

ACTIVIDADES

1 Si suponemos que la cubeta de Joule contiene 3 L de agua y la pesa, de 25 kg, se deja caer desde una altura total de 5 m, ¿cuánto aumentará la temperatura del agua?



Hallamos primero la energía potencial de la pesa en el punto más alto:

$$E_p = mgh = 25 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 5 \text{ m} = 1\,225 \text{ J}$$

Ahora, suponiendo que toda la energía se transforma en calor, hallamos el incremento de temperatura del agua teniendo en cuenta que si $V = 3\text{L}$, $m = 3\text{kg}$ (ya que $d = 1 \text{ kg/L}$):

$$E_p = Q = mc\Delta t \Leftrightarrow \Delta t = \frac{Q}{mc} = \frac{1225\text{J}}{3\text{kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot\text{K}}} = 0,098 \text{ K} = 0,098 \text{ }^\circ\text{C}$$



2 ¿Qué masa debería colgar en el dispositivo de Joule si deseamos aumentar en un grado la temperatura de 5 L de agua y la altura de caída es 10 m?



Para aumentar un grado una masa de agua de 5 kg se necesita un calor:

$$Q = mc\Delta t = 5 \text{ kg} \cdot 4\,180 \text{ J/kg}\cdot\text{K} \cdot 1\text{K} = 20\,900 \text{ J}$$

Luego la masa de la pesa, que cae desde una altura $h = 10 \text{ m}$, necesaria es:

$$m = \frac{E_p}{gh} = \frac{Q}{gh} = \frac{20900\text{J}}{9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 10\text{m}} = 213,3 \text{ kg}$$



3 ¿Desde qué altura debería dejarse caer un recipiente aislado y lleno de agua para que al chocar contra el suelo aumente en un grado la temperatura del agua?



$$Q = E_p; mc\Delta t = mgh \Leftrightarrow h = \frac{c\Delta t}{g} = \frac{4180 \cdot 1}{9,8} = 426,5 \text{ m de altura}$$



4 Detalla las transformaciones energéticas que tienen lugar en la experiencia de Joule.



La energía potencia perdida por las pesas al descender se transforma en energía cinética de rotación de las palas dentro del calorímetro y esta a su vez en calor al chocar con el agua, que aumenta la temperatura de esta.



5 Un bloque de 10 kg de masa se deja caer desde 100 m de altura sobre un recipiente que contiene 10 L de agua. Si suponemos que toda la energía mecánica del bloque se invierte en aumentar la temperatura del agua, ¿cuál es el aumento de temperatura que se produce?



Hallamos primero la energía potencial de la pesa en el punto más alto:

$$E_p = mgh = 10 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 100 \text{ m} = 9\,800 \text{ J}$$

Ahora, suponiendo que toda la energía se transforma en calor, hallamos el incremento de temperatura del agua teniendo en cuenta que si $V = 10 \text{ L}$, $m = 10 \text{ kg}$ (ya que $d = 1 \text{ kg/L}$):

$$E_p = Q = mc\Delta t \Leftrightarrow \Delta t = \frac{Q}{mc} = \frac{9800 \text{ J}}{10 \text{ kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}} = 0,23 \text{ K} = 0,23 \text{ }^\circ\text{C}$$



6 Una sustancia A tiene el triple de masa y calor específico que un cuerpo B. ¿Cómo serán en comparación las variaciones de temperatura si les agregamos el mismo calor a ambos?



$$m_A = 3m_B$$

$$c_A = 3c_B$$

$$\text{Como } Q_A = Q_B \Rightarrow m_A \cdot c_A \cdot \Delta t_A = m_B \cdot c_B \cdot \Delta t_B \Leftrightarrow \frac{\Delta t_B}{\Delta t_A} = \frac{m_A \cdot c_A}{m_B \cdot c_B} = \frac{3m_B \cdot 3c_B}{m_B \cdot c_B} = 9 \Leftrightarrow \Delta t_B = 9\Delta t_A, \text{ la}$$

temperatura en B varía 9 veces la variación de A.



7 Para calentar 300 g de cierta sustancia desde $15 \text{ }^\circ\text{C}$ hasta $35 \text{ }^\circ\text{C}$, se requieren 25 000 cal. ¿Cuál es el calor específico de dicha sustancia? ¿Y la capacidad calorífica de esa masa?



$$\text{Como } Q = mc(t_f - t_i) \Rightarrow c = \frac{Q}{m(t_f - t_i)} = \frac{25000 \text{ cal}}{300 \text{ g} \cdot (35^\circ\text{C} - 15^\circ\text{C})} = 4,17 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{ }^\circ\text{C}}$$

$$\text{Capacidad calorífica} = C = m \cdot c = 300 \text{ g} \cdot 4,17 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{ }^\circ\text{C}} = 1251 \frac{\text{cal}}{\text{ }^\circ\text{C}}$$



8 Si 3 L de gas se calientan a una presión constante de 1,5 atm hasta que su volumen se duplica, ¿cuál es, en julios, el trabajo realizado por el gas?



$$p = 1,5 \text{ atm} = 1,5 \text{ atm} \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 151950 \text{ Pa}, V = 3 \text{ L} = 3 \text{ dm}^3 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

A presión constante $W = p \cdot \Delta V = p (3V - V) = p \cdot 2V = 151\,950 \text{ Pa} \cdot 3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 455,85 \text{ J}$



9 Un gas ideal ocupa un volumen de 10 L a una temperatura de 300 K. Si se aumenta la temperatura hasta 450 K a una presión constante de 2 atm, ¿cuál es el trabajo realizado por el gas en la expansión? Representalo en un diagrama p-V.



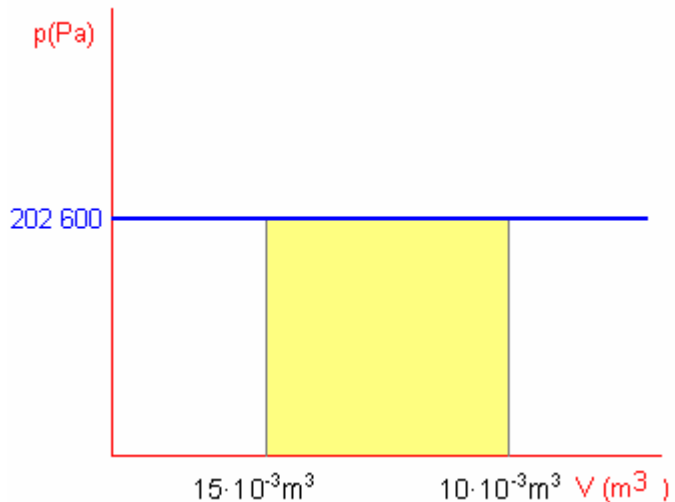
$V_1 = 10 \text{ L}, T_1 = 300 \text{ K}; p_1 = 2 \text{ atm}$
 $V_2 = ? , T_2 = 450 \text{ K}; p_2 = 2 \text{ atm}$

Hallamos primero el volumen que ocupa al aumentar la temperatura a presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = \frac{T_2}{T_1} \cdot V_1 = \frac{450\text{K}}{300\text{K}} \cdot 10\text{L} = 15 \text{ L}$$

