

Actividades

1> Tenemos un cuerpo A a una temperatura T_1 y un cuerpo B a una temperatura T_2 . Sabiendo que $T_1 < T_2$, explica si en algún caso es posible que las moléculas del cuerpo A tengan más energía cinética que las del B.

Solución:

El que un cuerpo esté más frío o más caliente que otro sólo depende de su temperatura, y ésta a su vez de la energía cinética promedio de las partículas que la constituyen. Es decir, esta energía cinética promedio, que es proporcional a la temperatura, será menor en el cuerpo más frío.

Pero la energía cinética total de las moléculas que componen el cuerpo podrá ser mayor. En este caso sólo con que la cantidad material del cuerpo frío sea suficientemente mayor que la del cuerpo caliente. Por ejemplo, un cubo con agua templada tiene mayor energía cinética molecular que una taza de café caliente, aunque la energía cinética promedio de las moléculas de este último, y por ende su temperatura, sean mayores.

2> Se tienen dos sartenes, una de plomo y otra de aluminio, de 200 g de masa. Si ambas están inicialmente a 20 °C y se calienta cada una con 1 000 J, ¿cuál de las dos no podrás tocar con las manos?

Solución:

El calor suministrado proporciona un aumento de temperatura en cada sartén mayor cuanto menor sea el calor específico del metal de que está fabricada (consulta la Tabla 8.1) Así:

$$Q = 1000 \text{ J} = m c_e (T_f - T_0) = 0,200 \text{ kg} \cdot 130 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (T_f - 293 \text{ K}).$$

$T_f = 331,5 \text{ K}$, es decir 58,5 °C alcanzará la sartén de plomo.

$$Q = 1000 \text{ J} = m c_e (T_f - T_0) = 0,200 \text{ kg} \cdot 895 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (T_f - 293 \text{ K}).$$

$T_f = 298,6 \text{ K}$, es decir 25,6 °C alcanzará la sartén de aluminio.

Por tanto, no hay que tocar la de plomo, nos quemaríamos.

3> Se tiene una muestra de 120 g de plata y otra también de 120 g de hierro. Inicialmente están a 25 °C y se les transfieren 200 J de energía calorífica. ¿Alcanzarán la misma temperatura al final del proceso? Si entonces se ponen en contacto, ¿se producirán transferencias energéticas en forma de calor?

Solución:

No alcanzarán la misma temperatura, puesto que los calores específicos de ambos son distintos. Dado que el de la plata es menor, la temperatura que alcance será mayor, por lo que posteriormente si se ponen en contacto, éste cederá calor al hierro hasta conseguir el equilibrio térmico.

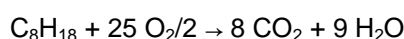
4> Disponemos de un coche que consume 7,0 L de gasolina (C_8H_{18}) por cada 100 km. Averigua:

a) El volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se necesita para la combustión completa de estos 7,0 L de gasolina y el volumen de dióxido de carbono que se expulsa a la atmósfera a 765 mmHg y 25 °C.

b) La cantidad de agua que podría calentarse desde 20 °C hasta 60 °C con la energía consumida por el vehículo en los 100 km.

Datos: densidad de la gasolina = 0,70 g cm^{-3} ; capacidad calorífica del agua = 4,18 kJ $\text{kg}^{-1} \text{K}^{-1}$; calor de combustión de la gasolina = $44 \cdot 10^3$ kJ kg^{-1} .

Solución:



$$a) m(\text{C}_8\text{H}_{18}) = d \cdot V = 0,7 \text{ g cm}^{-3} \cdot 7\,000 \text{ cm}^3 = 4\,900 \text{ g}$$

$$4\,900 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{10^4 \text{ g mol}^{-1} \text{ C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{25/2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 588,9 \text{ mol O}_2$$

$$\frac{765 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg atm}^{-1}} V = 588,9 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} 298 \text{ K} \Rightarrow V (\text{O}_2) = 14297,3 \text{ L}$$

$$4\,900 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{10^4 \text{ g mol}^{-1} \text{ C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{8 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 376,9 \text{ mol O}_2$$

$$\frac{765 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg atm}^{-1}} V = 376,9 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} 298 \text{ K} \Rightarrow V (\text{CO}_2) = 9149,7 \text{ L}$$

b) Q desprendido combustión = $4,9 \text{ kg de C}_8\text{H}_{18} \cdot 44 \cdot 10^7 \text{ kJ kg}^{-1} = 215,6 \cdot 10^7 \text{ kJ}$
 $Q = m c_e \Delta T \Rightarrow 215,6 \cdot 10^7 \text{ kJ} = m \cdot 4,18 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ K}^{-1} 40 \text{ K} \Rightarrow m = 1,29 \text{ kg de agua}$

5> Una determinada masa de gas oxígeno ocupa un volumen de 2,0 L a 298 K y 1,2 atm de presión. Se la calienta hasta alcanzar 348 K a presión constante. Calcula su densidad al inicio y al final del experimento.

Solución:

La densidad es la relación entre la masa y el volumen, aunque la primera no cambia, el segundo sí lo hace durante el experimento.

$$pV = n R T \Rightarrow pV = (m/\text{Mol}) R T \Rightarrow m/V = p \text{ Mol}/R T \Rightarrow d = p \text{ Mol}/R T$$

$$d_{\text{inicial}} = 0,8 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g mol}^{-1} / 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K} = 1,1 \text{ g/L}$$

$$d_{\text{final}} = 0,8 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g mol}^{-1} / 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 350 \text{ K} = 0,9 \text{ g/L}$$

6> En un recipiente metálico se tiene un gas monoatómico encerrado a 27 °C. Calcula a qué temperatura debería estar el gas para que su presión aumente un 45%.

Solución:

$$\text{Condiciones iniciales: } pV = n R (273 + 27) \text{ K}$$

$$\text{Condiciones finales: } 1,45 p V = n R T_f$$

$$\text{Dividiendo ambas expresiones queda: } 1/1,45 = 300 \text{ K}/T_f \Rightarrow T_f = 435 \text{ K} = 162 \text{ °C}$$

7> Se tienen 3,5 g de oxígeno en un recipiente de 2,0 L a 20 °C. La presión atmosférica es de 0,97 atm y la temperatura exterior igual a la interior.

a) Si se abre el recipiente, ¿entra o sale gas?

b) Calcula la cantidad de oxígeno que sale o de aire que entra hasta alcanzarse el equilibrio.

c) Halla la temperatura que debería tener el oxígeno del recipiente para que al abrirlo ni entrara ni saliera gas.

