

■ Cuestiones básicas

1. Indica si los siguientes sistemas son homogéneos o heterogéneos: un bloque de hielo, agua y aceite contenidos en un vaso, agua y alcohol en un frasco, un trozo de bronce, aire en un globo y agua de mar en un cubo.

Bloque de hielo (homogéneo), agua y aceite contenidos en un vaso (heterogéneo), agua y alcohol en un frasco (homogéneo), un trozo de bronce (homogéneo), aire en un globo (homogéneo), agua de mar en un cubo (homogéneo).

2. Aplicando la Teoría cinético-molecular, explica qué se dilatará más fácilmente, un sólido, un líquido o un gas.

Un gas.

3. ¿Cuál es el factor determinante del aumento de la energía cinética de las partículas de un cuerpo?

La temperatura.

4. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) Cuando un sistema material cambia de estado se modifica su volumen.
 b) Cuando un sistema material cambia de estado aumenta su masa.
 c) Cuando un sólido se funde pesa más.
 d) Las partículas de los líquidos ejercen entre sí fuerzas de interacción mayores que las de los sólidos.

a) Cierto. b) Falso. c) Falso. d) Falso.

5. Explica por qué los globos explotan al llegar a cierta altura.

A medida que suben baja la presión exterior y por tanto al ser mayor la interior el globo se dilata hasta que explota.

6. ¿Cuál crees que es la diferencia entre los llamados gases ideales y los reales?

La existencia de fuerzas de interacción entre las partículas de los gases reales, fuerzas que no se consideran en los gases ideales.

7. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:

- a) Cuando se aumenta la temperatura de un recipiente cerrado en el que existe un gas, la presión interior disminuye.
 b) Cuando se aumenta la presión en el interior de un recipiente que contiene una sustancia gaseosa su volumen también aumenta.
 c) Cuando disminuye el volumen de un gas mantenido a presión constante la temperatura también disminuye.

a) Falso.

b) Cierto si el recipiente no está cerrado o puede dilatarse, en caso contrario falso.

c) Cierto.

8. Ordena de forma creciente en volumen las siguientes cantidades de sustancias, todas medidas en las mismas condiciones de presión y temperatura: 1 mol de vapor de agua, 2,3 moles de amoníaco, 0,5 moles de cloruro de hidrógeno, $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de oxígeno.

$3 \cdot 10^{20}$ moléculas de oxígeno < 0,5 moles de cloruro de hidrógeno < 1 mol de vapor de agua < 2,3 moles de amoníaco.

9. Indica cuál es la afirmación correcta para un sistema en el que manteniendo el volumen constante se duplica la presión:

- a) Se duplica la temperatura.
 b) La temperatura baja a la mitad.
 c) No varía la temperatura.

a) Se duplica la temperatura.

10. Indica cuál es la afirmación correcta para un sistema en el que manteniendo la temperatura constante se duplica el volumen:

- a) Se duplica la presión.
 b) La presión baja a la mitad.
 c) No varía la presión.

b) La presión baja a la mitad.

11. El valor de la constante de los gases es de 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹. ¿Puedes calcular su valor en J mol⁻¹ K⁻¹?

8,314 J mol⁻¹ K⁻¹.

■ 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.

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.

Una vez vista la necesidad de tener en cuenta la masa, podemos comprender que el cociente entre la cantidad de calor que se aporta y el producto de la masa de sustancia que tenemos y el incremento de la temperatura que se produce es constante y distinto para cada sustancia concreta, por lo que llegamos a la expresión de una constante que es específica para cada sustancia y a la que llamamos calor específico.

2. Transforma la ecuación $Q = C \Delta T = m c_e (T_f - T_0)$ adecuadamente, para que sea aplicable a sistemas en que intervienen moles.

Expresa el calor específico del hierro (véase Tabla 8.1) en J mol⁻¹ K⁻¹.

$$Q = C \Delta T = m c_e (T_f - T_i) = n M_{\text{mol}} c_e (T_f - T_i) = n C_{\text{molar}} (T_f - T_i)$$

$$C_{\text{molar}} = c_e M_{\text{mol}} = 440 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 56 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 24,6 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

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?

No alcanzarán la misma temperatura, puesto que las capacidades caloríficas de ambos son distintas. Dado que la de la plata es menor, la temperatura que alcance será mayor, por lo que posteriormente, si se ponen en contacto, ésta cederá calor al hierro hasta conseguir el equilibrio térmico.

4. 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.

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

$$pV = nRT; pV = (m/M_{\text{mol}})RT; m/V = p M_{\text{mol}}/RT; d = p M_{\text{mol}}/RT$$

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

$$d_{\text{final}} = 1,2 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g mol}^{-1}/0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 348 \text{ K} = 1,3 \text{ g/L}$$

5. Calcula la presión que ejercen $12,044 \cdot 10^{23}$ partículas de un gas en un recipiente de 3 litros de capacidad que está a 25 °C de temperatura.

$$12,044 \cdot 10^{23} \text{ partículas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}} = 2 \text{ moles}$$

$$pV = nRT; p \cdot 3 \text{ L} = 2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K}$$

$$p = 16,3 \text{ atm}$$

6. Demuestra que la atm L es una unidad de trabajo y calcula a cuántos julios equivale.

$$1 \text{ atm L} = 1 \text{ atm} \cdot 101300 \text{ N m}^{-2} \text{ atm}^{-1} \cdot 1 \text{ L} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ L}^{-1} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ dm}^{-3} = 101,3 \text{ N m} = 101,3 \text{ J}$$

7. 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 entre 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.

