

## TERMODINÁMICA

### Preguntas de opciones múltiples.

- Un trozo de cobre de 100 g, inicialmente a 95,0 °C, se deja caer en 200 g de agua contenida en una lata de aluminio de 280 g; el agua y la lata están inicialmente a 15,0°C. ¿Cuál es la temperatura final del sistema? (Los calores específicos del cobre y aluminio son 0,092 y 0,215 cal/g °C, respectivamente). (a) 16°C (b) 18°C (c) 24°C (d) 26°C (e) ninguna de estas respuestas  
Respuesta b). El cambio total de energía interna es cero.

$$Q_{\text{Cu}} + Q_{\text{water}} + Q_{\text{Al}} = 0$$

$$\begin{aligned} (100 \text{ g}) \left( 0.092 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \right) (T_f - 95.0^\circ\text{C}) \\ + (200 \text{ g}) \left( 1.00 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \right) (T_f - 15.0^\circ\text{C}) \\ + (280 \text{ g}) \left( 0.215 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \right) (T_f - 15.0^\circ\text{C}) = 0 \end{aligned}$$

$$9.20T_f - 874^\circ\text{C} + 200T_f - 3000^\circ\text{C} + 60.2T_f - 903^\circ\text{C} = 0$$

$$269.4T_f = 4777^\circ\text{C}$$

$$T_f = 17.7^\circ\text{C}$$

- La estrella A tiene el doble de radio y el doble de temperatura superficial absoluta que la estrella B. La emisividad de ambas estrellas es la misma. de la estrella B. La emisividad de ambas estrellas es 1. ¿Cuál es la relación entre la potencia (a) 4 (b) 8 (c) 16 (d) 32 (e) 64

Respuesta (e). Dos veces el radio significa cuatro veces la superficie. El doble de la temperatura absoluta hace que  $T^4$  sea dieciséis veces mayor en ley de Stefan. El efecto total es  $4 \times 16 = 64$ .

- Si un gas se comprime isotérmicamente, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta? (a) La energía se transfiere al gas mediante calor. (b) No se realiza ningún trabajo sobre el gas. (c) La temperatura del gas aumenta. (d) La energía interna del gas permanece constante. (e) Ninguna de estas afirmaciones es cierta.

Respuesta d). Durante la compresión isotérmica, la temperatura permanece invariable. La energía interna de un gas ideal es proporcional a su temperatura absoluta. Al comprimirse el gas se realiza un trabajo positivo sobre el gas, pero también se transfiere energía desde el gas por calor, ya que el cambio total de energía interna es cero.

- La botella A contiene oxígeno ( $\text{O}_2$ ) y la botella B contiene gas nitrógeno ( $\text{N}_2$ ). Si las moléculas de los dos cilindros tienen las mismas velocidades eficaces, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es falsa? (a) Los dos gases tienen temperaturas. (b) La temperatura del cilindro B es inferior a la del cilindro A. (c) La temperatura del cilindro B es mayor que la temperatura del cilindro A. (d) La energía cinética media de las moléculas de nitrógeno es menor que la energía cinética media de las moléculas de oxígeno.

Respuesta c). La masa molecular del nitrógeno ( $\text{N}_2$ , 28) es menor que la masa molecular del oxígeno ( $\text{O}_2$ , 32), y la velocidad eficaz de un gas es  $(3RT/M)^{1/2}$ . Dado que las velocidades eficaces son iguales, la temperatura del nitrógeno es menor que la del oxígeno. Como las velocidades eficaces son iguales, la temperatura del nitrógeno es menor que la del oxígeno. La energía cinética media es proporcional a la masa molecular y al cuadrado de la velocidad eficaz ( $K = 1/2 mv_{\text{rms}}^2$ ), por lo que la energía cinética media del nitrógeno es menor.