Solución:

$$a) pV = n R T \Rightarrow p \cdot 2\text{L} = (3,5 \text{ g} / 32 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} \Rightarrow p = 1,3 \text{ atm.}$$

Como $p(\text{int}) > p(\text{ext})$ sale el oxígeno hasta que se igualan presiones.

$$b) 0,97 \cdot 2\text{L} = (m/32 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} \Rightarrow$$

$$m = 2,6 \text{ g de O}_2 \text{ queda dentro; por tanto, el oxígeno que sale es } 3,5 \text{ g} - 2,6 \text{ g} = 0,9 \text{ g}$$

$$c) 0,97 \text{ atm} \cdot 2\text{L} = (3,5 \text{ g} / 32 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot T \Rightarrow T = 217 \text{ K}$$

Es decir, el recipiente debería estar a -56°C para que al abrirlo ni entrase ni saliese gas.

8> Demuestra que la atm L es una unidad de trabajo y calcula a cuántos J equivale.

Solución:

$$1 \text{ atm L} = 1 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ N m}^{-2} \text{ atm}^{-1} \cdot 1 \text{ L} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ L}^{-1} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ dm}^{-3} = 101,3 \text{ N m} = 101,3 \text{ J}$$

9> Comprueba de forma gráfica y numérica si el trabajo es o no función de estado a partir de la evolución de un sistema que está inicialmente a 1,5 atm y ocupa un volumen de 6 L cuando:

a) Triplicas su presión a volumen constante en una primera etapa, y en una segunda, divides por tres su volumen a presión constante.

b) Divides por tres su volumen a presión constante en una primera etapa y triplicas su presión a volumen constante en una segunda.

Solución:

$$a) 1^{\text{a}} \text{ etapa: } p_1 = 1,5 \text{ atm} ; p_2 = 4,5 \text{ atm} ; V_1 = 6 \text{ L} ; V_2 = 6 \text{ L}$$

$$W = p\Delta V = 0$$

$$2^{\text{a}} \text{ etapa: } p_2 = 4,5 \text{ atm} ; p_3 = 4,5 \text{ atm} ; V_2 = 6 \text{ L} ; V_3 = 2 \text{ L}$$

$$W = -p\Delta V = 1 \text{ atm} \cdot (2\text{L} - 6\text{L}) = 4 \text{ atm L} = 4 \text{ atm L} \cdot 101,3 \text{ J atm}^{-1} \text{ L}^{-1} = 405,2 \text{ J}$$

$$W_{\text{total}} = 0 + 405,2 \text{ J} = 405,2 \text{ J}$$

$$b) 1^{\text{a}} \text{ etapa: } p_1 = 1,5 \text{ atm} ; p_2 = 1,5 \text{ atm} ; V_1 = 6 \text{ L} ; V_2 = 2 \text{ L}$$

$$W = -p\Delta V = -1,5 \cdot (-4 \text{ L}) = 6 \text{ atm L} = 6 \text{ atm L} \cdot 101,3 \text{ J atm}^{-1} \text{ L}^{-1} = 607,8 \text{ J}$$

$$2^{\text{a}} \text{ etapa: } p_2 = 1,5 \text{ atm} ; p_3 = 4,5 \text{ atm} ; V_2 = 2 \text{ L} ; V_3 = 2 \text{ L}$$

$$W = -p\Delta V = 0$$

$$W_{\text{total}} = 607,8 \text{ J} + 0 = 607,8 \text{ J}$$

10> Se calienta helio a presión constante de 273 K a 373 K. Si el gas realiza 20 J de trabajo durante el proceso, ¿cuál es la masa de helio presente?

Solución:

$$W = -p\Delta V = -nR\Delta T ; 20 \text{ J} = m/4,0 \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 100 \text{ K} ; m = 9,76 \text{ g}$$

11> Calcula el trabajo realizado contra la presión atmosférica por el hidrógeno formado cuando se disuelven 2 g de magnesio en exceso de ácido clorhídrico diluido a 20 °C. (Dato: $M_{\text{atómica}}$ del Mg = 24).

Solución:



$$2 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24 \text{ g Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Mg}} = 0,08 \text{ mol H}_2$$

$$W = -p\Delta V = -nR\Delta T ; W = -0,08 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} ; W = -2 \text{ J}$$

12> En cada caso halla la variación de energía interna del sistema:

a) Cuando absorbe 500 cal y realiza 300 J de trabajo.

b) Cuando absorbe 300 cal y se le aplica 419 J.

c) Cuando se extraen 1 500 cal a volumen constante.

Solución:

$$a) \Delta U = Q + W = +500 \text{ J} - 300 \text{ J} = +200 \text{ J}$$

$$b) \Delta U = Q + W = +300 \text{ J} + 419 \text{ J} = +719 \text{ J}$$

$$c) \Delta U = Q - p\Delta V = -1500 \text{ J} - 0 = -1500 \text{ J}$$

13> Un sistema recibe 5 270 kJ de calor y cede un trabajo de 0,075 kW h. ¿Cuánto varía su energía interna?

Solución:

$$W = 0,075 \text{ kW h} = 75 \text{ W h} = 75 \text{ J s}^{-1} \cdot 3600 \text{ s} = 270000 \text{ J} = 270 \text{ kJ}$$

$$\Delta U = +5270 \text{ kJ} - 270 \text{ kJ} = 5 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

14> En un proceso isobárico se transfieren a un sistema 3 000 calorías, mientras que este realiza un trabajo de 2,5 kJ. Calcula la variación que experimenta su energía interna.

Solución:

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow \Delta U = (3000 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J cal}^{-1}) + (-2500 \text{ J}) = 10040 \text{ J}$$

15> Un gas ideal inicialmente a 300 K se somete a una expansión isobárica a 1,5 atm. Si el volumen aumenta de 1 m³ a 3 m³, y se transfieren al gas 12,5 kJ de energía térmica, calcula: la variación de energía interna; su temperatura final.