Las situaciones inicial y final son las mismas, pero dado que las etapas se desarrollan por caminos distintos, el trabajo total desarrollado será distinto:

- a) 1.ª 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.ª etapa: $p_2 = 4,5 \text{ atm}; p_3 = 4,5 \text{ atm}; V_2 = 6 \text{ L}; V_3 = 2 \text{ L}$

$$W = -p \Delta V = -4,5 \text{ atm} \cdot (2 \text{ L} - 6 \text{ L}) = (-4,5 \text{ atm} \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa atm}^{-1}) \cdot (-4 \text{ L} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ L}^{-1}) = +1823,4 \text{ J}$$

$$W_{\text{total}} = 0 + 1823,4 = 1823,4 \text{ J}$$

- b) 1.ª etapa: $p_1 = 1,5 \text{ atm}; p_2 = 1,5 \text{ atm}; V_1 = 6 \text{ L}; V_2 = 2 \text{ L}$
 $W = -p \Delta V = -1,5 \text{ atm} \cdot (2 \text{ L} - 6 \text{ L}) = (-1,5 \text{ atm} \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa atm}^{-1}) \cdot (-4 \text{ L} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ L}^{-1}) = +607,8 \text{ J}$
2.ª etapa: $p_2 = 1,5 \text{ atm}; p_3 = 4,5 \text{ atm}; V_2 = 2 \text{ L}; V_3 = 2 \text{ L}$
 $W = -p \Delta V = 0$
 $W_{\text{total}} = 607,8 \text{ J} + 0 \text{ J} = 607,8 \text{ J}$

8. 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.

- a) Si el calor recibido se invierte totalmente en realizar trabajo, $\Delta U = 0$.
b) Como el sistema es de paredes fijas, $\Delta V = 0$, por lo que no puede realizar trabajo, 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 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: $\Delta U = -W$.

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

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

10. Un recipiente cerrado de paredes fijas que contiene 2 moles de oxígeno experimenta un aumento térmico de 30 °C. Calcula la energía suministrada al sistema ($c_v = 648 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

En una transformación isocórica $\Delta U = Q_v = m c_v (T_f - T_0)$ por lo que:

$$\Delta U = Q_v = 2 \text{ moles } O_2 \cdot (0,032 \text{ kg de } O_2/1 \text{ mol de } O_2) \cdot 648 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 30 \text{ K} = 1,24 \text{ kJ}$$

11. 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.

Isotérmicamente implica $\Delta U = 0$ por lo que:

$$0 = Q + W; 0 = Q - 450 \text{ J}; Q = 450 \text{ J}$$

Al ser positivo es calor que se toma del entorno.

12. En la transformación adiabática de un gas, la variación de su energía interna ha sido de 50 J. Indica qué tipo de evolución ha experimentado este sistema gaseoso.

En una transformación adiabática $\Delta U = W$ por lo que si la variación de energía interna ha sido de 50 J, tendremos $\Delta U = 50 \text{ J} = W$, y al ser positivo deducimos que el gas ha experimentado un trabajo de compresión de 50 J.

Problemas propuestos

Para afianzar

1. ¿Cuántas kilocalorías cederá un cuerpo de 200 g de masa y calor específico $440 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$ al disminuir su temperatura en 20°C ?

$$Q = m c_e \Delta T = 0,2 \text{ kg} \cdot 440 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 20 \text{ K} = 1760 \text{ J};$$

$$Q = 1760 \text{ J} \cdot 0,24 \cdot 10^{-3} \text{ kcal J}^{-1} = 0,42 \text{ kcal}$$

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.

$Q = m c_e (T_f - T_i)$; $T_f = T_i + Q/m c_e$, 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. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones referidas al calor son ciertas:

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

La primera es falsa puesto que los cuerpos no poseen calor, lo transmiten (el calor es un tránsito de energía).

La segunda es falsa puesto que el calor no depende de las energías cinéticas moleculares.

La tercera es cierta puesto que el calor es energía que fluye entre dos sistemas que estando en contacto tengan inicialmente distinta temperatura.

La cuarta es cierta. El calor específico (y la capacidad calorífica) se puede 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 tránsito 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 ésta 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.

4. ¿En cuál de los siguientes casos la Termodinámica puede explicar lo que ocurre?

- a) Un cuerpo que cae desde 10 m hasta el suelo.
 - b) Una máquina de vapor que mueve un tren.
 - c) Un papel que arde y se transforma en cenizas y gases de combustión.
 - d) Sale vapor de una olla a presión cuando la calentamos en la cocina.
 - e) Se ve movimiento en el agua de un cazo al ponerlo al fuego.
- b) El caso de la máquina de vapor.
d) Sale vapor de una olla a presión...

