de leche.

$c$  = calor específica de la leche.

El calor que la leche transmite al entorno al enfriarse es:

$Q = m c ( T_2 - T_1)$ , que, como  $T_2 < T_1$  será negativo para la leche, que lo pierde y positivo para el entorno, que lo gana, por tanto la variación de entropía del proceso será también positiva es decir aumentará.



**31** Cuando se hiela la superficie de un estanque, aparentemente se viola el segundo principio de la termodinámica. ¿Puedes explicar qué ocurre exactamente?



Al helarse un estanque el calor del agua pasa al entorno ( aire y tierra que le rodea), luego considerando el estanque y su entorno, aunque en el estanque aumenta el orden ( al pasar de estado líquido a sólido ) en el entorno la entropía aumenta al recibir calor del estanque, de manera que en el conjunto, como el proceso es irreversible ( parte de la energía en forma de calor intercambiada, no puede convertirse en trabajo) *la variación neta de entropía es positiva*, es decir no se viola el segundo principio.



**32** Un gramo de agua a 373 K pasa a vapor de agua ala misma temperatura. Calcula la variación de entropía que experimenta el agua y el entorno, así como la variación de entropía del Universo.



$m = 1 \text{ gr} = 0,001 \text{ kg.}$

$c = \text{calor latente de vaporización del agua} = 2\,245 \text{ J / kg K.}$

La variación de entropía del proceso es:

$\Delta S = S_v - S_i = Q / T$ , y, como el calor que hay que suministrar es :

$Q = m \cdot c = 0,001 \cdot 2\,245 = 2,245$  J, la variación de entropía es :

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{2,245}{373} = 6,02 \cdot 10^{-3} \text{ J/K}$$

que es una cantidad positiva. La entropía del conjunto agua-entorno, aumenta así como la del universo ( que engloba a ambos ).



**33** ¿Qué conclusión extraes del resultado del ejercicio anterior?



Que en todo proceso no reversible la entropía del universo aumenta.



## PROBLEMAS

**34.** De una sustancia se conocen las siguientes características:

- Punto de fusión: 120 °C
- Punto de vaporización: 450 °C
- Calor específico (sólido): 500 J ·kg<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>
- Calor específico (líquido): 1200 J kg<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>
- Calor latente de fusión: 40.000 J kg<sup>-1</sup>.

Con estos datos, calcula la energía que se necesita aportar a 0,5 kg de sustancia, que inicialmente se encuentra a 20 °C, para que se funda por completo.

- a)  $(0,5 \cdot 500 \cdot 100) = 25.000$  J
- b)  $(0,5 \cdot 500 \cdot 120) = 30.000$  J
- c)  $(0,5 \cdot 500 \cdot 100) + (0,5 \cdot 40\,000) = 45000$  J.
- d)  $(0,5 \cdot 500 \cdot 120) + (0,5 \cdot 40.000) = 50.000$  J



Para que la sustancia se funda ha de aumentar su temperatura hasta su punto de fusión, es decir de 20 °C a 120 °C, para lo que necesitará que se le aporte un calor  $Q_1$  y después hay que suministrarle el calor necesario para que pase ( a esa temperatura ) del estado sólido al líquido, calor  $Q_2$  :

$$Q = Q_1 + Q_2 = m c ( T_2 - T_1 ) + m c_f = 0,5 \cdot 500 \cdot ( (120 + 273) - ( 20 + 273 ) ) + 0,5 \cdot 40\,000 = 0,5 \cdot 500 \cdot 100 + 0,5 \cdot 40\,000 = 25\,000 + 20\,000 = 45\,000 \text{ J.}$$

El apartado correcto es el c).



**35** En el problema anterior, la energía que hay que aportar al sistema, en forma de calor, para que la sustancia alcance 320 °C es:

- a) 140.000 J      b) 165 .000 J      c) 270.000J      d) 285.000 J



Al calor necesario para fundirlo, hallado en el problema anterior, hay que añadir la energía necesaria para aumentar la temperatura de 120 °C a 320 °C, que es :

$$Q_3 = m \cdot c(\text{líquido}) \cdot ( T_3 - T_2) = 0,5 \cdot 1\,200 \cdot ( (320 + 273) - ( 120 + 273) ) = 0,5 \cdot 1\,200 \cdot 200 = 120\,000 \text{ J.}$$

Luego la energía que hay que aportar al sistema, sumando el resultado del problema anterior es :

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 = 45\,000 + 120\,000 = 165\,000 \text{ J, apartado b).}$$



**36** En la experiencia de ,Joule se dejan caer dos pesas de 10 kg de masa desde una altura de 40 m. El sistema hace girar unas paletas dentro de un recipiente adiabático que contiene agua.