Solución:

$$W = -p\Delta V = -1,5 \text{ atm} \cdot (3 \text{ L} - 1 \text{ L}) = -3 \text{ atm L}$$

$$W = -3 \text{ atm L} \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{1 \text{ atm L}} = -303,9 \text{ J}$$

$$\Delta U = +12,5 \cdot 10^3 \text{ J} - 303,9 \text{ J} = +12196,1 \text{ J} = 12,2 \text{ kJ}$$

$$pV_0 = nRT_0 \Rightarrow 1,5 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 300 \text{ K} \Rightarrow n = 0,06 \text{ mol}$$

$$pV_f = nRT_f \Rightarrow 1,5 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L} = 0,06 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot T_f \Rightarrow T_f = 915 \text{ K}$$

16> Un sistema que contiene 2,1 moles de gas oxígeno evoluciona isocóricamente mediante la emisión de calor bajando su temperatura en 15 °C. Calcula la variación que experimenta su energía interna.

Solución:

$$C_v = 648 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} = 648 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot 32 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 20,7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta U = Q = n C_v (T_f - T_0) = -2,1 \text{ mol} \cdot 20,7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 15 \text{ K} = -652 \text{ J}$$

17> Calcula el valor del calor específico (C_v) del nitrógeno si durante un proceso en el cual su volumen permanece constante, 16,8 g de este gas desprenden 250 J al descender su temperatura 20 °C.

Solución:

$$\Delta U = Q = n C_v (T_f - T_0) \Rightarrow -250 \text{ J} \frac{16,8}{28} \text{ mol} \cdot C_v \cdot (-20 \text{ K}) \Rightarrow C_v = 20,8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

18> Un sistema desprende $2,0 \cdot 10^5$ calorías sin variar su energía interna. Determina el trabajo realizado indicando si lo hace el sistema o el entorno.

Solución:

Si desprende $2 \cdot 10^5$ calorías sin que varíe su energía interna es que se trata de un proceso isotérmico; luego $0 = Q + W = -2 \cdot 10^5 \text{ cal} + W \Rightarrow W = 2 \cdot 10^5 \text{ cal} = 83,7 \text{ kJ}$

Al ser positivo lo realiza el entorno contra el sistema.

19> Un sistema lleva a cabo un trabajo de expansión de 450 J mediante una transformación isotérmica. Indica el calor que absorbe o emite este sistema.

Solución:

$$0 = Q + W = Q - 450 \text{ J} \Rightarrow Q = 450 \text{ J (absorbido por el sistema).}$$

Ciencia, tecnología y sociedad

1> ¿Por qué el agua se mantiene líquida en una olla a presión por encima de 100 °C?

Solución:

Porque debe vencer una presión mayor que la atmosférica.

2> ¿Cómo se produce el dióxido de carbono que está encerrado en las botellas de vino espumoso?

Solución:

Se trata de un proceso de fermentación, en este caso de la uva. Los microorganismos procesan los hidratos de carbono y dan como resultado, además del alcohol, gran cantidad de CO₂.

3> Comenta el problema medioambiental derivado del tipo de gas encerrado en los tubos de los frigoríficos.

Solución:

El problema medioambiental que pueden generar los antiguos frigoríficos es que contienen CFC en el circuito generador de frío y en las espumas aislantes situadas en todo el perímetro de la carcasa.

Se trata de CFC que hacen las veces de fluido refrigerante, necesario para que el frigorífico funcione como una máquina térmica.

Recordemos que los CFC son compuestos organoclorados muy estables y poco tóxicos, pero que una vez en la atmósfera son capaces de provocar la destrucción de la capa de ozono. Los rayos ultravioletas de la estratosfera liberan los átomos de cloro de los CFC, que reaccionan con las moléculas de ozono, O₃ y forman óxidos de cloro.

Por ese motivo en los años 90 fueron prohibidos y sustituidos paulatinamente por otros compuestos con idénticas propiedades.

Experiencia de laboratorio

1> ¿Podrías llenar el globo de otro líquido sin que explote?

Solución:

Cualquier líquido que pase de líquido a vapor a menos de 100°C

2> ¿Por qué utilizamos un huevo cocido para el experimento?

Solución:

Por ser muy flexible

3> Comenta otras «máquinas» diseñadas por Herón de Alejandría.

Solución:

Recomendamos al alumno centrar su búsqueda de información en las páginas web siguientes:

<http://www.youtube.com/watch?v=ZUYj1svHVJ4>

para la fuente móvil

y

<http://www.youtube.co/watch?v=ZOUjGSEXS8g&feature=related>

<http://www.youtube.com/watch?v=JbTlh6aXxb8&feature=related>
<http://www.youtube.com/watch?v=uKXheZDdmyw>

para otros inventos. Todos espectaculares!

Problemas propuestos

1> ¿A qué temperatura las lecturas de dos termómetros, uno de ellos graduado en escala centígrada y el otro en Fahrenheit, indican la misma lectura?

Solución:

$$C = (F-32) / 1,8 \Rightarrow x = (x-32) / 1,8 \Rightarrow x = 40 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

2> Comunicamos la misma cantidad de calor a dos cuerpos distintos, de igual masa y que están a la misma temperatura. Explica en qué cuerpo aumentará más la temperatura.

Solución:

$Q = m c_e (T_f - T_0) \Rightarrow T_f = T_0 + Q / m c_e$ de donde se deduce que el cuerpo cuyo calor específico sea menor aumentará más el cociente, posteriormente la suma y por ende la temperatura final.

3> Un cuerpo de 200 g de masa cede 420 calorías por medio de un descenso térmico de 20 °C. Indica cuál será su calor específico.

Solución:

$$Q = m c_e (T_f - T_0) ; 420 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J cal}^{-1} = 200 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot c_e 20 \text{ K} \Rightarrow c_e = 440 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

4> Indica cuáles de las siguientes afirmaciones referidas al calor son ciertas:

- Los cuerpos que están calientes poseen calor.
- El calor es debido a la energía cinética que poseen las partículas del sistema.
- Podrá existir calor cuando exista diferencia de temperatura entre dos sistemas en contacto.
- Las sustancias cuyo calor específico sea elevado se calientan despacio y se enfrían también despacio.