5. A la unidad que representa la energía «de frío» que es capaz de suministrar un aparato de aire acondicionado le llamamos frigoría. ¿Qué es lo que ocurre realmente en una habitación donde funciona un aparato de potencia 2200 frigorías/hora?

Que transmite hacia el exterior 2200 calorías cada hora; por tanto, la energía interna de la habitación disminuye y con ella la temperatura.

6. Calcula el trabajo que se podrá realizar con el calor producido en la combustión de 200 kg de carbón si el poder calorífico del carbón es de $9 \cdot 10^3 \text{ kcal kg}^{-1}$ y de este calor sólo se aprovecha el 40%.

$$W = 200 \text{ kg} \cdot \frac{9000 \text{ kcal}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} \cdot \frac{4,1868 \text{ J}}{1 \text{ cal}} \cdot \frac{40 \text{ J aprovechados}}{100 \text{ J producidos}} = 3 \cdot 10^9 \text{ J aprovechados}$$

7. Un gas se expande a presión constante de 5,1 atm, pasando su volumen de 12 L a 18 L. Calcula el trabajo de expansión.

$$W = -p \Delta V = -5,1 \text{ atm} \cdot (18 \text{ L} - 12 \text{ L}) = -30,6 \text{ atm L}$$

$$W = -30,6 \text{ atm L} \cdot 101,3 \text{ J (atm L)}^{-1} = -3100 \text{ J}$$

El signo negativo indica que es un trabajo de expansión.

8. Sobre un sistema ejercemos un trabajo de 837 kJ. Si éste no varía su energía interna, ¿cuántas calorías obtendremos en forma de calor desprendido?

$$W = Q = 837 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot 0,24 \text{ cal J}^{-1} = 2,01 \cdot 10^5 \text{ cal}$$

9. Una máquina recibe 5270 kJ de calor y cede un trabajo de 0,075 kW h. ¿Cuánto varía su energía interna?

$$Q = +5270 \text{ kJ positivo porque es calor recibido por el sistema}$$

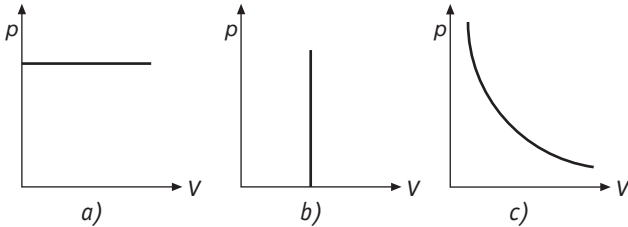
$$W = -0,075 \text{ kW h} \cdot 10^3 \text{ W kW}^{-1} \cdot 1 \text{ J s W}^{-1} \cdot 3600 \text{ s h}^{-1} \cdot 10^{-3} \text{ kJ J}^{-1} = -270 \text{ kJ}$$

negativo porque es trabajo cedido por el sistema

$$\Delta U = Q + W = 5270 \text{ kJ} - 270 \text{ kJ} = 5000 \text{ kJ}$$

10. Representa en un diagrama p - V cómo sería la línea que describe un proceso:

- Isobárico.
- Isocórico.
- Isotérmico.



11. 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.

Por ser proceso isocórico $\Delta U = Q$

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

$$Q = n c_v (T_2 - T_1) = 2,1 \text{ mol} \cdot 20,7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (-15 \text{ K}) = -652 \text{ J}$$

De donde $\Delta U = -652 \text{ J}$

12. 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.

$$W_{\text{exp}} = -p \Delta V$$

$$-180 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot (1 \text{ atm L}/101,3 \text{ J}) = -4,5 \text{ atm} \cdot \Delta V \Rightarrow \Delta V = 395 \text{ L}$$

13. Un recipiente contiene 40,0 g de gas oxígeno. Mediante una expansión adiabática, su temperatura pasa de 35 °C a 15 °C a presión constante. Calcula:

- El trabajo de expansión realizado.
- La variación de su energía interna.

$$W = \Delta U = n C_v \Delta T = 40,0 \text{ g O}_2 \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \cdot \frac{648 \text{ J}}{1 \text{ kg de O}_2 \cdot 1^\circ \text{C}} \cdot (15^\circ \text{C} - 35^\circ \text{C}) = -518,4 \text{ J}$$

Aplicando el primer principio de la termodinámica, $\Delta U = Q + W$ y dado que $Q = 0$ por ser un proceso adiabático, $\Delta U = W = -518,4 \text{ J}$

Es necesario obtener el calor específico a volumen constante de la tabla de calores específicos que aparecen en el libro de texto.

14. Calcula la eficacia de una máquina térmica cuyo foco caliente está a 250 °C y el foco frío a 40 °C.

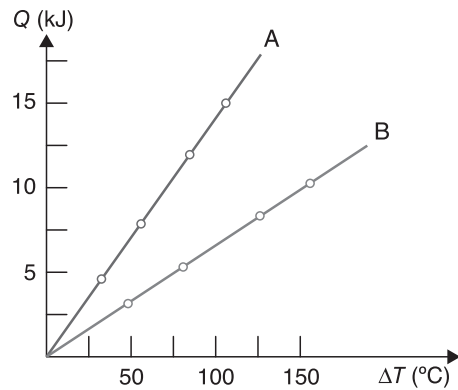
La eficacia es el rendimiento de la máquina térmica. Viene dado por el incremento de temperaturas, en relación con el foco caliente:

$$\rho = (T_c - T_f)/T_c = (523 \text{ K} - 313 \text{ K})/523 \text{ K} = 0,40$$

Es decir, la eficacia de esta máquina es del 40%.