Suponiendo que no se producen pérdidas por rozamiento y que, por tanto, la energía potencial se convierte íntegramente en calor, ¿cuál es el incremento de temperatura que se produce si el recipiente contiene 780 g de agua?



- mp = masa de las pesas = 10 + 10 = 20 kg.
- h = altura desde la que caen = 40 m.
- m = masa de agua a calentar = 780 gr = 0,78 kg.
- c = calor específico del agua = 4 180 J/kg·K.

Como se nos dice que no tengamos en cuenta las pérdidas de energía, se cumplirá que la energía potencial de las pesas a la altura h se convierte íntegramente en calentar el agua :

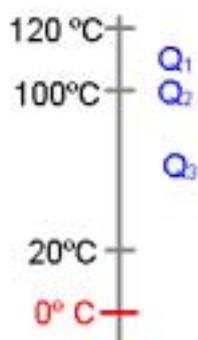
$$E_p = Q \Leftrightarrow m_p g h = m c \Delta T \Leftrightarrow \Delta T = \frac{m_p g h}{m c} = \frac{20 \cdot 9,8 \cdot 40}{0,78 \cdot 4180} = 2,4 \text{ K} = 2,4 \text{ } ^\circ\text{C}$$



37 Calcula la energía que libera una tonelada de vapor de agua a 120 °C cuando se enfría y se convierte en agua a 20 °C.



En la figura se especifican las transformaciones del sistema y los calores liberados en cada transformación.



○ Q<sub>1</sub> es el calor que se libera cuando el vapor pasa de la temperatura t<sub>1</sub> = 120 °C a la temperatura t<sub>2</sub> = 100 °C:

*m = masa de vapor de agua = 1 tm = 1000 kg*  
*c = calor específico del vapor de agua = 1 920 J/kg·K.*  
 $\Delta T = T_2 - T_1 = t_2 - t_1 = 100 - 120 = - 20 \text{ K.}$

$Q_1 = m \cdot c \cdot \Delta T = 1\,000 \text{ kg} \cdot 1\,920 \text{ J/kg}\cdot\text{K} \cdot (- 20 \text{ K}) = - 38\,400\,000 \text{ J}$

○ Q<sub>2</sub> = es la energía liberada al condensarse el vapor a 100 °C en agua a 100 °C :

*m = masa de vapor de agua = 1 tm = 1000 kg*  
*L<sub>v</sub> = calor latente de condensación = 2 245 J/kg*

$Q_2 = - m \cdot L_v = - 1\,000 \text{ kg} \cdot 2\,245 \text{ J/kg} = - 2\,245\,000 \text{ J}$  ( el signo negativo es por que es energía liberada ).

○ Q<sub>3</sub> = energía liberada cuando el agua, ya líquida, pasa de la temperatura t<sub>2</sub> = 100 °C a la temperatura t<sub>3</sub> = 20 °C :

*m = masa de agua = 1 tm = 1000 kg*  
*c = calor específico del agua = 4 180 J/kg·K.*  
 $\Delta T = T_3 - T_2 = t_3 - t_2 = 20 - 100 = - 80 \text{ K.}$

$Q_3 = m \cdot c \cdot \Delta T = 1\,000 \text{ kg} \cdot 4\,180 \text{ J/kg}\cdot\text{K} \cdot (- 80 \text{ K}) = - 334\,400\,000 \text{ J.}$

○ Luego la energía total liberada en el proceso de enfriamiento es :

$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 = - 38\,400\,000 \text{ J} - 2\,245\,000 \text{ J} - 334\,400\,000 \text{ J} = 375\,045\,000 \text{ J} = 375\,045 \text{ KJ.}$



38 Una bala de plomo de 25 g, inicialmente a 20 °C, se dispara con una velocidad de 300 m/ s contra una placa de acero en la que queda incrustada. ¿Se fundirá el plomo como consecuencia del choque? Supón que la placa de acero no modifica su temperatura. Datos:

- Temperatura de fusión del plomo: 330 °C.
- Calor específico del plomo: 0,122 U. I .
- Calor latente de fusión del plomo: 24,7 U. I .



Si la placa no modifica su temperatura, toda la energía cinética que lleva la bala, que se transforma en calor como consecuencia del choque, es absorbida por esta que aumenta la temperatura, esta energía se emplea en calentar el plomo y, si llega a su temperatura de fusión, en fundirlo ( calor latente de fusión ) .

Vamos a hallar la energía cinética de la bala y la energía necesaria para fundir la bala y comparamos :

$m = \text{masa de la bala de plomo} = 25 \text{ g} = 0,025 \text{ kg.}$

$v = \text{velocidad inicial de la bala} = 300 \text{ m/s.}$

$t_0 = \text{temperatura inicial de la bala} = 20 \text{ }^\circ\text{C.}$

$t_f = \text{temperatura de fusión del plomo} = 330 \text{ }^\circ\text{C}$

$c = \text{calor específico del plomo} = 127 \text{ J/kg}\cdot\text{K}$  ( tomo el de la tabla del libro).

