Preguntas de Termodinamica

1. Hemos estudiado que la energía cinética de un cuerpo en movimiento está relacionada con su velocidad. ¿Forma parte esta energía cinética de la energía térmica del objeto en movimiento?

No, la energía térmica es un tipo de energía interna, asociada a la energía cinética y potencial de las partículas en el interior del cuerpo. Por otro lado, la energía cinética global no es energía interna.

2. El gas helio He se licua a la temperatura de 4.15 K cuando la presión es de 23 atm. Calcula su temperatura de licuefacción en la escala centígrada y Fahrenheit

Resolución

Para pasar de Kelvin a Celsius simplemente sumamos 273.15. Es una conversión sencilla ya que el tamaño de los grados es igual en ambas escalas:

$$T = t_C + 273.15 \Rightarrow t_C = T - 273.15 = 4.15 - 273.15 = -269\ °C$$

Como puedes observar, se trata de una temperatura próxima al cero absoluto (o 0 K).

Para transformar los Kelvin a Fahrenheit podemos utilizar la ecuación que relaciona grados centígrados y grados Fahrenheit:

$$\frac{t_C}{5} = \frac{t_F - 32}{9} \Rightarrow 5 \cdot (t_F - 32) = t_C \cdot 9 \Rightarrow\Rightarrow t_F = \frac{9}{5} \cdot t_C + 32 = \frac{9}{5} \cdot \left(-269\right) + 32 = -452.2\ °F$$

3. Una barra de plomo mide 2 m a una temperatura de 30 ºC. Suponiendo el coeficiente de dilatación lineal constante en el rango de temperaturas considerada, determina

- A qué temperatura la barra medirá 1 mm más
- A qué temperatura la barra medirá 1.99 m

Dato: Coeficiente de dilatación linea del plomo en el rango de temperaturas considerado: $\lambda = 3 \cdot 10^{-5}\ K^{-1}$

Observa que me dan λ en K^{-1} y la temperatura en ºC. Dado que el grado centígrados y el kelvin tienen el mismo tamaño, podemos escribir $\lambda = 3 \cdot 10^{-5}\ K^{-1} = 3 \cdot 10^{-5}\ ºC^{-1}$

$$l = l_0 \cdot (1 + \lambda \cdot \Delta T) = l_0 \cdot (1 + \lambda \cdot (T_f - T_0))$$

$$\Rightarrow\Rightarrow T_f = \frac{l - l_0 + l_0 \cdot \lambda \cdot T_0}{l_0 \cdot \lambda} = \frac{2.001 - 2 + 2 \cdot 3 \cdot 10^{-5} \cdot 30}{2 \cdot 3 \cdot 10^{-5}} = 46.66\ °C$$

Si la barra pasa a medir *l* = 1.99 m, aplicando la expresión anterior, nos quedaría:

$$T_f = \frac{l - l_0 + l_0 \cdot \lambda \cdot T_0}{l_0 \cdot \lambda} = \frac{1.99 - 2 + 2 \cdot 3 \cdot 10^{-5} \cdot 30}{2 \cdot 3 \cdot 10^{-5}} = -165\ .66\ \ °C$$

Calor

Determina qué cantidad de agua a 10° C hay que añadir a 120 g de agua a 50 °C para que la temperatura final sea de 20 *°C*.

Dato: Calor específico del agua *c* = 4180 J/kg·k

El calor cedido por una masa de agua es igual al calor absorbido por la otra. Aplicando la ecuación de equilibrio térmico, nos queda:

$$Q_A = -Q_B \Rightarrow m_A \cdot \cancel{c} \cdot (T - T_A) = -m_B \cdot \cancel{c} \cdot (T - T_B) \Rightarrow\Rightarrow m_B = \frac{m_A \cdot (T - T_A)}{T_B - T} = \frac{0.12 \cdot (20 - 50)}{10 - 20} = 0.36\ kg$$

Determina la capacidad calorífica de un cuerpo sabiendo que cuando desprende 5 KJ de calor, su temperatura disminuye 1.85 K. Sabiendo que el cuerpo tiene una masa de 3 kg, determina, además, la capacidad calorífica de la sustancia que lo compone.

Aplicando la expresión para la capacidad calorífica del cuerpo, nos queda:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{-5 \cdot 10^3}{-1.85} = 2702.7\ J/k$$

Por otro lado, la capacidad calorífica nos permite entender como se comporta la sustancia térmicamente, independientemente de la cantidad de masa que tenga:

$$c = \frac{C}{m} = \frac{2702.7}{3} = 900.9\ J/k \cdot kg$$

Determina el calor suministrado a una barra de 320 g de hierro que aumenta su temperatura de 45 °C a 84 °C. Expresa el resultado en calorías.

Dato: Calor específico del hierro *c* = 449 *J/kg·K*

En primer lugar, el incremento de temperatura ΔT viene determinado por la diferencia entre temperatura inicial y temperatura final:

$$\Delta T = T_f - T_i = 357.15 - 318.15 = 39\ K\ \Delta\ T = T_f - T_i = 84 - 45 = 39\ ^{\circ}C\ \Delta\ T = 39\ K\ =\ 39\ ^{\circ}C$$

Observa que, al tratarse de una diferencia, *el valor* obtenido es independiente de si consideramos *ºC* o *K*.

Finalmente, aplicamos la ecuación fundamental de la terminología:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 0.32 \cdot 449 \cdot 39 = 5603.52\ J$$

La relación entre Julios y calorías es 1 cal = 4.184 J

$$5603.52\ \mathrm{J} = 5603.52\ \mathrm{J} \cdot \frac{1\ \mathrm{cal}}{4.184\ \mathrm{J}} = 1339.27 \mathrm{cal}$$

Determina la variación de energía interna que experimentan 10 g de gas cuya temperatura pasa de 34 ºC a 60 ºC en un proceso a volumen constante sabiendo que su calor específico viene dado por c_v = 0.155 cal/g·ºC.