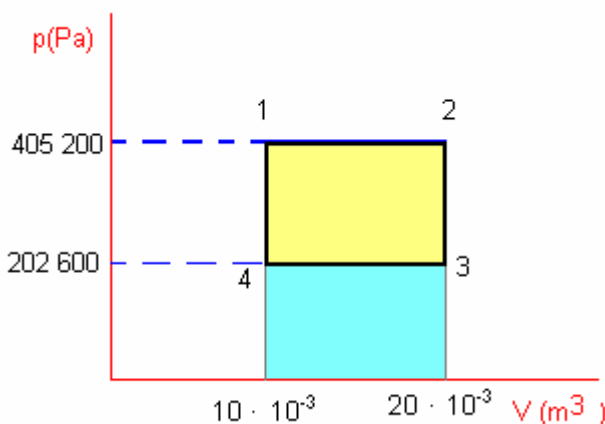
Y ahora el trabajo de expansión a presión constante: $W = p \cdot \Delta V = 2 \cdot 101\,300 \text{ Pa} \cdot (15 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 - 10 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3) = 1\,013 \text{ J}$

Que es el área del rectángulo de la figura.



10 Sometemos 10 L de un gas que se hallan inicialmente a una presión de 4 atm al siguiente proceso cíclico:

- Calentamiento a presión constante hasta que el volumen se duplica.
- Enfriamiento a volumen constante hasta que la presión es de 2 atm.
- Compresión por enfriamiento a presión constante hasta que el volumen se iguala con respecto al inicial.
- Calentamiento a volumen constante hasta que la presión aumenta y alcanza el valor inicial.



Calcula por métodos gráficos el trabajo realizado en todo el proceso.



$p_1 = p_2 = 4 \cdot 101\,300 \text{ Pa} = 405\,200 \text{ Pa}.$
 $p_3 = p_4 = 2 \cdot 101\,300 \text{ Pa} = 202\,600 \text{ Pa}.$

En el gráfico se ha representado el proceso, se puede apreciar que el trabajo pedido se corresponde con el área del rectángulo amarillo que es la diferencia entre el trabajo en el proceso 1 → 2 y el proceso 3 → 4 (los otros dos procesos al realizarse a volumen constante no realizan trabajo):

$$W = \Delta p \cdot \Delta V = (405\,200 - 202\,600) (20 \cdot 10^{-3} - 10 \cdot 10^{-3}) = 2026 \text{ J}.$$



III ¿Por qué es recomendable abrigarse después de haber hecho ejercicio?



Porque la evaporación del sudor segregado en el ejercicio se evapora disminuyendo la temperatura corporal pudiendo producir enfriamientos.



II2 Calcula la variación de energía interna del sistema en los siguientes casos:

- Suministramos 5 000 cal al sistema, y éste realiza un trabajo de 32 340 J.
- Disminuimos la temperatura de 1,5 kg de agua líquida desde 20°C hasta 4°C.
- El sistema absorbe 3 000 cal, pero su temperatura se mantiene constante.



a) Calor suministrado al sistema = $Q = 5\,000\text{ cal} = 5000\text{cal} \frac{4,18\text{J}}{1\text{cal}} = 20\,900\text{ J}$.

Trabajo realizado por el sistema = $W = 32\,340\text{ J}$

Variación de energía interna = $\Delta U = Q - W = 20\,900\text{ J} - 32\,340\text{ J} = -11\,440\text{ J}$.

b) Calor quitado al agua = $Q = -mc\Delta t = -1,5\text{ kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot\text{K}} \cdot 16\text{K} = -100\,320\text{ J}$

Variación de energía interna = $\Delta U = Q - W = -100\,320\text{ J} - 0 = -100\,320\text{ J}$.

c) Como la temperatura no varía tampoco lo hace la energía interna, $\Delta U = 0$.



III3 ¿Considerarías posible que un barco pudiera navegar extrayendo para ello únicamente el calor necesario del agua del mar?



Es el segundo principio de la termodinámica, que admite varios enunciados, interesándonos aquí el que dice que es imposible que una máquina térmica funcionando cíclicamente convierta en trabajo toda la energía que capta en forma de calor. Para extraer el calor del mar se necesitaría más energía de la que se extrae del agua luego no podríamos hacer funcionar el barco. Es la imposibilidad de que exista un móvil de segunda especie. Se necesita un foco más frío que el agua para poder extraer su calor.



II4 Un cuerpo se desliza por una superficie horizontal y finalmente se para como consecuencia de la fricción con el suelo. ¿Qué ha pasado con el trabajo mecánico? ¿Una vez en reposo, podría el cuerpo volverse a acelerar tomando para ello calor del medio?



Que se ha disipado en forma de calor por las fuerzas de rozamiento con el suelo. Una vez detenido no puede invertirse el proceso y tomar el calor cedido al suelo y ponerse en movimiento, es el segundo principio de la Termodinámica.



CUESTIONES Y PROBLEMAS

DE APLICACIÓN

① ¿A qué se debía la consideración del calor como un fluido invisible e imponderable? ¿Qué nombre se dio a ese fluido?



Hasta el siglo XVII estuvo en vigencia la teoría del **calórico**, que consideraba el calor como un fluido que contenían los cuerpos y que pasaba de unos a otros elevando la temperatura y se medía en **calorías**.

El calórico se difunde entre los cuerpos, pasando de uno a otro por contacto. También a los seres vivos. Las quemaduras producidas por congelación se explicaban porque el calórico causa los mismos daños en la piel, no importa si entra en el cuerpo o si sale de él.

El calórico se haría visible en las llamas, formadas en su mayor parte por el calórico desprendiéndose de los cuerpos. Las distintas sustancias presentan distintas solubilidades para el calórico, lo que explicaba la variación del calor específico entre las sustancias.

La teoría del calórico fue ampliamente aceptada, e incluso explicaba los experimentos de Joule sobre la equivalencia entre calor y energía, diciendo que al frotar o taladrar un cuerpo se rompen vesículas microscópicas que contienen el calórico que, así se libera produciendo el calor. Pero éste fue el comienzo de la pérdida de adeptos de una teoría que cada vez presentaba más problemas, como la masa nula del calórico.



② ¿Cuál era la base experimental que dio pie a la suposición de que el calor como fluido se conserva?



La teoría del calórico describía la transferencia de calor como un flujo de calórico desde el objeto caliente al frío. Al poner dos cuerpos a distinta temperatura en contacto el calórico pasaba de uno a otro hasta que se igualaba en las dos sustancias.

La teoría del calórico suministraba una solución clara al problema de la dilatación y contracción térmica. Calentar un cuerpo es darle fluido calórico y, en consecuencia, se dilata. Al enfriarlo, el calórico se elimina y el cuerpo se contrae. El que una sustancia tomara el estado sólido, líquido o gaseoso se explicaba en función de la cantidad de calórico que entraba en su composición. Si contenía gran cantidad de calórico; la sustancia era gaseosa, es decir, poseía un gran volumen, específico; en cambio, los sólidos y líquidos contenían menos calórico, y por ello ocupaban menos volumen. Cuando un gas se comprimía, el calórico quedaba confinado en un volumen más pequeño, crecía en densidad y, por tanto, aumentaba la temperatura. Lo contrario ocurría al expandirse.