$L_f = \text{calor latente de fusión del plomo} = 24,7 \text{ J/kg.}$

Energía cinética de la bala :

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \cdot 0'025 \cdot 300^2 = 1125 \text{ J}$$

Energía necesaria para fundir la bala de plomo = energía necesaria para que alcance la temperatura de fusión + energía necesaria para fundirse :

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T + m \cdot L_f = 0'025 \cdot 127 \cdot (330 - 20) + 0'025 \cdot 24'7 = 984'25 + 0'6175 = 984'87 \text{ J.}$$

**Como  $E_c > Q$ , si tiene suficiente energía cinética para fundir la bala de plomo.**



**39** *En una vasija de paredes adiabáticas se introducen cantidades iguales de agua a 50 °C y de hielo a -40 °C. ¿Se fundirá todo el hielo? ¿Cuál será la temperatura final de la mezcla?*



Calculamos las cantidades de calor que cede el agua para pasar de 50 °C a 0 °C y la que capta el hielo para pasar de - 40 °C a 0 °C y luego vemos si sobra suficiente energía para fundir toda la masa de hielo o no :

Calor cedido por el agua

$m = \text{masa de agua en kg.}$

$t_2 = 50 \text{ }^\circ\text{C.}$

$t_1 = 0 \text{ }^\circ\text{C}$

$c = \text{calor específico del agua} = 4 \text{ 180 J/kg}\cdot\text{K.}$

$$Q_c = m \cdot c \cdot (T_2 - T_1) = m \cdot 4 \text{ 180} \cdot (50 - 0) = 209 \text{ 000}m \text{ J}$$

Calor que absorbe el hielo para pasar a 0 °C

$m = \text{masa de hielo} = \text{masa de agua}$

$c_h = \text{calor específico del hielo} = 2\,090 \text{ J / kg}\cdot\text{K}$   
 $t_3 = -40 \text{ }^\circ\text{C}$

$Q_a = m \cdot c_h \cdot (t_1 - t_3) = m \cdot 2\,090 \cdot 40 = 83\,600 \text{ m J}$

La diferencia de energía  $Q = Q_c - Q_a = 209\,000m - 83\,600m = 125\,400 \text{ m J}$  es mayor que la que se necesita para fundir el hielo :

$Q_f = m \cdot L_f = m \cdot 333'2 = 333'2 \text{ m J}$ , luego la temperatura de equilibrio ( $t$ ) será superior a  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ , de manera que se cumplirá :

Calor cedido por el agua al enfriarse hasta  $t$  = calor captado por el hielo para llegar a su temperatura de fusión + calor necesario para fundir el hielo + calor necesario para que el agua procedente de la fusión alcance la temperatura  $t$ .

$m \cdot c \cdot (50 - t) = m \cdot c_h \cdot (0 - (-40)) + m \cdot L_f + m \cdot c \cdot (t - 0)$ , es decir :

$50mc - mct = 40mc_f + mL_f + mct$ , donde eliminando la masa  $m$  y trasponiendo términos tenemos :

$50c - 40c_f - L_f = 2ct$ , que nos permite despejar la temperatura final de la mezcla :

$$t = \frac{50c - 40c_f - L_f}{2c} = \frac{50 \cdot 4180 - 40 \cdot 2090 - 333'2}{2 \cdot 4180} = 14'96 \approx 15 \text{ }^\circ\text{C}$$



**40** *Un litro de agua, a  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ , se congela a una atmósfera de presión. Calcula el trabajo realizado en el proceso si la densidad del agua es de  $1\,000 \text{ kg m}^{-3}$  y la del hielo de  $900 \text{ kg m}^{-3}$ .*



$V = V_1 \text{ 1 l de agua}$   
 $p = 1 \text{ atm} = 1 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ Pa / atm} = 101\,300 \text{ Pa}$   
 $d_1 = \text{densidad del agua} = 1\,000 \text{ kg/m}^3$   
 $d_2 = \text{densidad del hielo} = 900 \text{ kg/m}^3$

Primero hallamos el volumen que ocupa el agua cuando está sólida (hielo) :

masa de agua =  $d_1 \cdot V = 1\,000 \text{ kg/m}^3 \cdot 0'001 \text{ m}^3 = 1 \text{ kg}$

$$V_{hielo} = V_2 = \frac{m}{d_2} = \frac{1 \text{ kg}}{900 \text{ kg/m}^3} = 1'1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

El trabajo realizado es :

**$W = p (V_2 - V_1) = 101\,300 \text{ Pa} \cdot (10^{-3} - 1'1 \cdot 10^{-3}) = -11'26 \text{ J}$**



**41** *¿Qué significado físico tiene el signo del trabajo en el problema anterior?*



El signo negativo del trabajo realizado en el ejercicio anterior es debido a que hay que suministrar trabajo al sistema para congelar el agua.