Para repasar

15. La gráfica de la Fig. 8.11 muestra la variación térmica experimentada por dos cuerpos metálicos que se calientan de manera uniforme. Sabiendo que sus masas son $m_A = 162 \text{ g}$ y $m_B = 112 \text{ g}$, calcula el calor específico de cada uno.



Se calcula la pendiente de cada recta: $m = \Delta Q/\Delta T \Rightarrow m(A) = (20 - 5) \text{ kJ}/(373 - 273) \text{ K} = 15 \text{ kJ}/100 \text{ K} = 0,15 \text{ kJ K}^{-1}$

$$m(B) = (12,5 - 5)/(398 - 273) = 7,5 \text{ kJ}/125 \text{ K} = 0,06 \text{ kJ K}^{-1}$$

$$c_e(A) = Q/m_A \Delta T = m_{(A)}/m_A$$

$$c_e(A) = 0,15 \text{ kJ K}^{-1}/0,162 \text{ kg} = 0,93 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$c_e(B) = Q/m_B \Delta T = m_{(B)}/m_B$$

$$c_e(B) = 0,06 \text{ kJ K}^{-1}/0,112 \text{ kg} = 0,54 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

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

- Si se abre el recipiente, ¿entra o sale gas?
- Calcula la cantidad de oxígeno que sale o aire que entra hasta alcanzarse el equilibrio.
- Halla la temperatura que debería tener el oxígeno del recipiente para que al abrirlo ni entrara ni saliera gas.

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

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

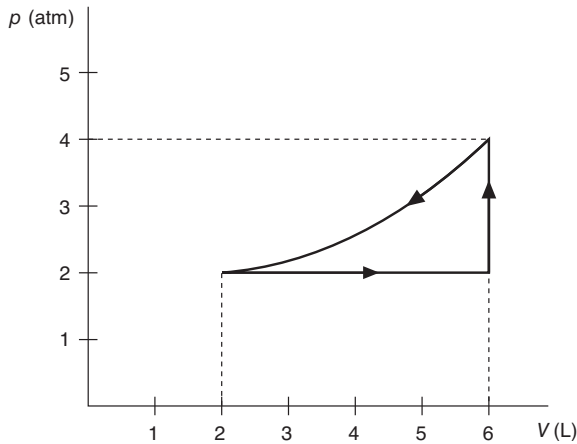
$$b) 0,97 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L} = (m/32 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} \Rightarrow m = 2,6 \text{ g de O}_2 \text{ quedan dentro.}$$

Por tanto, el oxígeno que sale es: $3,5 \text{ g} - 2,6 \text{ g} = 0,9 \text{ g}$

$$c) 0,97 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L} = (3,5 \text{ g}/32 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot T \Rightarrow 216 \text{ K}$$

Es decir, el recipiente debería estar a -57°C para que al abrirlo ni entrase ni saliese gas.

17. Dibuja el diagrama p - V para un gas que se expande isobáricamente hasta triplicar su volumen, evoluciona luego isocóricamente hasta duplicar su presión y después se comprime isotérmicamente hasta volver a su volumen inicial.



No se puede. Si en la primera parte del proceso se triplica el volumen y en la segunda se duplica la presión, el producto pV se ha multiplicado por 6. Por la ecuación de los gases perfectos $pV = nRT$ esto implica que la temperatura (en kelvin) es seis veces mayor, por lo que no podemos volver al punto inicial a través de un proceso isotérmico.

18. Calcula el volumen final que ocupa un mol de un gas, inicialmente a 0°C , si realiza un trabajo de 495 J cuando se expande isobáricamente en un laboratorio donde la presión atmosférica vale 740 mm de Hg.

$$pV = nRT; \quad 740/760 \text{ atm} \cdot V = 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}; \quad V = 23 \text{ L}$$

$$W = 495 \text{ J} / (101,3 \text{ J/atm L}) = 4,89 \text{ atm L}$$

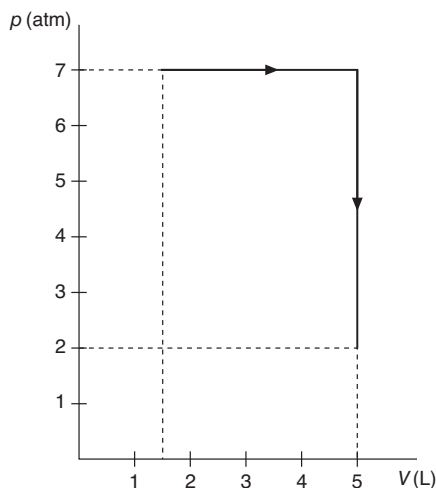
$$W = -p \Delta V; \quad 4,89 \text{ atm L} = -740/760 \text{ atm} (V_f - 23 \text{ L}) \Rightarrow V_f = 28 \text{ L}$$