③ ¿Es cierto que el calor obedece a alguna ley de conservación?



El calor se conserva en el sentido de que si dos cuerpos a distinta temperatura se ponen en contacto se traspa de uno a otro hasta que la temperatura de equilibrio es la misma pero la *cantidad*

de calor total se mantiene constante pero en realidad no tiene sentido hablar de “el calor de un sistema”, pues es sólo una manera de modificar la energía interna del sistema y, por tanto, en sentido estricto no hay un principio de conservación del calor.



④ ¿Qué observaciones o experiencias contribuyeron a eliminar la idea del calórico?



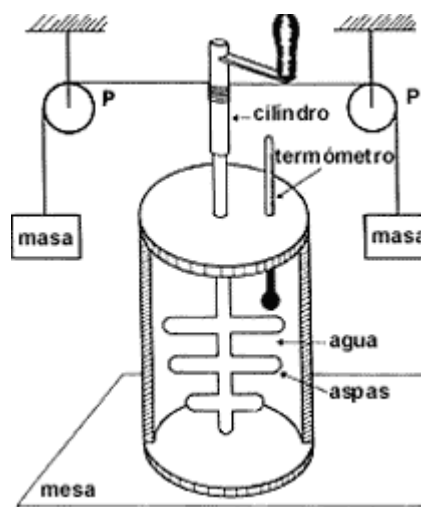
La primera evidencia de que el calor era una forma de la energía y no un fluido sin masa, fue dada por el conde Rumford (B. Thomson), a partir de una serie de experiencias basadas en el c. que se desarrollaba en el torneado de unos cañones del arsenal de Munich. El calor que se desprendía en la fricción era inagotable y esto era incompatible con la teoría del calórico como sustancia. Sólo el trabajo mecánico consumido en el torneado podía explicar la creación del calor. Para comprobar esta teoría, Rumford torneó un cañón durante varias horas en un tanque de agua y, ante el asombro de los observadores, el líquido se puso a hervir en ausencia de todo foco calorífico. En 1798, escribía Rumford: «... me resulta extraordinariamente difícil, si no imposible, formarme cualquier idea de algo capaz de excitarse y comunicarse en la forma que lo hace el calor, si no es por medio del movimiento». Experiencias posteriores realizadas por J. R. Mayer y J. P. Joule comprobaron definitivamente que el calor no es una sustancia material, sino una forma de la energía. Las medidas del equivalente mecánico del c. señalaron el fin de la teoría del calórico. Sin embargo, sus contemporáneos no aceptaron fácilmente la nueva teoría. El famoso editor Poggendorf rehusó publicar en los Annalen der Physik el artículo en que Mayer exponía su descubrimiento. Sólo apareció en 1842 por aceptación de Liebig en los Annalen der Chemie und Pharmazie. Estos resultados fueron generalizados por Helmholtz, que por vez primera formuló de modo general el principio de conservación de la energía. Según la teoría energética los cuerpos no «contienen» c. Al calentar un cuerpo, sus átomos o moléculas vibran con mayor rapidez y con mayor amplitud alrededor de sus posiciones medias, de tal modo que su energía se incrementa. El fenómeno es el mismo cuando sobre el cuerpo se realiza un trabajo. La relación entre el calor, el trabajo y la energía interna viene expresada por el primer principio de la termodinámica



⑤ ¿Cómo dedujo Joule el equivalente mecánico del calor?



El experimento de Joule fue una verdadera proeza de precisión y de ingenio considerando los medios de que se disponían en esa época. El aparato (ver Figura) consistía esencialmente en un eje rotatorio dotado de una serie de paletas, de hecho ocho brazos giratorios, girando entre cuatro conjuntos de paletas estacionarias. El propósito de estas paletas era agitar el líquido que se colocaba en el espacio libre entre ellas. El eje se conectaba mediante un sistema de poleas y cuerdas muy finas a un par de masas de peso conocido. El experimento consistía en enrollar la cuerda sujetando las masas sobre las poleas hasta colocarlas a una altura determinada del suelo. Al dejar caer las masas, el eje giraba lo cual a su vez generaba una rotación de los brazos giratorios agitando el líquido contenido en el recipiente.



Este proceso se repetía veinte veces y se medía la temperatura final del líquido agitado. Las paredes del recipiente que contenía el

líquido eran herméticas y estaban fabricadas de una madera muy gruesa adecuadamente tratada para minimizar cualquier pérdida de calor por convección y por radiación. Después de una repetición muy cuidadosa de estos experimentos Joule concluyó lo siguiente:

- 1) La cantidad de calor producida por la fricción entre cuerpos, sean líquidos o sólidos siempre es proporcional a la cantidad de trabajo mecánico suministrado.
- 2) La cantidad de calor capaz de aumentar la temperatura de 1 libra de agua (pesada en el vacío y tomada a una temperatura entre 55° y 60° F) por 1.8° C (1° F) requiere para su evolución la acción de una fuerza mecánica representada por la caída de 772 lb (350.18 kg) por la distancia de 1 pie (30.48 cm).

Entre 1845 y 1847 repitió estos experimentos usando agua, aceite de ballena y mercurio, obteniendo que por cada libra de estos compuestos, los equivalentes mecánicos eran respectivamente iguales a 781.5, 782.1 y 787.6 lb, respectivamente. De ahí concluyó lo siguiente:

Estos resultados, coincidiendo entre sí tan estrechamente y con otros previamente obtenidos con fluidos elásticos y una máquina electromagnética, no dejaron duda en mi mente respecto a la existencia de una relación equivalente entre fuerza y trabajo.

Los resultados obtenidos por Joule son de hecho la base de lo que se conoce en la actualidad como la primera ley de la termodinámica. En efecto, lo que hacen ver es que aislados de su exterior, y a los que se suministra la misma cantidad de energía mecánica de maneras diferentes, el cambio observado en el sistema es el mismo. En el caso del experimento de Joule este cambio se registra por la variación de la temperatura del sistema. Sistemas aislados de su exterior, son aquellos que se encuentran encerrados en recipientes cuyas paredes impiden totalmente la interacción térmica con los alrededores; a estas paredes ideales se les llama paredes adiabáticas. Obsérvese que en estos experimentos el sistema no se mueve, su energía cinética es cero, ni se desplaza respecto al nivel del suelo, su energía potencial permanece constante y sin embargo ¡el sistema ha absorbido una cierta cantidad de energía! La clave de la respuesta a esta interrogante es que *si* creemos en el principio de la conservación de la energía, la energía suministrada debe convertirse en otro tipo de energía. A esta energía la llamamos la *energía interna* del sistema (U).



⑥ ¿Es el calor una forma de energía como lo es la energía potencial o cinética?



El calor es una forma de energía degradada, no reversible, que mide la agitación térmica interna de las partículas de que está formado un cuerpo. Se denomina calor a la energía intercambiada entre un sistema y el medio que le rodea debido a los choques entre las moléculas del sistema y el exterior al mismo y siempre que no pueda expresarse macroscópicamente como producto de fuerza por desplazamiento.



⑦ ¿Qué diferencia hay entre capacidad calorífica y calor específico?



Calor específico (c) es la cantidad de calor que es capaz de aumentar un grado la temperatura de la unidad de masa (g o kg) de una sustancia, $c = Q/m\Delta t$.