Solución:

- Falsa, puesto que los cuerpos no poseen calor.
- Falsa, puesto que el calor no depende de la energía cinética molecular.
- Cierta, puesto que el calor es energía que fluye entre dos sistemas que estando en contacto tengan inicialmente distinta temperatura.
- Cierta. El calor específico (y la capacidad calorífica) se pueden considerar como la inercia que un cuerpo tiene a una variación térmica. Un elevado valor de estas magnitudes denota la necesidad de altos valores de tránsitos de calor para alterar su temperatura.

Cuando un cuerpo toma calor aumentan sus movimientos traslacionales, rotacionales, vibracionales, interacciones intermoleculares, etc. Por ello los cuerpos que deban distribuir su calor entre todas estas situaciones alterarán difícilmente su temperatura, ya que esta sólo depende de la variación de energía cinética. Así sometidos al mismo tipo de foco calorífico, el agua tardará más tiempo en alterar su temperatura (pues además de movimientos traslacionales tiene otros tipos de movimientos) que un trozo de hierro cuyo movimiento principal traslacional es el de vibración.

5> Resuelve las siguientes cuestiones:

- Halla la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de 100 g de cobre desde 10 °C a 100 °C.

b) Suponiendo que a 100 g de aluminio a 10 °C se le suministra la cantidad de calor del apartado anterior, deduce qué cuerpo, cobre o aluminio, estará más caliente.

Calores específicos: cobre 0,093 cal/g °C y aluminio 0,217 cal/g °C.

Solución:

$$a) Q = m c_e (T_f - T_0) = 100 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal/g } ^\circ\text{C} \cdot 90 \text{ } ^\circ\text{C} = 837 \text{ cal}$$

$$b) Q = m c_e (T_f - T_0) \Rightarrow 837 \text{ cal} = 100 \text{ g} \cdot 0,217 \text{ cal/g } ^\circ\text{C} \cdot \Delta T \Rightarrow \Delta T = 38,6 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Luego, el cobre se calienta más.

6> Se mezclan 50 mL de HNO₃(ac) con otros 50 mL de NaOH(ac) y la temperatura del sistema varía de 21 °C a 32 °C. ¿Cuál será el calor desprendido en el experimento?

Datos: densidad de las disoluciones = 1,0 · 10³ kg m⁻³.

Solución:

$$\text{Masa disoluciones} = d V = 1,0 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3} \cdot 100 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 0,1 \text{ kg}$$

$$Q = m c_e (T_f - T_0) = 0,1 \text{ kg} \cdot 4,20 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1} \cdot 11 \text{ } ^\circ\text{C} = 4,6 \text{ kJ}$$

7> Sabiendo que el calor de combustión del butano es de 2 642 kJ mol⁻¹, determina el número de bombonas de butano (6 kg de butano/bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m³ de 14 a 27 °C.

Solución:

$$Q = m c_e (T_f - T_0) = 50 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ kg dm}^{-3} \cdot 4,18 \text{ kJ K}^{-1} \text{ kg}^{-1} \cdot 13 \text{ K} = 2,72 \cdot 10^6 \text{ J}$$

$$2,72 \cdot 10^6 \text{ kJ} = 2 642 \text{ kJ mol}^{-1} \cdot \frac{6 000 \text{ g}}{58 \text{ g mol}^{-1}} \cdot (n^\circ \text{ bombonas}) \Rightarrow n^\circ \text{ bombonas} = 10$$

8> La Figura muestra la variación térmica experimentada por dos cuerpos metálicos que se calientan de manera uniforme. Sabiendo que sus masas son m_A = 162 g y m_B = 112 g, calcula el calor específico de cada uno.

Solución:

Se calcula la pendiente de cada recta:

$$p = \Delta T / \Delta Q \Rightarrow m (A) = 175 \text{ } ^\circ\text{C} / 12 500 \text{ kJ} = 0,014 \text{ } ^\circ\text{C kJ}^{-1}$$

$$m (B) = 125 \text{ } ^\circ\text{C} / 12 500 \text{ kJ} = 0,010 \text{ } ^\circ\text{C kJ}^{-1}$$

El incremento de temperaturas es el mismo para centígrados que para kelvin, así que emplearemos este último.

$$c_e (A) = Q / m_A \Delta T = (1/m_A) p \Rightarrow c_e (A) = 1/0,162 \text{ kg} \cdot 0,014 \text{ K kJ}^{-1} = 0,93 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$c_e (B) = Q / m_B \Delta T = (1/m_B) p \Rightarrow c_e (B) = 1/0,112 \text{ kg} \cdot 0,010 \text{ K kJ}^{-1} = 0,54 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

9> Un generador eólico tiene una potencia de 120 kW h y funciona durante una media de 10 h al día. Calcula la cantidad de agua a 20 °C que puede calentarse hasta 60 °C con la energía producida por el generador durante una semana.

Solución:

$$\text{Energía} = 120 \text{ kw h} \cdot 70 \text{ h} = 8 400 \text{ kw h} = 8 400 \cdot 10^3 \text{ J s}^{-1} \cdot 3 600 \text{ s} = 3 024 \cdot 10^7 \text{ J}$$

$$Q = m c_e (T_f - T_0) \Rightarrow 3 024 \cdot 10^7 \text{ J} = m \cdot 4,18 \cdot 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 40 \text{ K} \Rightarrow m = 1,8 \cdot 10^5 \text{ kg}$$

10> Una determinada masa de gas oxígeno ocupa un volumen de 2 L a 298 K y 1,2 atm de presión. Se la calienta hasta alcanzar 348 K a presión constante. Calcula su densidad al inicio y al final del experimento.