19. Un gas ideal se encuentra a una presión de 7 atm ocupando un volumen de 1,5 L a 20°C . Dibuja en un diagrama p - V las siguientes variaciones:

- Expansión isobárica hasta alcanzar un volumen de 5 L.
- Transformación isocórica alcanzando una presión de $2,026 \cdot 10^6 \text{ Pa}$.

a) La línea parte del punto de $p = 7 \text{ atm}$ y $V = 1,5 \text{ L}$ llegando al punto de $V = 5 \text{ L}$.

$$b) 2,026 \cdot 10^6 \text{ Pa} \cdot (1 \text{ atm} / 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}) = 20 \text{ atm}$$



20. Determina el calor intercambiado por un sistema en los siguientes casos:

- Se comprime adiabáticamente entre 1,7 atm y $6 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.
- Se comprime isotérmicamente recibiendo una energía en forma de trabajo de 6,2 kJ.
- Realiza una transformación isocórica en la que su energía interna aumenta en 2 kcal.

a) $Q = 0$ porque el proceso es adiabático.

b) $0 = Q + W$ porque el proceso es isotérmico $\Rightarrow Q = -W = -6,2 \text{ kJ}$

c) $\Delta U = Q$ porque el proceso es isocórico \Rightarrow

$$\Rightarrow Q = 2000 \text{ cal} \cdot (4,1868 \text{ J/cal}) = 8374 \text{ J} = 8,4 \text{ kJ}$$

21. ¿Cuánta masa de agua a 20°C se necesita añadir a un cazo para conseguir que en 5 min exactos rompa a hervir ($T_e = 100^\circ\text{C}$), si el rendimiento de la cocina donde se calienta es del 40%?

Datos: la cocina tiene 2000 W de potencia calorífica;

$$c_{eH_2O} = 1 \text{ cal g}^{-1} \text{K}^{-1}.$$

$$P = W/t \Rightarrow W = Pt = 2000 \text{ W} \cdot 300 \text{ s} = 6 \cdot 10^5 \text{ J};$$

$$W_{\text{real}} = 0,4 \cdot 6 \cdot 10^5 \text{ J} = 2,4 \cdot 10^5 \text{ J}$$

$$W = Q = 2,4 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot 0,24 \text{ cal J}^{-1} = m c_e \Delta t = m \cdot 1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 80 \text{ K} \Rightarrow m = 720 \text{ g} = 0,72 \text{ kg}$$

22. ¿Cuánto vale c_v para el nitrógeno si 16,8 g de este gas desprenden 250 J al descender su temperatura 20°C sin variar el volumen?

$$Q = m c_v (T_2 - T_1)$$

$$-250 \text{ J} = 16,8 \text{ g} \cdot c_v \cdot (-20 \text{ K}); \quad c_v = 0,74 \text{ J g}^{-1} \text{K}^{-1}$$

23. Se calientan 50 g de gas nitrógeno, que están a 1,2 atm de presión, desde 30°C a 80°C . Calcula:

- La variación de volumen experimentada por el gas.
- El trabajo realizado por el gas.
- El calor absorbido.
- La variación de su energía interna.

$$a) pV = nRT; \quad 1,2 \text{ atm} \cdot V = (50 \text{ g} / 28 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K} \Rightarrow V = 37 \text{ L}$$

$$V/T = V'/T' \Rightarrow 37 \text{ L} / 303 \text{ K} = V' / 353 \text{ K} \Rightarrow V' = 43,1 \text{ L}$$

$$\Delta V = 43,1 \text{ L} - 37 \text{ L} = 6,1 \text{ L}$$

$$b) W = -p \Delta V = -1,2 \text{ atm} \cdot 6,1 \text{ L} = -7,3 \text{ atm L}$$

$$W = -7,3 \text{ atm L} \cdot (101,3 \text{ J/atm L}) = -740 \text{ J} = -7,4 \cdot 10^2 \text{ J}$$

$$c) Q = m c_p \Delta T = 50 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot 1036,5 \text{ J kg}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot (353 \text{ K} - 303 \text{ K}) = 2591,2 \text{ J} = 2,6 \text{ kJ}$$

$$d) \Delta U = Q + W = 2591,2 \text{ J} - 741,5 \text{ J} = 1849,8 \text{ J} = 1,9 \text{ kJ}$$

24. Calcula el calor intercambiado por un gas ideal en los siguientes casos:

- Cuando realiza una expansión adiabática.
- Cuando se comprime isotérmicamente mediante un trabajo de 300 J.

c) Cuando experimenta una transformación isocórica en la que su energía interna aumenta en 5 kJ.