Capacidad calorífica (C) es el calor necesario para que una cierta masa m aumente su temperatura un grado, es el producto de la masa por el calor específico, $C = m \cdot c$



① ¿Qué tipo de sistema sería el cuerpo humano? ¿Y nuestra atmósfera? ¿Y el universo como un todo?



El cuerpo humano es un sistema abierto pues intercambia materia y energía con el entorno.

Suponiendo que hay un límite para nuestra atmósfera y que fuera de esos límites no hay atmósfera, sería un sistema cerrado pues sólo intercambia energía con el entorno.

El Universo por definición un sistema aislado ya que no hay entorno con el que intercambiar materia o energía.



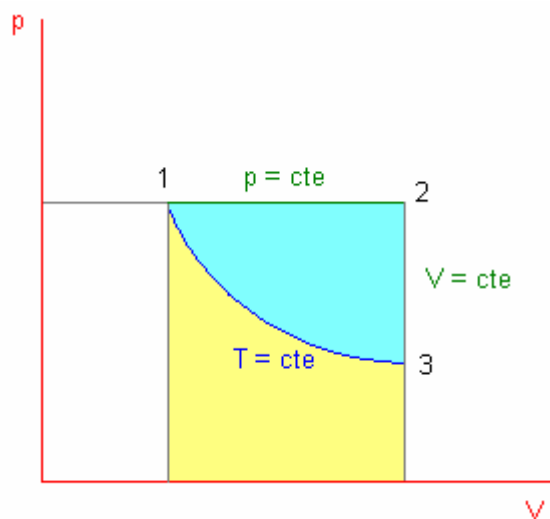
② El trabajo realizado cuando un sistema pasa de un estado inicial a uno final, ¿depende sólo de cuáles son dichos estados? Pon ejemplos que ilustren tu respuesta.



El trabajo no depende sólo de los estados inicial y final pues no es una función de estado, depende del camino que se use para ir del estado inicial al final.

Si queremos elevar un cuerpo a una altura h (en presencia de rozamiento) el trabajo realizado es distinto si lo hacemos verticalmente o mediante un plano inclinado.

Si queremos llevar un gas (ver diagrama del proceso en figura adjunta) desde un estado 1 a otro 3 el trabajo es distinto si el proceso es a temperatura constante, isotérmico (área por debajo de la curva azul, en el dibujo de color amarillo) que si el proceso lo realizamos en dos pasos, el primero a presión constante (isóbaro 1→2) y el segundo a volumen constante (isócoro 2→3). Que es el área bajo la línea horizontal, suma de las regiones amarilla y azul.



①① Enuncia verbal y matemáticamente el primer principio de la Termodinámica. ¿Por qué se dice que representa la formulación general de la ley de conservación de la energía?



La variación de la energía interna de un sistema entre dos estados es la suma del calor absorbido y el trabajo que se realiza sobre el sistema:

$$\Delta U = Q - W$$

Porque no sólo tenemos en cuenta transferencia de energía en forma de trabajo sino también en forma de calor.



①① ¿Qué es un proceso adiabático?



Un proceso se dice adiabático si ocurre a color constante (sin intercambio de calor con el entorno).



①② ¿Por qué se definen dos calores específicos distintos para los gases? ¿Qué relación guardan entre sí?



Para los gases se definen calores específicos a presión constante y a volumen constante, representados ambos por C_p y C_v , dependientes ambos de la temperatura porque el proceso de incrementar (o disminuir) la temperatura de una masa de gas puede hacerse manteniendo la presión constante o manteniendo el volumen constante (en recipiente cerrado).

La ecuación de Mayer nos da la relación entre ambos:

$$c_p - c_v = nR$$

siendo: $n = n^\circ$ de moles del gas y $R =$ constante de los gases ideales.



①③ ¿Por qué es necesario un segundo principio en la Termodinámica? ¿Cuáles son los enunciados de Kelvin, Clausius y Boltzmann del segundo principio?



No basta con que se conserve la energía y cumplan así el primer principio. El segundo principio indica la dirección en que se llevan a cabo las transformaciones energéticas. En un sistema aislado, es decir, que no intercambia materia ni energía con su entorno, la entropía (fracción de energía de un sistema que no es posible convertir en trabajo) siempre aumenta con el tiempo. En otras palabras: El flujo espontáneo de calor siempre es unidireccional, desde los cuerpos a temperatura más alta a aquellos de temperatura más baja. Nada escapa al Segundo Principio de la Termodinámica: el agua de un río no fluye corriente arriba, las neveras no funcionan sin un aporte de energía eléctrica, una máquina no puede funcionar de forma autosostenida, los procesadores disipan calor...

El calor no puede pasar por sí mismo de un cuerpo frío a uno más caliente. Esta frase, que a primera vista parece una perogrullada, tiene enormes implicaciones sobre el funcionamiento del mundo. Podríamos plantearnos, por ejemplo, por qué la nevera que tenemos en casa consume energía eléctrica para funcionar. La respuesta está en el Segundo Principio: el calor no va a pasar por sí mismo desde el interior de la nevera al exterior, que está a más temperatura. El segundo principio establece el sentido en el que se produce el proceso si se realiza espontáneamente.

Enunciado de Clausius

No es posible un proceso cuyo único resultado sea la transferencia de calor de un cuerpo de menor temperatura a otro de mayor temperatura

Enunciado de Kelvin-Planck

No es posible un proceso cuyo único resultado sea la absorción de calor procedente de un foco y la conversión de este calor en trabajo.

Enunciado de Boltzmann

La entropía es una medida del grado de desorden de un sistema. Los sistemas moleculares tienen una tendencia hacia el máximo desorden. La segunda ley se puede resumir como: Si un sistema aislado efectúa una transformación lo hará de manera que aumente su entropía (desorden) o al menos que no varíe.



DE RAZONAMIENTO

14 ¿Cuál es el signo de la variación de la energía interna en los procesos de la cuestión anterior?



En los enunciados de la cuestión anterior $\Delta U > 0$.



15 Un mol de gas ideal es sometido al proceso reversible en tres etapas que a continuación se detalla:

- Etapa 1: compresión isotérmica.
- Etapa 2: calentamiento a presión constante.
- Etapa 3: enfriamiento a volumen constante hasta el estado inicial.

Representa el proceso completo en un diagrama p-V y razona tu contestación.



■ **Etapa isotérmica (1)**

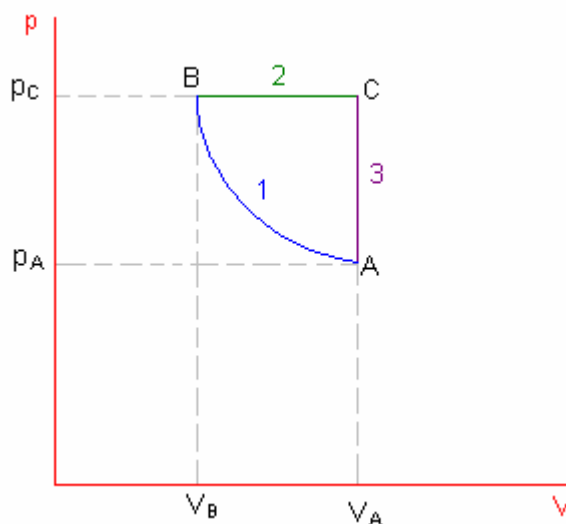
Como a temperatura constante $pV = cte$, el sistema, inicialmente en el estado A (V_A, p_A), recorre la hipérbola AB terminando en el estado B (V_B, p_B) de mayor presión y menor volumen (compresión) de manera que $V_A \cdot p_A = (V_B \cdot p_B)$.