- Dos muestras del mismo gas ideal tienen la misma presión y densidad. La muestra B tiene el doble de volumen que la muestra A. ¿Cuál es la velocidad eficaz de las moléculas de la a) el doble que en la muestra A b) igual que en la muestra A c) la mitad

que en la muestra A d) la mitad que en la muestra B de la muestra A c) la mitad de la de la muestra A d) imposible de determinar determinar

Respuesta b). Los gases son iguales, por lo que tienen la misma masa molecular,  $M$ . Si las dos muestras tienen la misma densidad, entonces sus relaciones de número de moles por volumen,  $n/V$ , son iguales porque sus densidades,  $(nM)/V$ , son iguales. Las presiones son las mismas; por lo tanto sus temperaturas son las mismas:

$$PV = nRT \rightarrow p = \frac{n}{V}RT = \text{constant} \rightarrow T = \text{constant}$$

6. Un globo de látex relleno de helio, inicialmente a temperatura ambiente se coloca en un congelador. El látex permanece flexible.

(i) ¿Aumenta (a) el volumen del globo? (b) disminuye, o (c) permanece igual?

(ii) La presión del gas helio (a) aumenta significativamente, (b) disminuye significativamente, o (c) permanece aproximadamente igual?

(i) Respuesta (b). El volumen del globo disminuirá porque el gas se enfría.

(ii) Respuesta (c). La presión en el interior del globo es casi igual a la presión atmosférica exterior constante. Encaja la boca del globo sobre un manómetro absoluto para demostrar este hecho. Este hecho. Entonces, a partir de  $PV = nRT$ , el volumen debe disminuir en proporción a la temperatura absoluta. Llama al proceso contracción isobárica.

7. ¿Cuál de los siguientes supuestos no se da en la teoría cinética de los gases? (a) El número de moléculas es muy grande. (b) Las moléculas obedecen las leyes de Newton de Newton. (c) Las fuerzas entre moléculas son de largo largo alcance. (d) El gas es una sustancia pura. (e) La separación media entre moléculas es grande en comparación con sus dimensiones.

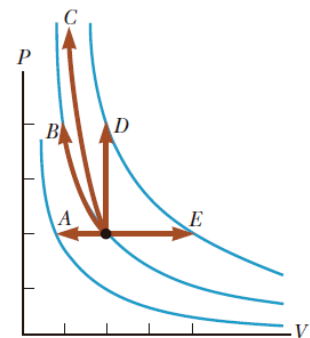
Respuesta c). La teoría cinética de los gases supone que las moléculas no interactúan entre sí.

8. Supongamos que una muestra de un gas ideal se encuentra a temperatura ambiente.

¿Qué acción hará necesariamente que la entropía de la muestra aumente? (a) Transferirle energía mediante calor. b) Transferirle energía de forma irreversible mediante calor. (c) Realizar un trabajo sobre ella. (d) Aumentar su temperatura o su volumen, sin que disminuya la otra variable. (e) Ninguna de estas opciones es correcta.

Respuesta d). El aporte de calor no producirá necesariamente un aumento de entropía, porque un aporte de calor podría producirse simultáneamente con un trabajo, para llevar el gas a un estado final de menor temperatura y menor entropía. de baja entropía. El aporte de trabajo no producirá necesariamente un aumento de entropía, ya que la entrada de trabajo podría producirse simultáneamente con la producción de calor para llevar el gas a un estado final de menor volumen y menor entropía. menor entropía. O aumento de temperatura a volumen constante, o aumento de volumen a temperatura constante, o aumentos simultáneos de temperatura y volumen terminarán necesariamente en un estado final de mayor entropía. de mayor entropía.

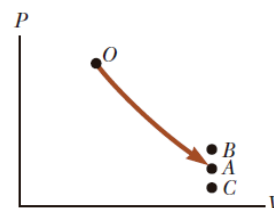
9. Una muestra de un gas ideal monatómico está contenida en un cilindro con un pistón. Su estado está representado por el punto en el diagrama PV mostrado en la figura. Las flechas de la A a la E representan procesos isobáricos, isotérmicos, adiabáticos e isovolumétricos que puede experimentar la muestra. En cada proceso, excepto en D, el volumen cambia en un factor de 2. Los cinco procesos son reversibles. Clasifique los procesos según el cambio en la entropía del gas desde el valor positivo más grande hasta el valor negativo de mayor magnitud. En sus clasificaciones muestre los casos de igualdad.



Respuesta:  $E > D > C > B > A$ . Recordemos que para un gas ideal,  $PV = nRT$ , y  $C_v = 3R/2$  y  $C_p = 5R/2$ .