- a) Una expansión adiabática tiene $Q = 0$
 b) Una expansión isotérmica tiene $\Delta U = 0 \Rightarrow \Rightarrow 0 = Q + W$; $Q = -W = -300 \text{ J}$
 c) Una expansión isocórica tiene $W = 0 \Rightarrow \Delta U = Q$; es decir, $Q = 5 \text{ kJ}$

Para profundizar

25. 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?
- a) $n(\text{N}_2) = pV/RT = 1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} / 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} = 0,42 \text{ mol}$
 moléculas (N_2) = moles $\cdot N_A = 0,42 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1} = 2,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$
 $n(\text{O}_2) = p'V'/RT' = 0,7 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L} / 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} = 0,87 \text{ mol}$
 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) $p_T = n_T RT/V_T = (0,42 + 0,87) \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} / (10 \text{ L} + 30 \text{ L}) = 0,78 \text{ atm}$
 c) Se moverán más las moléculas de nitrógeno hacia el recipiente del oxígeno que al revés.

26. 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 1140 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?

- a) $pV = (m/M_m) RT$; $d = m/V = p M_m/RT$
 M_m (medio) del aire = $V_{\text{molar}} \cdot d = 22,4 \text{ L} \cdot 1,293 \text{ g/L}$; $M_m = 28,96 \text{ g}$
 $m = pV M_m/RT = (1140/760) \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} \cdot 28,96 \text{ g} / 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}$; $m = 19,4 \text{ g}$
 b) $p/T = p'/T' \Rightarrow (1140/760) \text{ atm} / 273 \text{ K} = p'/373 \text{ K}$; $p' = 2,1 \text{ atm}$

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

Por tanto, sale aire:

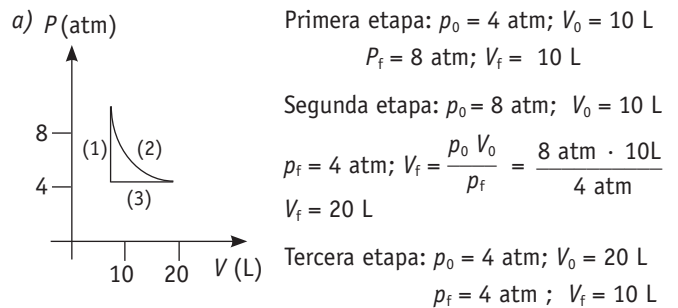
$$m' (\text{sale}) = 19,4 \text{ g} - 9,5 \text{ g} = 9,9 \text{ g}$$

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

$$p = 7,3 \text{ atm}$$

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

- a) Represente 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?



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 un ΔU negativo 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:

$$W_1 = 0;$$

$$W_2 = -nRT \ln \frac{V_f}{V_0} = -pV \ln \frac{V_f}{V_0} = -4 \cdot 20 \cdot 101,3 \cdot \ln 2 = -5617 \text{ J}$$

$$W_3 = 40 \text{ atm L} = 4041,2 \text{ J}$$

$$W_T = 0 + (-5617) + 4041 = -1576 \text{ J}; \text{ realiza un trabajo de } 1576 \text{ J}$$

28. Calcula la variación de energía interna que tiene lugar cuando se evaporan 30 g de agua a 20 °C y presión normal.

(Calor de vaporización del agua a 20 °C = 580 cal g⁻¹.)

$$\text{Volumen inicial} = m/d = 30 \text{ g}/1 \text{ g cm}^{-3} = 30 \text{ cm}^3 = 30 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$\text{Volumen final} = nRT/p = 30 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K} / 18 \text{ g mol}^{-1} \cdot 1 \text{ atm} = 40,04 \text{ L}$$

$$\Delta V = 40,04 \text{ L} - 0,03 \text{ L} = 40,01 \text{ L}$$

$$W = -p \Delta V = -1 \text{ atm} \cdot 40,01 \text{ L} = -40,01 \text{ atm L}$$

$$W = 40,01 \text{ atm dm}^3 \cdot 101300 \text{ N m}^{-2} \text{ atm}^{-1} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ dm}^{-3} = -4053 \text{ J}$$

$$Q = 30 \text{ g} \cdot 580 \text{ cal g}^{-1} \cdot 4,18 \text{ J cal}^{-1} = 72732 \text{ J}$$

$$\Delta U = Q + W = 72732 \text{ J} - 4053 \text{ J} = 68679 \text{ J} = 6,9 \cdot 10^5 \text{ J}$$

29. Se enfrían 20 g de gas helio a presión normal de 75 °C hasta 15 °C. Calcula:

a) La variación de volumen que experimenta.

b) El trabajo que experimenta el sistema.

c) El calor emitido.

d) La variación de su energía interna.

$$\begin{aligned} a) \quad pV &= nRT; \quad 1 \text{ atm} \cdot V = (20 \text{ g}/4 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 348 \text{ K} \Rightarrow V = 142,7 \text{ L} \\ V/T &= V'/T' \Rightarrow 142,7 \text{ L}/348 \text{ K} = V'/288 \text{ K} \Rightarrow V' = 118,1 \text{ L} \\ \Delta V &= 118,1 \text{ L} - 142,7 \text{ L} = -24,6 \text{ L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} b) \quad W &= -p \Delta V = -1 \text{ atm} \cdot (-24,6) \text{ L} = 24,6 \text{ atm L} \\ W &= 24,6 \text{ atm L} \cdot (101,3 \text{ J/atm L}) = 2492 \text{ J} = 2,4 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$c) \quad Q = m c_p \Delta T = 20 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot 5225 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (288 \text{ K} - 348 \text{ K}) = -6270 \text{ J} = -6,3 \text{ kJ}$$

$$d) \quad \Delta U = Q + W = -6270 \text{ J} + 2492 \text{ J} = -3778 \text{ J} = -3,8 \text{ kJ}$$

30. Calcula qué temperatura final tendrá 1 mol de oxígeno si su energía interna aumenta 1,23 kJ cuando se expande por proceso isobárico desde 27 °C.