■ **Calentamiento isóbaro(2)**

Al mantenerse constante la presión y elevar la temperatura es sistema evoluciona del estado B al estado C a lo largo del proceso BC horizontal ($p = cte$) en el que aumenta de volumen hasta que $V_C = V_A$ ya

que a $p = cte$ $\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C} \Leftrightarrow V_C = \frac{T_C}{T_B} V_B$ y como $T_C > T_B$ ya que calentamos $V_C > V_B$.

■ **Enfriamiento isócoro (3)**



Al permanecer el volumen constante mientras enfriamos, como $\frac{p_C}{T_C} = \frac{p_A}{T_A} \Leftrightarrow p_A = \frac{T_A}{T_C} p_C$ y $T_A < T_C$ ya que enfriamos $p_A < p_C$ recorriendo la línea vertical hacia abajo $C \rightarrow A$.



16 ¿Qué ocurre desde el punto de vista termodinámico cuando nos frotamos las manos para calentárnoslas?



Al frotar nuestras manos realizamos un trabajo de rozamiento que se convierte en calor que, en parte, calienta nuestras manos y, en parte calienta el ambiente y aumenta la entropía del universo, estamos aumentando la entropía del universo.



17 ¿Por qué el aire que escapa por el pinchazo de una colchoneta parece más frío que el ambiental?



Porque el aire, al pasar de un sitio de mayor presión (la colchoneta) a otro de menor presión (el ambiente) es decir sufrir una descompresión aumentando su volumen y toma la energía necesaria para ese incremento de volumen de sí mismo enfriándose.



18 ¿Puede existir un proceso desde un estado inicial hasta otro final distinto, no cíclico, que sea a la vez adiabático e isócoro? ¿Y si fuese cíclico? Razona tu respuesta.



En un proceso isócoro el volumen se mantiene constante y por consiguiente no se realiza ningún trabajo y todo el calor se emplea en variar la energía interna del sistema aumentando su temperatura.

En un proceso adiabático no se intercambia calor y la variación de energía interna se realiza a expensas del trabajo, si $\Delta U > 0$ el trabajo se realiza sobre el sistema $\Delta W < 0$ y si el sistema nos da trabajo $\Delta W > 0$ entonces $\Delta U < 0$.

Luego el proceso no puede ser a la vez adiabático e isócoro ya que el último implica que no se realiza trabajo y el primero sí.



19 ¿Qué tipo de proceso tiene lugar en una olla a presión? ¿Qué fundamento puede tener la válvula de la olla?



Como la olla está herméticamente cerrada el $V = cte$ luego es un proceso isócoro y, por consiguiente, no se realiza ningún trabajo y todo el calor se emplea en variar la energía interna del sistema aumentando su temperatura además al alcanzarse altas presiones la temperatura de ebullición puede ser mayor y los alimentos se cuecen más deprisa.

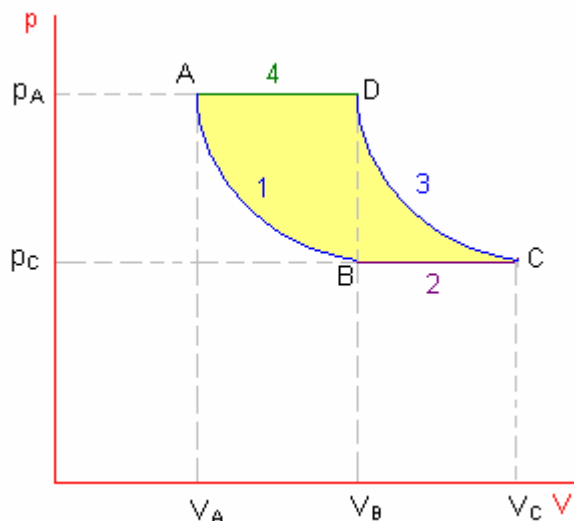
La válvula de escape evita que las altas presiones alcanzadas sean tales que consigan hacer explotar el recipiente.



21 Un mol de gas perfecto es sometido a las siguientes transformaciones:

- a) Expansión isotérmica.
- b) Calentamiento isobárico.
- c) Compresión isotérmica hasta el volumen final de la etapa a).
- d) Enfriamiento isobárico hasta el estado inicial.

Representa, razonándolo, el proceso global en un único diagrama p-V.



- a) Al ser una expansión el volumen aumenta ($V_B > V_A$) desplazándonos a lo largo de la hipérbola AB ($pV = \text{cte}$, ya que es isotérmica)
- b) Al ser un proceso isobárico ($p = \text{cte}$) la línea ha de ser horizontal y, como calentamos el volumen ha de aumentar con la temperatura ($V_C > V_B$ y $p_C = p_B$).
- c) De nuevo es una hipérbola pero ahora, al ser una compresión, el volumen disminuye hasta V_B con lo que la presión debe ser p_A , proceso CD.
- d) Al ser un proceso isobárico ($p = \text{cte}$) la línea ha de ser horizontal y, como enfriamos el volumen ha de disminuir con la temperatura ($V_D > V_A$ y $p_A = p_D$).



21 ¿De qué modo podemos aumentar la temperatura de un gas ideal encerrado en un recipiente con un émbolo móvil?



Si no podemos calentar el recipiente en el que está encerrado el gas, podemos aumentar la presión mediante el émbolo móvil lo que hará disminuir su volumen y la temperatura aumentará al aumentar su agitación media ya que las mismas partículas disponen de menor volumen en que moverse o, de otra manera, el trabajo adiabático realizado sobre el sistema se emplea en aumentar su energía interna y por tanto su temperatura.



22 A la luz del primer principio, indica lo que sucede cuando damos cuerda a una cajita musical. Razona igualmente lo que ocurre cuando la cajita suena hasta que se para. ¿Qué tipo de proceso es?



El trabajo que realizamos sobre el sistema al *darlo cuerda* aumenta su energía interna, en concreto la energía potencial elástica del muelle, que tensamos al *dar cuerda*.

Al ponerlo en marcha la energía potencial elástica del muelle se transforma de nuevo, en parte, en trabajo de rotación que se transforma en energía sonora al pulsar los salientes del rodillo musical y, otra parte, en calor generado por el rozamiento que se disipa.

Es un proceso irreversible pues parte de la energía empleada se pierde.



23 ¿Por qué motivo presentan los climas costeros menos variación de temperatura entre el día y la noche?



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.



24 ¿Qué tipo de sistema es una célula viva? ¿Y una botella de vidrio cerrada? ¿Y una planta?



- Una célula viva es un sistema abierto que intercambia masa y energía con su entorno.
- Una botella de vidrio cerrada sólo intercambia energía con su entorno luego es un sistema cerrado.
- Una planta, como todo ser vivo, intercambia materia y energía con su entorno y es un sistema abierto.