Consideraciones previas

- La variación de energía interna coincide con el calor transferido en un proceso a volumen constante según la expresión $\Delta U = m \cdot c_v \cdot \Delta T$.

Resolución

Aplicando la expresión anterior, nos queda:

$$\Delta U = m \cdot c_v \cdot \Delta T = m \cdot c_v \cdot (T_f - T_i) = 10 \cdot 0.155 \cdot 26 = 40.3\ \mathrm{cal} = 168.61\ \mathrm{J}$$

¿Qué calor se intercambia en un proceso cuando se realiza un trabajo de 850 J, sabiendo que la diferencia de energía interna entre sus estados inicial y final es de 3 kJ? Suponiendo que el trabajo lo realiza un gas a una presión de 2 atm, ¿qué variación de volumen tiene lugar en el proceso?

La primera ley de la termodinámica establece la relación entre trabajo termodinámico, calor intercambiado y variación de energía interna. Así, nos queda:

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow Q = \Delta U - W = 3 \cdot 10^3 - 850 = 2150\ J$$

En cuanto a la variación de volumen experimentada por el gas, lo calculamos aplicando la expresión del trabajo termodinámico:

$$W = -p \cdot \Delta V \Rightarrow \Delta V = \frac{W}{-p} = \frac{850}{-202650} = -4.19 \cdot 10^{-3} m^3$$

Es decir, el gas reduce su volumen.

Ejercicio completo de primera ley de la termodinámica

Se sitúan 15 L de gas ideal en un recipiente a 27 ºC. El recipiente cuenta con un pistón móvil libre de rozamiento. La presión en el exterior se mantiene constante a 750 mmHg. Determina, si se eleva la temperatura a 190 ºC:

1. El trabajo realizado en el proceso
2. La variación de energía interna que tiene lugar
3. El calor transferido durante el mismo
4. Representa el proceso en un diagrama presión - volumen (p - V)

Datos : $c_v = 5 \cdot R/2$; R = 8.31 J/ mol·K

$$W = p \cdot \Delta V = p \cdot (V_f - V_i)$$

Para determinar el volumen final podemos aplicar la ecuación de estado de los gases ideales, de la siguiente manera:

$$\left.\begin{matrix} p \cdot V_i = n \cdot R \cdot T_i \\ p \cdot V_f = n \cdot R \cdot T_f \end{matrix}\right\} \left.\begin{matrix} p = \frac{n \cdot R \cdot T_i}{V_i} \\ p = \frac{n \cdot R \cdot T_f}{V_f} \end{matrix}\right\} \frac{\cancel{n} \cdot \cancel{R} \cdot T_i}{V_i} = \frac{\cancel{n} \cdot \cancel{R} \cdot T_f}{V_f} \Rightarrow \frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

La expresión anterior constituye la ley de Charles y Gay-Lussac. A partir de ella, nos queda:

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \Rightarrow V_f = \frac{V_i}{T_i} \cdot T_f = \frac{15 \cdot 10^{-3}}{300.15} \cdot 463.15 = 23.14 \cdot 10^{-3}\, m^3$$

Y volviendo a la expresión del trabajo termodinámico nos queda:

$$W = p \cdot (V_f - V_i) = 99991.77 \cdot (23.14 - 15) \cdot 10^{-3} = 813.93\ J$$

En el proceso, al variar la temperatura varía la energía interna, es decir, nos desplazamos de una isoterma a otra realizando un determinado trabajo y transfiriendo un determinado calor. Independientemente de la forma en que nos desplacemos de una isoterma a otra (esto es, la cantidad de calor y trabajo que intervenga en el proceso), *la variación de energía interna dependerá unicamente de la isoterma inicial y la isoterma final*. Es por ello que, dado que nos dan como dato c_v(calor específico a volumen constante), estudiaremos la variación de energía interna suponiendo un proceso isocórico (a volumen constante) donde el volumen no cambia y, por tanto, el desplazamiento de una isoterma a otra se realizaría exclusivamente mediante el intercambio de calor, al ser el trabajo realizado cero (W = 0) . De esta forma, nos queda:

$$\Delta U = Q - \cancel{W}$$

Por otro lado, dado que nos dan c_v referida a cantidad de sustancia (mol), utilizaremos, para el cálculo del calor, la expresión:

$$Q = n \cdot c_v \cdot \Delta T$$

Para el cálculo de *n* aplicamos de nuevo la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V_i = n \cdot R \cdot T_i \Rightarrow n = \frac{p \cdot V_i}{R \cdot T_i} = \frac{99991.77 \cdot 15 \cdot 10^{-3}}{8.31 \cdot 300.15} = 0.6\ \mathrm{mol}$$

Finalmente, volviendo a la ecuación de la variación de energía interna en un proceso isocórico, tenemos:

$$\Delta U = Q = n \cdot c_v \cdot \Delta T = 0.6 \cdot \frac{5 \cdot 8.31}{2} \cdot 163 = 2031.795\ J$$

Podemos aplicar la primera ley de la termodinámica para determinar el calor transferido en el proceso. Ten en cuenta que, tal y como hemos dicho en el punto 2, la variación de energía interna es igual a la que se experimenta en el proceso a volumen constante ya que las temperaturas inicial y final son las mismas:

$$\Delta U = Q - W \Rightarrow Q = \Delta U + W = 2031.795 + 813.93 = 2845.725\ J$$