Solución:

$$pV = n R T \Rightarrow pV = (m/\text{Mol}) R T \Rightarrow m/V = p \text{ Mol} / RT \Rightarrow d = p \text{ Mol} / RT$$

$$d_{\text{inicial}} = 1,2 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g mol}^{-1} / 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = 1,6 \text{ g/L}$$

$$d_{\text{final}} = 1,2 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g mol}^{-1} / 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 348 \text{ K} = 1,4 \text{ g/L}$$

11> Una botella de acero de 10 L contiene aire. La presión exterior es de 760 mm de Hg, y se supone que al calentarse la botella no se dilata apreciablemente. Sabiendo que la densidad del aire en condiciones normales es de 1,293 g/L, calcula:

a) La cantidad de aire que contiene, sabiendo que su temperatura es de 0 °C y que su presión es de 1 140 mm de Hg.

b) Sin abrir la botella se calienta a 100 °C. ¿Cuál será ahora su presión interior?

c) Se mantiene la temperatura en 100 °C y se abre la botella. ¿Qué masa de aire entra o sale?

d) Se cierra de nuevo la botella y se enfría a la temperatura inicial. ¿Cuál será ahora la presión interior?

Solución:

$$m = \frac{pV \text{ mol}}{RT}; d = \frac{m}{V} = \frac{p \text{ mol}}{RT}$$

a) Mol medio del aire = $V_{\text{molar}} d = 22,4 \text{ L} \cdot 1,293 \text{ g/L} = 28,96 \text{ g}$

$$m = \frac{pV \text{ mol}}{RT} = \frac{(1140/760) \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} \cdot 28,96 \text{ g}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} 273 \text{ K}} = 19,4 \text{ g}$$

b) $\frac{p}{T} = \frac{p'}{T'} \Rightarrow \frac{1140/760 \text{ atm}}{273 \text{ K}} = \frac{p'}{373 \text{ K}} \Rightarrow p' = 2,1 \text{ atm}$

c) $pV = (m/\text{mol}) RT \Rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = (m/28,96) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 373 \text{ K}; m = 9,5 \text{ g}$

Por lo tanto, el aire que sale: $m' = 19,4 \text{ g} - 9,5 \text{ g} = 9,9 \text{ g}$

d) $p \cdot 10 \text{ L} = (9,5/28,96) 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}; p = 0,73 \text{ atm}$

12> Un mol de vapor de agua a 373 K se enfría a 283 K. El calor entregado por el vapor de agua que se enfría lo absorben 10 moles de un gas ideal, y esta absorción de calor ocasiona que el gas se expanda a una temperatura constante de 273 K. Si el volumen final del gas ideal es 20 L, determina su volumen inicial.

Solución:

$$Q = m c_e (T_f - T_0) \Rightarrow Q = 18 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 90 \text{ K} = 6 771,6 \text{ J}$$

$$\text{Isotérmico} \Rightarrow Q = W \Rightarrow W = 6 771,6 \text{ J}$$

$$6 771,6 \text{ J} = p (20 \text{ L} - V_0);$$

$$pV = n R T \Rightarrow p \cdot 20 \text{ L} = 10 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K} \Rightarrow p = 11,2 \text{ atm}$$

$$\frac{6 771,6 \text{ J}}{101,3 \text{ J (atmL)}^{-1}} = 11,2 \text{ atm} (20 \text{ L} - V_0) \Rightarrow V_0 = 14 \text{ L}$$

13> Dos recipientes unidos entre sí están separados por una pared que puede retirarse. El primero contiene 10 L de gas nitrógeno a 20 °C y 1 atm de presión, mientras que el segundo contiene 30 L de gas oxígeno a 20 °C y 0,7 atm. Determina:

a) El número de moles y moléculas de cada recipiente.

b) La presión del sistema si se quita la pared que los separa.

c) Hacia dónde hay mayor movimiento de moléculas.

Solución:

a) $n(\text{N}_2) = pV / RT = 1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} / 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} 293 \text{ K} = 0,42 \text{ mol};$

moléculas (N_2) = moles $\cdot N_A = 0,42 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1} = 2,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

$n(\text{O}_2) = pV / RT = 0,7 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L} / 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 293 \text{ K} = 0,87 \text{ mol}$
 moléculas (O_2) = moles $\cdot N_A = 0,87 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1} = 5,2 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

b) $p_T = n_T R T / V_T = (0,42 + 0,87) \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 293 \text{ K} / (10 \text{ L} + 30 \text{ L}) = 0,78 \text{ atm}$

c) Se moverán más moléculas de nitrógeno hacia el recipiente del oxígeno que al revés porque la presión de aquel es mayor que la de este.

14> Del calor que se transmite a un sistema, 180 kJ se emplean en realizar un trabajo de expansión, existiendo una presión exterior de 4,50 atm. Calcula la variación de volumen experimentada por el sistema.

Solución:

En un proceso isoterma se cumple que $0 = Q + W$.

En este caso el calor es positivo porque lo recibe el sistema, y el trabajo negativo porque lo da, es decir, $0 = 180 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot (1 \text{ atm L} / 101,3 \text{ J}) - 4,5 \text{ atm } \Delta V \Rightarrow \Delta V = 395 \text{ L}$.

15> Dos moles de un gas se expanden manteniendo la presión constante de 700 mm Hg. Calcula el volumen final que ocupa el gas si realiza un trabajo de 525 J.

$pV_0 = n R T \Rightarrow \frac{700 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot V_0 = 2 \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 293 \text{ K} \Rightarrow V_0 = 52,2 \text{ L}$

$W = -p\Delta V ; 525 \text{ J} = \frac{700 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot \Delta V \Rightarrow \Delta V = 483,6 \text{ L}$

$V_f = 483,6 \text{ L} + 52,2 \text{ L} = 535,8 \text{ L}$

16> Calcula el trabajo que realiza el sistema cuando se vaporiza 1 L de agua a 100 °C y presión atmosférica normal. Indica también qué tipo de trabajo es este.

Solución:

$W = -p\Delta V = -\Delta n R T = -\frac{1 \text{ 000 g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 373 \text{ K} = -1,7 \cdot 10^3 \text{ atm L}$

$W = -1,7 \cdot 10^3 \text{ atm L} \cdot 101,3 \text{ J (atm L)}^{-1} = -1,7 \cdot 10^5 \text{ J}$

17> Un gas ideal evoluciona reversiblemente de un estado inicial A (p, V) a otro final B ($p/2, 2V$). Explica en qué caso realiza más trabajo: cuando evoluciona de A a B mediante un proceso isoterma o cuando lo hace mediante un proceso compuesto por una primera etapa a volumen constante seguida de otra a presión constante.