25 Cuando un gas se dilata adiabáticamente, ¿realiza trabajo? Si es así, ¿de qué energía dispone para ello? ¿Qué ocurre en consecuencia?



En un proceso adiabático no se intercambia calor pero como hay aumento de volumen (dilatación) sí se realiza trabajo, a expensas de la energía interna del sistema que, en consecuencia, disminuye.



26 Un gas ideal se dilata a temperatura constante; ¿cambia su energía interna? ¿Cuál es la fuente de energía necesaria para el trabajo de expansión?



Como la energía interna del sistema sólo depende de la temperatura, si esta permanece constante la energía interna no varía luego el trabajo de expansión se realiza a expensas del calor comunicado al sistema.



DE CÁLCULO

27) ¿Qué altura debería descender una pesa de 30 kg en el dispositivo de Joule, si la cubeta contiene 0,75 L de agua y deseamos elevar su temperatura en 1 °C?



$$Q = E_p; m_1 c \Delta t = m_2 g 2h \Leftrightarrow h = \frac{m_1 c \Delta t}{2m_2 g} = \frac{0,75 \cdot 4180 \cdot 1}{30 \cdot 9,8} = 5,33 \text{ m de altura}$$



28) Al calentar 800 g de cierta sustancia, la temperatura asciende de 15 °C hasta 35 °C. Si el proceso ha requerido 11 200 cal, ¿cuál es el calor específico de dicha sustancia? ¿Y la capacidad calorífica de esos 800 g?



$$Q = mc \Delta t \quad c = \frac{Q}{m \Delta t} = \frac{11200 \text{ cal}}{800 \text{ g} \cdot (35 - 15)^\circ \text{C}} = 0,7 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ \text{C}}$$

$$C = m \cdot c = 800 \text{ g} \cdot 0,7 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ \text{C}} = 560 \frac{\text{cal}}{^\circ \text{C}}$$



29) Un gas ideal ocupa un volumen de 32 L a una temperatura de 310 K y una presión de 1,8 atm. ¿Qué trabajo se realiza si se aumenta la temperatura hasta 390 K, manteniendo constante la presión?



$$V_1 = 32 \text{ L} = 32 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3, \quad T_1 = 310 \text{ K} \text{ y } p_1 = 1,8 \text{ atm} = 182 \, 340 \text{ Pa}$$

$$T_2 = 390 \text{ K} \text{ y } p_2 = p_1 = 182 \, 340 \text{ Pa} = \text{cte.}$$

Hallamos primero el volumen V_2 teniendo en cuenta que el proceso es a $p = \text{cte}$:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = \frac{T_2}{T_1} \cdot V_1 = \frac{390 \text{ K}}{310 \text{ K}} \cdot 32 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 0,0403 \text{ m}^3$$

$$\text{Y ahora el trabajo } W = p \Delta V = p (V_2 - V_1) = 182 \, 340 \text{ Pa} (4,03 \cdot 10^{-2} - 3,2 \cdot 10^{-2}) \text{ m}^3 = 1505,8 \text{ J}$$



30) Tenemos 0,75 moles de gas ideal que se encuentran a una temperatura de 20°C y una presión de 960 mmHg. ¿Qué trabajo se realiza al aumentar la temperatura hasta 50°C, manteniendo constante la presión?



$$\text{Número de moles} = n = 0,75 \text{ moles.}$$

$$T_1 = 20 \text{ }^\circ \text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$p = 960 \text{ mmHg} = 960/760 = 1,26 \text{ atm} = 127 \, 958 \text{ Pa.}$$

$$T_2 = 50 \text{ }^\circ \text{C} + 273 = 323 \text{ K.}$$

Usamos la ecuación de los gases ideales o perfectos:

$$p \cdot V = n R T \Leftrightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

luego el trabajo: $W = p(V_2 - V_1) = p \left(\frac{nRT_2}{p} - \frac{nRT_1}{p} \right) = nR(T_2 - T_1) = 0,75 \text{ moles} \cdot 8,3149 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 30 \text{K} = 187,1 \text{ J.}$



③① En cierto proceso se transfieren a un sistema 750 cal, al tiempo que se realiza sobre él un trabajo de 306 J. ¿Cuál es la variación de energía interna del sistema?



$$Q = 750 \text{ cal} = 750 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J/cal} = 3135 \text{ J.}$$

$$W = -306 \text{ J.}$$

$$\Delta U = Q - W = 3135 \text{ J} - (-306 \text{ J}) = 3441 \text{ J.}$$



③② Al agitar el agua de una cubeta con una rueda de paletas, se realiza un trabajo de 16 kJ. Si a la vez extraemos 7000 cal del sistema, ¿cuál es la variación de energía interna que experimenta el agua?



$$Q = -7000 \text{ cal} = -7000 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J/cal} = -29260 \text{ J.}$$

$$W = 16000 \text{ J.}$$

$$\Delta U = Q - W = -29260 \text{ J} - (16000 \text{ J}) = -45260 \text{ J.}$$



③③ En una experiencia similar a la de Joule, una masa de 5 kg desciende una altura de 1,2 m. Si la cubeta es un termo que contiene 0,5 mol de oxígeno gaseoso, ¿cuál es el aumento de temperatura que se produce? ¿Qué tipo de proceso ha tenido lugar?



(Dato: c_v del $O_2 = 5,04 \text{ cal/mol} \cdot ^\circ\text{C}$.)

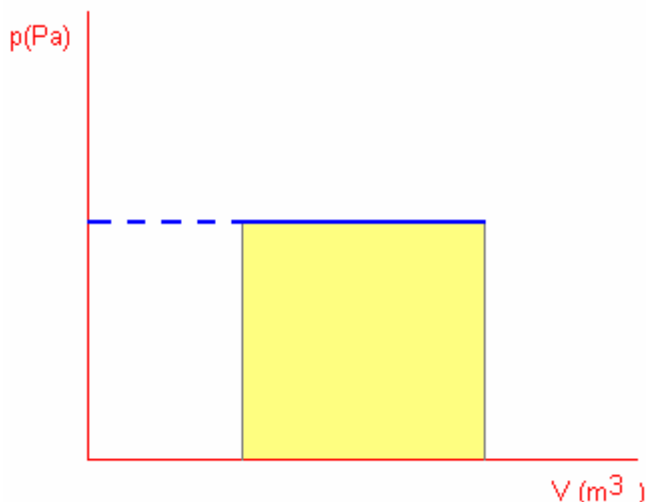
Energía potencial = $E_p = mgh = 5 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 1,2 \text{ m} = 117,6 \text{ J} = Q = \text{calor transmitido al oxígeno, luego:}$

$$Q = n \cdot c_v \cdot \Delta t \quad \Delta t = \frac{Q}{n \cdot c_v} = \frac{117,6 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}}}{0,5 \text{ mol} \cdot 5,04 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{C}}} = 11,16^\circ\text{C}$$



34 Un cilindro contiene 1 mol de oxígeno a la temperatura de 27 °C y a una presión de 1 atm. Si se calienta el gas a presión constante hasta que la temperatura del gas es de 127 °C:

- a) Dibuja el proceso en un diagrama p-V.
- b) ¿Qué trabajo realiza el gas en este proceso?
- c) ¿Cuál es la variación de energía interna del gas?
- d) ¿Qué calor se le ha transferido?