Datos: $c_p(\text{O}_2) = 911,2 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

$$\Delta U = Q_p + W = m c_p \Delta T - p(V_f - V_i) = m c_p \Delta T - n R \Delta T$$

$$1,23 \cdot 10^3 \text{ J} = 0,032 \text{ kg} \cdot 911,2 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot \Delta T - 1 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot \Delta T \Rightarrow \Delta T = 59 \text{ K}$$

$$\Delta T = (T_f - T_i); \quad 59 \text{ K} = T_f - 300 \text{ K} \Rightarrow T_f = 359 \text{ K}$$

$$T = 359 \text{ K} - 273 = 86 \text{ °C}$$

31. Un mol de gas perfecto ($p_0 = 1 \text{ atm}$, $T_0 = 273 \text{ K}$) está contenido en el interior de un cilindro, provisto de un pistón. Se comprime el gas isotérmicamente hasta una presión de 3 atm. Determine:

a) El volumen final del gas.

b) El trabajo realizado (¿contra el sistema o por el sistema?).

c) El incremento de energía interna que sufre el gas.

Datos: $C_v = 5 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101300 \text{ Pa}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

a) Un mol de cualquier gas en condiciones normales ($p_0 = 1 \text{ atm}$, $T_0 = 273 \text{ K}$) ocupa un volumen de 22,4 L, por tanto:

$$p_i V_i = p_f V_f; \quad 1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L} = 3 \text{ atm} \cdot V_f; \quad V_f = 7,5 \text{ L}$$

b) Es un trabajo contra el sistema (y por tanto positivo) por ser de compresión:

$$W = -n R T \ln \frac{V_2}{V_1} = -1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K} \cdot \ln \frac{7,5 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 24,5 \text{ atm L}$$

$$W = 24,5 \text{ atm L} \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{1 \text{ atm L}} = 2481,9 \text{ J}$$

c) En todo proceso isoterma $\Delta U = 0$

32. 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?

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.

33. Medio mol de un gas ideal monoatómico ocupa un volumen de 2 litros a la temperatura de 300 K. Se le somete a un proceso a presión constante, durante el cual se le suministra el calor $Q = 210 \text{ cal}$. Determine:

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.

a) En un proceso isobárico se cumple que: $Q = n c_p (T_f - T_0)$ y como se trata de un gas ideal monoatómico, $c_p = 5 R$, reemplazando queda:

$$210 \text{ cal} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \frac{5}{2} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (T_f - 300 \text{ K}) \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{1 \text{ atm L}}$$

$$\text{De donde: } T_f = 385 \text{ K}$$

b) Calcularemos la presión:

$$p V_0 = n R T_0 \Rightarrow p \cdot 2 \text{ L} = 0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}; \quad p = 6,15 \text{ atm}$$

Luego aplicamos a las condiciones finales:

$$p V_f = n R T_f \Rightarrow 6,15 \text{ atm} \cdot V_f = 0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 385 \text{ K}; \quad V_f = 2,57 \text{ L}$$

c) En un proceso isobárico se cumple que: $\Delta U = n c_v (T_f - T_0)$ y como se trata de un gas ideal monoatómico $c_v = \frac{3}{2} R$, reemplazando queda:

$$\Delta U = 0,5 \text{ mol} \cdot \frac{3}{2} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot (385 \text{ K} - 300 \text{ K}) \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{1 \text{ atm L}}$$

$$\Rightarrow \Delta U = 529,6 \text{ J}$$

$$d) \Delta U = Q + W; \text{ de donde } W = 529,6 \text{ J} - 210 \text{ cal} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = -349,6 \text{ J}$$

34. Dos moles de un gas ideal se comprimen de forma adiabática desde la temperatura $T_1 = 300 \text{ K}$. Se sabe que para ello ha sido necesario emplear el trabajo de 800 J . Determina:

a) La variación de su energía interna.

b) La temperatura final.

Datos: Calor molar del gas a volumen constante $c_v = 5 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

a) Para este proceso se cumple que: $\Delta U = W$, como nos dicen que se trata de una compresión, el trabajo es suministrado desde el exterior por lo que es positivo, así que: $\Delta U = 800 \text{ J}$.

b) En este caso también se cumple que:

$$\Delta U = n c_v (T_f - T_0) \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 800 \text{ J} = 2 \text{ mol} \cdot 5 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} (T_f - 300 \text{ K})$$

$$\text{De donde } T_f = 319,1 \text{ K}$$

Cuestiones básicas

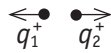
1. Dos cargas $q_1^+ = 2$ microcoulombios y $q_2^+ = 2 \cdot 10^{-5}$ C distan entre sí 10 cm.

a) ¿Se atraen o repelen?

b) ¿Con qué fuerza lo hacen?