Solución:

A (p, V) \rightarrow B ($p/2, 2V$)

Si el proceso es isoterma $W = n R T \ln V_2/V_1 = n R T \ln 2 = 0,7 n R T$

En dos etapas:

1ª etapa $V = \text{cte} \Rightarrow W_1 = 0$

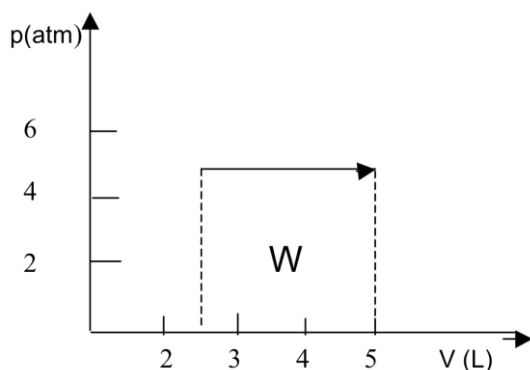
2ª etapa $W_2 = p(2V - V) = pV = n R T$

$W = 0 + n R T = n R T$

Vemos que $W > W$

18> Un gas ideal se encuentra a una presión de 5 atm y ocupa un volumen de 2,5 L a 20 °C. Dibuja en un diagrama p - V la expansión isóbara producida hasta alcanzar un volumen de 5 L y calcula el trabajo realizado.

Solución:



$$W = p \Delta V = 5 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L} = 7,5 \text{ atm L} ; W = 7,5 \text{ atm L} \cdot 101,3 \text{ J (atm L)}^{-1} = 760 \text{ J}$$

19> Determina la variación de energía interna de un sistema que:

a) Absorbe 150 J de calor y hace un trabajo de 100 J.

b) Desprende 300 J y hace un trabajo de 0,15 kJ.

Solución:

$$a) \Delta U = Q + W = 150 \text{ J} - 100 \text{ J} = 50 \text{ J}$$

$$b) \Delta U = -300 - 150 \text{ J} = -450 \text{ J}$$

20> Un cilindro hueco, cerrado por un émbolo móvil que puede deslizarse en él, contiene 2,5 moles de dióxido de carbono a 20 °C. Se calienta a presión constante hasta 80 °C, de manera que el calor solo se emplea en dilatar el gas. Calcula:

a) El calor suministrado al sistema.

b) El trabajo realizado por el gas.

Solución:

a) El calor se obtiene empleando la ecuación correspondiente e incluyendo en ella el dato del calor específico a presión constante que aparece en la Tabla 8.1

$$Q = m c_p (T_f - T_0) = 2,5 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,832 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1} (353 - 293) \text{ K} = 5,5 \cdot 10^3 \text{ J}$$

Como es calor dado al sistema, su signo es positivo.

b) El trabajo se calcula empleando su ecuación correspondiente transformada, pues en este caso no conocemos ni la presión ni la variación de volumen.

$$W = -p \Delta V = -n R \Delta T = -2,5 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (353 - 293) \text{ K} = -1,3 \cdot 10^3 \text{ J}$$

Al ser un trabajo realizado por el sistema su signo es negativo.

21> Indica la variación que experimenta la energía interna de un sistema en los siguientes casos:

a) Sistema cerrado que realiza un trabajo a expensas de la totalidad del calor que recibe por transferencia.

b) Sistema cerrado de paredes fijas que transfiere calor al entorno.

c) Sistema adiabático sobre el que se realiza un trabajo.

d) Sistema adiabático que realiza un trabajo sobre el entorno.

Solución:

- a) Si el calor recibido se invierte totalmente en realizar trabajo $\Delta U = 0$.
 b) Si el sistema es de paredes fijas, $\Delta V = 0$, por lo que no puede realizar trabajo, y así el calor emitido se realiza a expensas de la energía interna: $\Delta U = -Q$.
 c) En un sistema adiabático no hay intercambios de calor con el exterior, es decir $Q = 0$, por lo que si el sistema recibe energía en forma de trabajo, su energía interna deberá de aumentar en una cantidad igual: $\Delta U = + W$.
 d) Siguiendo el mismo razonamiento anterior, en este caso el sistema disminuye su energía interna en una cantidad igual al trabajo realizado: $\Delta U = -W$.

22> Dos moles de oxígeno se expanden a presión constante de 1,5 atm, pasando su volumen de 15 L a 20 L. Sabiendo que $C_e = 29,15 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, calcula:

- a) El trabajo realizado por el gas.
 b) El calor que toma o cede del exterior.
 c) La variación de su energía interna.

Solución:

a) El trabajo se calcula a partir de la variación que experimenta el volumen:

$$W = -p \Delta V = -1,5 \text{ atm} \cdot (20 \text{ L} - 15 \text{ L}) = -7,5 \text{ atm L}$$

$$W = -7,5 \text{ atm L} \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{\text{atm L}} = -760 \text{ J}$$

b) Para saber el calor es preciso conocer la variación de temperatura experimentada por el sistema:

$$T_0 = p V_0 / n R = 1,5 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L} / 2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 137 \text{ K}$$

$$T_f = p V_f / n R = 1,5 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L} / 2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 183 \text{ K}$$

$$\text{Ahora: } Q = n C_p (T_f - T_0) = 2 \text{ mol} \cdot 29,15 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (183 \text{ K} - 137 \text{ K}) = 2,7 \cdot 10^3 \text{ J.}$$

Como es calor es positivo significa que es tomado por el sistema, lo cual coincide con el aumento térmico que has calculado.

c) La variación de energía interna viene dada por el Primer principio:

$$\Delta U = Q + W = 2664,5 \text{ J} - 760 \text{ J} = 1,9 \cdot 10^3 \text{ J}$$

23> Elige la respuesta correcta en relación con un proceso termodinámico:

- a) El sistema aumenta su energía interna cuando el calor que cede es más grande que el trabajo que se hace sobre el mismo.
 b) El calor liberado por el sistema hacia el entorno se considera positivo.
 c) El sistema aumenta su energía interna si el calor que absorbe es mayor que el trabajo transformado en calor por este.