(Dato: c_v del $O_2 = 5,04 \text{ cal/mol } ^\circ\text{C}$.)



a) Figura adjunta.

b)

$$W = p(V_2 - V_1) = p \left(\frac{nRT_2}{p} - \frac{nRT_1}{p} \right) = nR(T_2 - T_1) = 1 \text{ mol} \cdot 8,3149 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 100 \text{ K} = 831,49 \text{ J}$$

c) $\Delta U = m c_v \cdot \Delta t = 1 \text{ mol} \cdot 5,04 \text{ cal/mol}^\circ\text{C} \cdot 100 \text{ }^\circ\text{C} = 504 \text{ cal} = 504 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J/cal} = 2106,72 \text{ J}$

d) Como $\Delta U = Q - W \Rightarrow Q = \Delta U + W = 2106,72 + 831,49 \text{ J} = 2938,21 \text{ J}$



35 Un cilindro con un pistón móvil sin rozamiento contiene 10^{-3} m^3 de un gas ideal a 0°C . La presión atmosférica es de 730 mmHg. Si se eleva la temperatura hasta 300°C , determina:

- a) El trabajo realizado en el proceso.
- b) El cambio de energía interna.
- c) El calor transferido.

(Datos: $1 \text{ atm} = 101300 \text{ Pa}$; $c_v = (5/2)R$; $R = 8,31 \text{ J/mol K}$.)



$$p = 730 \text{ mmHg} = 730 \text{ mmHg}/760 \text{ mmHg/atm} \cdot 101300 \text{ Pa/atm} = 97301,3 \text{ Pa}$$

Primero hallamos el número de moles de gas presentes aplicando la ley de los gases perfectos:

$$pV = nRT \Leftrightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{\frac{730}{760} \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 4,29 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

a) Al aumentar su temperatura el gas se expande (a presión constante, la atmosférica), luego el trabajo es:

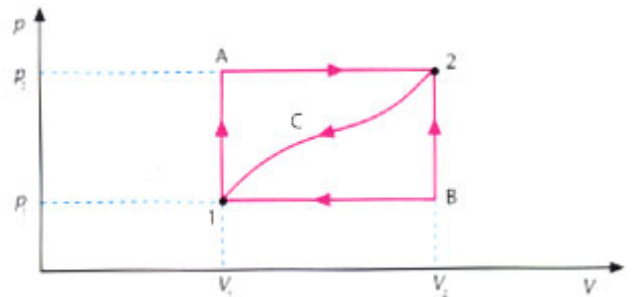
$$W = p(V_2 - V_1) = p \left(\frac{nRT_2}{p} - \frac{nRT_1}{p} \right) = nR(T_2 - T_1) = 4,29 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{K} = 106,95 \text{ J.}$$

b) $\Delta U = m c_v \cdot \Delta t = 4,29 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \cdot (5/2) 8,31 \text{ J/mol}^\circ\text{K} \cdot 300 \text{ K} = 267,37 \text{ J}$

c) Como $\Delta U = Q - W \Rightarrow Q = \Delta U + W = 267,37 + 106,95 = 374,3 \text{ J}$



36 Cuando un sistema pasa del estado 1 al 2 siguiendo la trayectoria A de la figura, le son transferidas 500 cal y realiza un trabajo de 800 J, mientras que siguiendo la trayectoria B le son transferidas 360 cal.



a) ¿Cuánto vale el trabajo en el recorrido B?

b) Si en la transformación inversa de 2 a 1 a través de C se realiza sobre el sistema un trabajo de 400 J, ¿cuánto vale el calor en este proceso?



La energía interna (al contrario que el calor y el trabajo) sí es una función de estado de manera que su variación sólo depende de los valores inicial y final y no del camino seguido. Hallamos la variación de energía interna entre los estados 1 y 2 usando la trayectoria A y aplicando el primer principio de la termodinámica:

$$\Delta U_{(1 \rightarrow 2)} = Q_A - W_A = 500 \text{ cal} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{cal}} - 800 \text{ J} = 1290 \text{ J}$$

a) Ahora aplicamos el mismo primer principio a la trayectoria B y despejamos el trabajo en ese trayecto:

$$\Delta U_{(1 \rightarrow 2)} = Q_B - W_B \Leftrightarrow W_B = Q_B - \Delta U_{1 \rightarrow 2} = 360 \text{ cal} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{cal}} - 1290 \text{ J} = 214,8 \text{ J.}$$

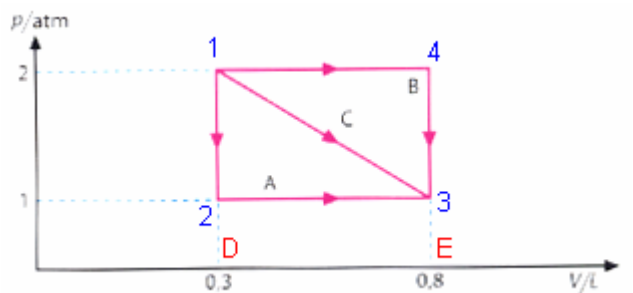
c) La variación de energía interna del proceso 2→1 será la opuesta del proceso directo, es decir $\Delta U_{2 \rightarrow 1} = -1290 \text{ J}$ (ya que es una función de estado), lo que podemos usar, con el primer principio para despejar el calor del proceso C:

$$\Delta U_{2 \rightarrow 1} = Q_C - W_C \Leftrightarrow Q_C = \Delta U_{2 \rightarrow 1} + W_C = -1290 \text{ J} + (-400 \text{ J}) = -1690 \text{ J}$$

nos proporciona el sistema en forma de calor en el proceso C.



37 Un mol de gas que está inicialmente a 2 atm y ocupa un volumen de 0,3 L tiene una energía interna de 91 J. En su estado final, la presión es de 1,5 atm, el volumen es de 0,8 L y su energía interna es de 182 J. Calcula para las tres trayectorias (A, B y C) definidas en la figura:



- a) El trabajo realizado.
- b) El calor transferido en el proceso.



a)

Trayectoria A

La trayectoria A se compone de dos etapas, la etapa 1 → 2 que es isócara y por tanto no se realiza trabajo y la 2 → 3 (isobárica) cuyo trabajo viene dado por:

$$W_{2 \rightarrow 3} = W_A = p_2 (V_3 - V_2) = 1,5 \text{ atm} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \cdot (0,8 - 0,3) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 75,975 \text{ J}$$

Trayectoria B

La trayectoria B se compone de dos etapas, la etapa 4 → 3 que es isócara y por tanto no se realiza trabajo y la 1 → 4 (isobárica) cuyo trabajo viene dado por:

$$W_{1 \rightarrow 4} = W_B = p_1 (V_3 - V_2) = 2 \text{ atm} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \cdot (0,8 - 0,3) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 101,3 \text{ J}$$

Trayectoria C

$$W_C = \text{área del trapecio 1DE4} = \frac{\overline{1D} + \overline{3E}}{2} \cdot \overline{DE} = \frac{2 + 1,5}{2} \text{ atm} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{\text{atm}} \cdot 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 88,64 \text{ J}$$

b)