- a) Las cargas indicadas en la figura se repelen porque ambas son del mismo signo.

Esta fuerza está representada en el diagrama siguiente:



- b) El valor de esta fuerza de repulsión viene determinado por la Ley de Coulomb.

Antes de aplicar dicha ley, expresamos todos los datos en SI:

$$q_1 = 2 \mu\text{C} = 2 \cdot 10^{-6} \text{ C}; q_2 = 2 \cdot 10^{-5} \text{ C}$$

$$r = 10 \text{ cm} = 10^{-1} \text{ m}; r^2 = 10^{-2} \text{ m}^2$$

Sustituyendo estos valores en la Ley de Coulomb, obtenemos el valor de la fuerza de interacción:

$$F = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2 \cdot 2 \cdot 10^{-6} \text{ C} \cdot 2 \cdot 10^{-5} \text{ C}/10^{-2} \text{ m}^2 = 36 \text{ N}$$

2. Dos cargas idénticas situadas a 20 cm se repelen con una fuerza de 36 N. ¿Qué valor tienen las cargas?

Utilizando la fórmula $F = K q_1 q_2/d^2$:

$$36 \text{ N} = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2} \cdot q^2/(0,2 \text{ m})^2$$

$$\text{de donde } q = \sqrt{\frac{36 \text{ N} \cdot 0,04 \text{ m}^2}{9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2}}} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ C}$$

3. Un amperímetro conectado a un circuito marca 0,75 A. ¿Qué carga pasa por el circuito en una hora?

$$q = I t = 0,75 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 2700 \text{ C}$$

4. Teniendo en cuenta la Ley de Ohm, ¿cuál de estas afirmaciones es cierta?

- a) Si aumenta la resistencia, la intensidad es mayor.
 b) Si aumenta la tensión, la intensidad es mayor.
 c) Si disminuye la resistencia, disminuye la intensidad.

Es correcta la afirmación b), porque la intensidad es proporcional a la tensión.

5. ¿Qué diferencia de potencial desarrolla una batería si en una bombilla de 25 ohmios origina una corriente de 0,8 amperios?

Aplicamos la Ley de Ohm:

$$V = R I = 20 \Omega \cdot 0,8 \text{ A} = 16 \text{ V}$$

6. Una bombilla tiene la siguiente inscripción: 60 W, 220 V. ¿Qué intensidad de corriente pasa por la bombilla cuando está encendida? ¿Qué resistencia tiene la bombilla?

- a) De la expresión $P = V I$, despejamos la intensidad de la corriente:

$$I = P/V = 600 \text{ W}/220 \text{ V} = 0,27 \text{ A}$$

- b) La resistencia se obtiene de la Ley de Ohm:

$$R = V/I = 220 \text{ V}/0,27 \text{ A} = 815 \Omega$$

7. Una lámpara de 100 W de potencia ha estado encendida durante media hora. ¿Qué energía eléctrica ha consumido? Da el resultado en julios y en kilovatios hora.

Para hallar la energía consumida utilizamos la expresión:

$$W = P t = 100 \text{ W} \cdot 1800 \text{ s} = 180000 \text{ J}$$

$$180000 \text{ J} \cdot 1 \text{ kW h}/3600000 \text{ J} = 0,05 \text{ kW h}$$

8. ¿Cuánto costará tener encendida una bombilla de 100 W durante 20 minutos si el kW h cuesta 0,1 €?

Para hallar la energía consumida utilizamos la expresión:

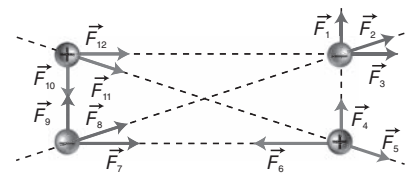
$$W = P t = 100 \text{ W} \cdot 1200 \text{ s} = 120000 \text{ J}$$

$$120000 \text{ J} \cdot 1 \text{ kW h}/3600000 \text{ J} = 0,033 \text{ kW h}$$

$$0,033 \text{ kW h} \cdot 0,1 \text{ €/1 kW h} = 0,0033 \text{ €}$$

Actividades

1. Observa la Fig. 9.8 e indica qué fuerzas están mal dibujadas.



Por un error en el dibujo, las fuerzas \vec{F}_1 , \vec{F}_3 , \vec{F}_8 y \vec{F}_{11} deben tener sentido contrario al indicado en la figura.

2. Si la distancia entre dos cargas se duplica, la fuerza de interacción:

- a) No se modifica.
 b) Se reduce a la mitad.
 c) Se reduce a la cuarta parte.
 d) Se hace cuatro veces mayor.

De acuerdo con la Ley de Joule, la fuerza es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia. Por tanto, si la distancia se duplica, la fuerza se reduce a la cuarta parte, y es verdadera la afirmación c).

3. De acuerdo con la Fig. 9.9, indica qué afirmaciones son falsas:

- a) Las cargas q_3 y q_4 son del mismo signo.
 b) Las cargas q_2 y q_4 tienen el mismo signo.
 c) Las cargas q_1 y q_4 son del mismo signo.