Solución:

a) $Q_{\text{cedido}} (-)$; $W_{\text{recibido}} (+)$ $\Delta U = Q + W$ si $Q > W \Rightarrow \Delta U < 0$

b) $Q_{\text{cedido}} (-)$

c) $Q_{\text{absorbido}} (+)$; $W_{\text{cedido}} (-)$ $\Delta U = Q + W$ si $Q > W \Rightarrow \Delta U > 0$

Esta última es la única respuesta correcta en un sistema termodinámico.

24> Cierta volumen V_1 de un gas ideal a la presión p_1 y temperatura T_1 se expande reversiblemente hasta alcanzar un volumen $V_2 = 2V_1$. Si esta expansión es isóbara,

establece si la energía interna del gas aumenta o disminuye por efecto de esta expansión.

Solución:

En un proceso isobárico se cumple que:

$$\Delta U = Q_p + W = n C_e (T_2 - T_1) - p (V_2 - V_1)$$

En nuestro caso:

$$\Delta U = n C_e (T_2 - T_1) - p (2 V_1 - V_1) = n C_e (T_2 - T_1) - p V_1$$

$$\text{Por otra parte: } T_1 = p V_1 / n R$$

$$T_2 = p V_2 / n R$$

$$\text{de donde } T_1 / T_2 = V_1 / V_2 = V_1 / 2 V_1 = 1/2$$

Así queda:

$$\Delta U = n C_e (2 T_1 - T_1) - p V_1 = n C_e T_1 - p V_1 = n C_e T_1 - n R T_1 = n T_1 (C_e - R) > 0$$

25> Dos moles de un gas perfecto monoatómico se expansionan isotérmicamente a 400 K desde una presión inicial de 4 atm hasta 1 atm. Calcula:

a) El trabajo realizado por el gas en J.

b) El calor absorbido en calorías.

c) La variación de energía interna en J.

Solución:

a) Calcularemos el volumen inicial del gas:

$$pV = n R T; 4 \text{ atm} \cdot V = 2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 400 \text{ K}; V = 16,4 \text{ L}$$

$$\text{El volumen final será: } p_0 V_0 = p_f V_f; 4 \text{ atm} \cdot 16,4 \text{ L} = 1 \text{ atm} \cdot V_f; V_f = 65,6 \text{ L}$$

El trabajo realizado por el gas será:

$$W = -n R T \ln V_2/V_1 = -2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 400 \text{ K} \cdot \ln 65,6/16,4 \text{ L} = -90,9 \text{ atmL}$$

$$W = -90,9 \text{ atm L} \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{\text{atm L}} = -9 208,2 \text{ J}$$

$$b) Q = -W = -(-9 208,2 \text{ J}) \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}} = 2 202,9 \text{ cal} = 2,2 \text{ kcal}$$

c) En todo proceso isotérmico se cumple que $\Delta U = 0$.

26> Calcula el calor intercambiado por un gas ideal en los siguientes casos:

a) Cuando se comprime isotérmicamente mediante un trabajo de 300 J.

b) Cuando experimenta una transformación isócara en la que su energía interna aumenta en 5 kJ.

Solución:

a) Una expansión isotérmica tiene $\Delta U = 0 \Rightarrow 0 = Q + W$; $Q = -W = -300 \text{ J}$.

b) Una expansión isocórica tiene $W = 0 \Rightarrow \Delta U = Q$, es decir $Q = 5 \text{ kJ}$.

27> Una cierta cantidad de gas ideal se encuentra en un estado inicial de equilibrio termodinámico, a partir del cual se le puede someter a dos procesos alternativos, suministrándole la misma cantidad de calor Q. En uno de ellos el suministro se hace a volumen constante y en el otro, a presión constante. ¿En cuál de los dos la temperatura

final será mayor?

Solución:

En un proceso isocórico se cumple que $Q = \Delta U$, es decir, todo el calor se emplea en producir una variación de la energía interna que a su vez sólo depende de la temperatura, mientras que en un proceso isobárico se cumple que $Q = \Delta U - W$, es decir, el calor se emplea en modificar la energía interna y en producir un trabajo. Por tanto, la variación de energía interna será menor en este caso y con ello la temperatura alcanzada también.

28> Una máquina térmica, cuyo foco caliente está a 110 °C, toma 80 cal en cada ciclo y cede 60 cal al foco frío. Calcula la temperatura del foco frío.

Solución:

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{80 \text{ cal} - 60 \text{ cal}}{80 \text{ cal}} = \frac{383 - T_2}{383 \text{ K}} \Rightarrow T_2 = 287,2 \text{ K}$$

Es decir $t = 14,2^\circ\text{C}$

29> Halla el rendimiento de una máquina térmica que funciona entre 180 °C y 35 °C. Calcula también la temperatura del foco caliente para que el rendimiento sea del 60,0 %, si se mantiene constante la temperatura del foco frío.

Solución:

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{453 \text{ K} - 308 \text{ K}}{453 \text{ K}} = 0,32 \Rightarrow 32\%$$

Si el rendimiento es del 60%, se cumple que:

$$\eta = 0,6 = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{T_1 - 308 \text{ K}}{T_1} \Rightarrow T_1 = 770 \text{ K}; t = 497^\circ\text{C}$$

30> La vaporización de 1 mol de mercurio a 1 atm y 357 °C —punto de ebullición— absorbe 272,7 J g⁻¹. Considerando despreciable el volumen del mercurio líquido frente al del vapor, calcula el calor absorbido, el trabajo y la variación de la energía interna.

Dato: masa atómica del Hg = 201 uma.

Solución:

$$Q_{\text{abs}} = 272,7 \text{ J g}^{-1} \cdot 201 \text{ g} = 55 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$PV = nR T \Rightarrow 1 \text{ atm} \cdot V = 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 630 \text{ K} \Rightarrow V = 51,7 \text{ L}$$

$$W = -1 \text{ atm} (V_g - V_l) \sim -1 \text{ atm} \cdot 51,7 \text{ L} = -51,7 \text{ atm L}$$

$$W = -51,7 \text{ atm L} \cdot 101,3 \text{ J (atm L)}^{-1} = -5,24 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta U = Q + W = 54,8 \cdot 10^3 \text{ J} - 5 \cdot 237,2 \text{ J} = 49,6 \cdot 10^3 \text{ J}$$

31> Un cilindro de 825 cm³ provisto de un émbolo móvil contiene 6,72 g de nitrógeno gaseoso a 25 °C. Se le comunican 32 J de calor de forma que su temperatura aumenta hasta 41,4 °C. Calcula:

a) Los moles de nitrógeno que contiene y la presión inicial.

b) El trabajo realizado.

c) La variación que experimenta su energía interna.