Como la energía interna es una función de estado hallamos primero su variación entre los estados 1 y 3:

$$\Delta U_{1 \rightarrow 3} = U_3 - U_1 = 182 \text{ J} - 91 \text{ J} = 91 \text{ J}.$$

Y ahora podemos hallar, por diferencia, y aplicando el primer principio de la termodinámica el calor involucrado en las tres trayectorias:

Trayectoria A

$$\Delta U_{1 \rightarrow 3} = Q_A - W_A \Rightarrow Q_A = \Delta U_{1 \rightarrow 3} + W_A = 91 \text{ J} + 75,975 \text{ J} = 166,975 \text{ J}.$$

Trayectoria B

$$\Delta U_{1 \rightarrow 3} = Q_B - W_B \Rightarrow Q_B = \Delta U_{1 \rightarrow 3} + W_B = 91 \text{ J} + 101,3 \text{ J} = 192,3 \text{ J}.$$

Trayectoria C

$$\Delta U_{1 \rightarrow 3} = Q_C - W_C \Rightarrow Q_C = \Delta U_{1 \rightarrow 3} + W_C = 91 \text{ J} + 88,64 \text{ J} = 179,64 \text{ J}.$$



③④ Un bloque de cobre de 5 kg se mueve con una velocidad inicial de 5 m/s sobre una superficie horizontal rugosa. Como consecuencia de la fricción, acaba parándose. Si el 85 % de su energía cinética inicial es transferido al bloque en forma de calor, ¿cuánto aumentará la temperatura del bloque? ¿Qué pasa con la energía restante?



$$\text{Energía cinética inicial} = E_c = \frac{1}{2} m v_0^2 = \frac{1}{2} 5 \text{ kg} \cdot 5^2 \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2} = 62,5 \text{ J}$$

$$\text{Calor transferido por el rozamiento al bloque} = Q = 0,85 E_c = 0,85 \cdot 62,5 \text{ J} = 53,125 \text{ J}$$

Luego como, $Q = m c \cdot \Delta t \Rightarrow \Delta t = \frac{Q}{mc} = \frac{53,123\text{J}}{5\text{kg} \cdot 386 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}} = 0,0275 \text{ K} = 0,027 \text{ }^\circ\text{C}$.



39 ¿A qué velocidad deberíamos lanzar contra un muro de hormigón un trozo de plomo de 3 g que está a una temperatura de 60°C en el momento del choque, si deseamos que se funda completamente por efecto del impacto?

(Datos: c_e (Pb) = 0,03 cal/g °C; $T_{\text{fusión}}$ (Pb) = 326 °C; L_f (Pb) = 5,8 cal/g.)



Hallamos primero el calor necesario para que se funda el bloque que será la suma de dos pasos:

(1) Calor necesario para que el bloque pase de la temperatura de $t_1 = 60 \text{ }^\circ\text{C}$ a su temperatura de fusión $t_2 = 326 \text{ }^\circ\text{C}$:

$$Q_1 = m \cdot c_e (t_2 - t_1) = 3 \text{ g} \cdot 0,03 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (326 - 60) \text{ }^\circ\text{C} = 23,94 \text{ cal}$$

(2) Calor necesario para fundirlo una vez alcanzada su temperatura de fusión:

$$Q_2 = m \cdot L_f = 3 \text{ g} \cdot 5,8 \text{ cal/g} = 17,4 \text{ cal}$$

Luego el calor total necesario para fundirlo será $Q = Q_1 + Q_2 = 23,94 + 17,4 = 41,34 \text{ cal}$, calor que ha de suministrar el impacto y, por tanto ha de ser igual a la energía cinética del bloque en ese momento:

$$Q = E_c = 41,34 \text{ cal} \cdot \frac{4,18\text{J}}{1\text{cal}} = 172,8 \text{ J} = \frac{1}{2}mv^2 \Leftrightarrow v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 172,8\text{J}}{3 \cdot 10^{-3}\text{kg}}} = 339,4 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$



40 Un calentador eléctrico de 2,5 kW calienta el agua de un depósito de 100 L desde la temperatura inicial de 10°C hasta 50°C. ¿Qué tiempo necesita para ello si el rendimiento de la transformación de energía eléctrica en térmica es del 95%?



Masa de agua calentada = $m = 100 \text{ kg}$ (ya que la densidad es 1 kg/L)

Calor necesario para calentar el agua: $Q = m c \cdot \Delta t = 100 \text{ kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot 40\text{K} = 1,672 \cdot 10^7 \text{ J}$

Energía eléctrica necesaria para producir esa energía calorífica: $E = Q/0,95 = 1,76 \cdot 10^7 \text{ J}$.

De la fórmula de la potencia despejamos el tiempo: $P = \frac{W}{t} \Leftrightarrow t = \frac{W}{P} = \frac{E}{P} = \frac{1,76 \cdot 10^7 \text{ J}}{2,5 \cdot 10^3 \text{ W}} = 7040 \text{ s} = 117 \text{ min } 20\text{s} = 1\text{h } 57\text{min } 20\text{s}$.



④① Un mol de monóxido de carbono (CO) se calienta desde 15 °C a 20 °C, a volumen constante. Calcula, sabiendo que $c_e = 0,18 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$:

- a) El calor suministrado.
- b) El trabajo producido por el gas.
- c) El incremento de energía interna.



Masa de C = $1 \text{ mol de CO} \cdot \frac{28 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 28 \text{ g de CO}$

a) $Q = m \cdot c \cdot \Delta t = 28 \text{ g} \cdot 0,18 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot 5 ^\circ\text{C} = 25,2 \text{ cal.}$

b) Como el proceso es isócoro $W = p \Delta V = 0 \text{ J.}$

c) $\Delta U = Q - W = Q = 25,2 \text{ cal.}$



④② Un objeto de 1 kg de masa cae desde 1 000 m de altura, partiendo del reposo, sobre un recipiente que contiene 10.L de un líquido de calor específico 0,24 kcal/kg °C, a la temperatura de 15 °C y que se encuentra al nivel del suelo. Si toda la energía cinética del objeto se invierte en calentar el líquido, determina la temperatura final del mismo. Desprecia el rozamiento con el aire.

(Datos: $g = 9,8 \text{ m/s}^2$; densidad del líquido 0,98 g/cm³)



La energía potencial del objeto arriba reconvierte (despreciando el rozamiento con el aire) en energía cinética al llegar al líquido y (suponemos) comunica este toda su energía cinética en forma de calor, luego:

$$E_p = mgh = 1 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 1 \text{ 000 m} = 9 \text{ 800 J} = 9 \text{ 800 J} \cdot 0,24 \text{ cal/J} = 2 \text{ 352 cal}$$

La masa del liquido es $m_l = d \cdot V = 0,98 \text{ g/cm}^3 \cdot 10 \text{ 000 cm}^3 = 9 \text{ 800 g}$

$$Q = E_p = m_l \cdot c \cdot \Delta t \Leftrightarrow \Delta t = \frac{Q}{m_l \cdot c} = \frac{2352 \text{ cal}}{9800 \text{ g} \cdot 0,240 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}} = 1^\circ\text{C}$$

Si la temperatura del líquido se incrementa 1 °C la temperatura final será 16 °C.