**42** Se hace pasar una corriente de vapor, ' procedente de agua hirviendo a la presión de 1 atm, por un recipiente que contiene hielo en equilibrio con agua a 0 °C, hasta que la mezcla aumenta su masa en 10 g. Con estos datos, calcula la cantidad de hielo que se ha fundido. Utiliza los datos que necesites de las tablas que se incluyen dentro de la unidad.



$$p = 1 \text{ atm} = 1 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ Pa} / \text{atm} = 101\,300 \text{ Pa.}$$

$$t = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K.}$$

$$\Delta m = 10 \text{ gr.}$$

El incremento de masa sólo puede provenir de la condensación del chorro de vapor de agua hirviendo, que cederá un calor :

$$Q = \Delta m \cdot L_v + \Delta m \cdot c \cdot \Delta T = 0'01 \cdot 2\,245 + 0'01 \cdot 4\,180 \cdot 100 = 4\,202 \text{ J.}$$

Esta energía se emplea en fundir la masa de hielo m :

$$Q = m \cdot L_f \Leftrightarrow m = \frac{Q}{L_f} = \frac{4202 \text{ J}}{333'2 \text{ J/kg}} = 12'6 \text{ kg de hielo se funden.}$$



**43** Calentamos a presión constante 1 kg de í hielo que está a 250 K hasta que se convierte en vapor de agua a 400 K. Si la presión es, en todo instante, de una atmósfera, calcula:

- La energía que debemos comunicar al hielo para tener vapor de agua a 400 K.
- El trabajo de expansión que se realiza.



$$m = 1 \text{ kg.}$$

$$T_1 = 250 \text{ K} = - 23 \text{ °C.}$$

$$T_2 = 400 \text{ K} = 127 \text{ °C.}$$

$$p = 1 \text{ atm} = 1 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ Pa} / \text{atm} = 101\,300 \text{ Pa}$$

$$c_h = \text{calor específico del hielo} = 2\,090 \text{ J/ kg} \cdot \text{K.}$$

$$c_a = \text{calor específico del agua} = 4\,180 \text{ J/kg} \cdot \text{K.}$$

$$c_v = \text{calor específico del vapor de agua} = 1\,920 \text{ J/kg} \cdot \text{K.}$$

$$L_f = \text{calor latente de fusión del hielo} = 333'2 \text{ J/kg.}$$

$$L_v = \text{calor latente de vaporización del agua} = 2\,245 \text{ J/kg.}$$

a) La energía que se debe comunicar se puede descomponer en cinco etapas :

Energía necesaria para que el hielo, a  $-23\text{ }^{\circ}\text{C}$ , alcance los  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  =  $m \cdot c_h \cdot (\Delta T)_1$

Energía que hay que suministrar al hielo para fundirlo =  $m \cdot L_f$ .

Energía que hay que comunicar al agua para llevarlo a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  =  $m \cdot c_a \cdot (\Delta T)_2$ .

Energía necesaria para vaporizar el agua  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  =  $m \cdot L_v$ .

Energía necesaria para que el vapor alcance la temperatura de  $127\text{ }^{\circ}\text{C}$  =  $m \cdot c_v \cdot (\Delta T)_3$  .

$$Q = m \cdot c_h \cdot (\Delta T)_1 + m \cdot L_f + m \cdot c_a \cdot (\Delta T)_2 + m \cdot L_v + m \cdot c_v \cdot (\Delta T)_3 = 1 \cdot 2\,090 \cdot (273 - 250) + 1 \cdot 333'2 + 1 \cdot 4\,180 \cdot (373 - 273) + 1 \cdot 2\,245 + 1 \cdot 1\,920 \cdot (400 - 373) = \mathbf{520\,488\text{ J}}$$

b) El trabajo de expansión

Hemos de conocer el volumen inicial que ocupa el hielo y el final que ocupa el vapor ( considerado como un gas perfecto) :

Volumen del hielo :

$$\text{Como } d = m/V, V_1 = m/d = 1\text{ kg} / 900\text{ kg/m}^3 = 1'1 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3.$$

Volumen que ocupa el vapor a 1 atm :

$$PV_2 = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Leftrightarrow V_2 = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot M} = \frac{1 \cdot 8'3149 \cdot 400}{101300 \cdot 18} = 1'82 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3$$

luego :

$$W = p ( V_2 - V_1 ) = 101\,300 \cdot ( 1'82 \cdot 10^{-3} - 1'1 \cdot 10^{-3} ) = 71'8\text{ J}.$$