Dato: $c_v = 740 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Solución:

$$\text{a) Moles de } N_2 = \text{masa} / \text{Mol} = 6,72 \text{ g} / 28 \text{ g mol}^{-1} = 0,24 \text{ mol}$$

$$pV = nR T \Rightarrow p \cdot 0,825 \text{ L} = 0,24 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 298 \text{ K} \Rightarrow p = 7,1 \text{ atm}$$

$$b) 7,1 \text{ atm} \cdot V_f = 0,24 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 314,4 \text{ K} \Rightarrow V_f = 0,872 \text{ L}$$

$$W = -7,1 \text{ atm} (0,872 \text{ L} - 0,825 \text{ L}) = -0,33 \text{ atm L} = -33,8 \text{ J}$$

$$c) \Delta U = Q + W = 32 \text{ J} - 33,8 \text{ J} = -1,8 \text{ J}$$

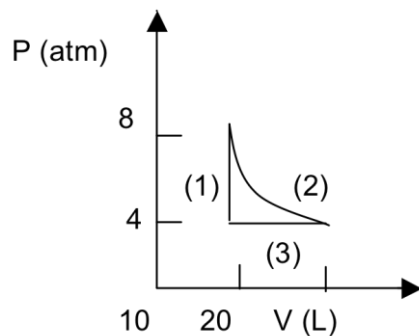
32> Tenemos 2,0 moles de un gas ideal en un pistón que ocupa un volumen de 10 L a una presión de 4,0 atm. En una primera etapa, se calientan, a volumen constante, hasta que su presión se eleva hasta 8,0 atm. En una segunda etapa, se produce una expansión a temperatura constante hasta que la presión es la inicial, 4,0 atm. Por último, en una tercera etapa, se reduce su volumen, a presión constante, hasta su volumen inicial de 10 L.

a) Representa en un diagrama p - V las tres transformaciones, indicando el término con que se representa cada una y si ha absorbido calor del medio ambiente o lo ha cedido.

b) ¿Cuál ha sido el trabajo total realizado por el gas en el ciclo?

Solución:

a)



Primera etapa: $p_0 = 4 \text{ atm}$; $V_0 = 10 \text{ L}$

$$p_f = 8 \text{ atm} ; V_f = 10 \text{ L}$$

Segunda etapa: $p_0 = 8 \text{ atm}$; $V_0 = 10 \text{ L}$

$$p_f = 4 \text{ atm} ; V_f = \frac{p_0 V_0}{p_f} = \frac{8 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{4 \text{ atm}}$$

$$V_f = 20 \text{ L}$$

Tercera etapa: $p_0 = 4 \text{ atm}$; $V_0 = 20 \text{ L}$

$$p_f = 4 \text{ atm} ; V_f = 10 \text{ L}$$

La primera etapa es una transformación isocórica en donde se produce un calentamiento externo, tal y como dice el enunciado, luego el sistema absorbe calor del medio. Como toda transformación isocórica, al no haber variación del volumen, no hay trabajo: $W = 0$.

La segunda etapa es una transformación isotérmica en donde se produce un aumento de volumen, que en este caso se produce a expensas del calor del sistema ($0 = Q + W$), luego el sistema también absorbe calor para producir el trabajo de expansión.

En el tercer caso se trata de una compresión isobárica por lo que el sistema cede calor. En esta etapa, y como en una compresión isobárica la temperatura final es menor que la inicial, la variación de energía interna es negativa. Como se produce una compresión, el trabajo es positivo, ya que se realiza sobre el sistema. Como $\Delta U = \Delta Q + W$, para que tengamos una ΔU negativa con un W positivo es necesario que ΔQ sea muy negativo.

b) Como se trata de un ciclo tenemos que sumar los trabajos que se realizan a lo largo de los tres procesos:

$$W_1 = 0 ;$$

$$W_2 = -n R T \ln \frac{V_f}{V_0} = -pV \ln \frac{V_f}{V_0} = -4 \cdot 20 \cdot 101,3 \cdot \ln 2 = -5\,617 \text{ J}$$

$$W_3 = 40 \text{ atm L} = 4\,041,2 \text{ J}$$

$$W_T = 0 + (-5\,617) + 4\,041 = -1\,576 \text{ J} ; \text{ realiza un trabajo de } 1,6 \text{ kJ}$$

33> Medio mol de gas argón ocupa un volumen de 2,0 L a la temperatura de 300 K. Se le somete a un proceso a presión constante, durante el cual se le suministra el calor $Q = 210$ cal. Determina:

a) La temperatura del estado final.

b) El volumen del estado final.

c) La variación de su energía interna.

d) El trabajo realizado por el gas.

Datos: $C_V = 12,5 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $C_p = 20,9 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Solución:

a) En un proceso isobárico se cumple que: $Q = n C_p (T_f - T_0)$:

$$210 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J cal}^{-1} = 0,5 \text{ mol} \cdot 20,9 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (T_f - 300 \text{ K}) \Rightarrow T_f = 384 \text{ K}$$

b) $pV_0 = n R T_0 \Rightarrow p \cdot 2 \text{ L} = 0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} ; p = 6,15 \text{ atm}$

Luego aplicamos a las condiciones finales:

$$pV_f = n R T_f \Rightarrow 6,15 \text{ atm } V_f = 0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 384 \text{ K} ; V_f = 2,56 \text{ L}$$

c) En un proceso isobárico se cumple que:

$$\Delta U = Q + W = 210 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J cal}^{-1} + 877,8 \text{ J} = 1\,226,7 \text{ J}$$

$$d) W = p \Delta V = 6,15 (2,56 \text{ L} - 2 \text{ L}) \cdot 101,3 \text{ J (atm L)}^{-1} = 877,8 \text{ J}$$