Proceso A: isobárico, el volumen  $V$  pasa a  $0,5V$ , por lo que la temperatura  $T$  pasa a  $0,5T$ ,  $dQ = nC_p dT$ , entonces  $dS = nC_p dT/T$ ; por lo tanto  $\Delta S = -5/2 nR \ln 2$ .

10. La flecha OA en el diagrama PV de la figura representa una expansión adiabática reversible de un gas ideal. La misma muestra de gas, partiendo del mismo estado O, experimenta ahora una expansión libre adiabática hasta mismo volumen final. ¿Qué punto de punto del diagrama podría representar el estado final (a) el mismo punto A de la expansión reversible (b) el punto B reversible (b) el punto B (c) el punto C (d) cualquiera de estas opciones e) ninguna de las opciones



Respuesta b). En la expansión adiabática reversible OA, el gas realiza trabajo contra un pistón, no absorbe energía por calor, por lo que desciende en energía interna y la temperatura. En la expansión adiabática libre OB, no hay pistón, no hay trabajo, la energía interna es constante y la temperatura constante para el gas ideal. El punto A está a una temperatura que O y el punto C está a una temperatura aún más baja. El único punto que podría tener la misma temperatura que O es el punto B.

### **Problema 1**

El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm<sup>3</sup> a la temperatura de 20°C. Calcula el volumen a 90°C si la presión permanece constante.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{200\text{cm}^3}{293\text{K}} = \frac{V_2}{363\text{K}}; \quad V_2 = 247,78\text{cm}^3.$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{790\text{mm Hg}}{298\text{K}} = \frac{P_2}{398\text{K}}; \quad P_2 = 1055,1\text{mm Hg}.$$

### **Problema 2**

Una máquina térmica que sigue un ciclo de Carnot trabaja entre las temperaturas de 150°C y 50°C. ¿Cuál es la cantidad de calor que absorbe si la máquina tiene una potencia de 75 KW?

En la teoría Trabajo, calor, 1r principio de la Termodinámica apartado Máquina térmica de Carnot para gases perfectos se muestra que *“el ciclo de Carnot opera entre dos fuentes térmicas a temperaturas distintas T, T', absorbiendo calor Q de la fuente más caliente y cediendo calor Q' a la fuente más fría, y realizando un trabajo neto W = Q – Q'.”*; una potencia de 75 KW equivale a desarrollar un trabajo de 75 KJ por segundo,

luego  $Q - Q' = 75000 \text{ J}$ . Además, sabemos que el rendimiento de los ciclos de Carnot cumplen:

$$r = \frac{W}{Q} = \frac{T - T'}{T}$$

$$r = \frac{75000}{Q} = \frac{(150+270) - (50+270)}{(150+270)} = \frac{5}{21} \Rightarrow Q = \frac{21}{5} 75000 = 315000 \text{ J}$$

Hay que suministrar 315 KJ por segundo, o sea 315 KW en forma de energía térmica a la máquina para obtener 75 KW de potencia; la máquina tiene un rendimiento de 5/21, en tanto por ciento es de solo el 23.8%: de cada 100 J suministrados en forma de calor, 23.8 J se transforman en calor, y el resto, 76.2 J, se devuelven en forma de calor no aprovechable. El rendimiento de las máquinas térmicas es pues bajo, y mucho menor que el de los motores eléctricos, que rondan el 80% de eficiencia.

### **Problema 3**

¿Cuál es el incremento en la energía interna de un sistema si se le suministran 700 calorías de calor y se le aplica un trabajo de 900 Joules?

El problema indica que se le están suministrando 700 calorías de calor, eso quiere decir que  $\Delta Q$  será positivo, por otra parte nos dice que al sistema se le aplicará un trabajo de 900 Joules, aquí el signo de  $\Delta W$  tendrá que ser negativo, puesto que se la están aplicando al sistema.

Sabiendo ese análisis podemos dar solución al problema de la siguiente forma:

Vamos a convertir las 700 calorías de calor en Joules. ¿Por qué? Porque el S.I (Sistema Internacional) de medida así lo estandariza.

$$700 \text{ cal} \left[ \frac{4.2 \text{ J}}{1 \text{ cal}} \right] = 2940 \text{ J}$$

Recordar que  $\Delta W = -900 \text{ J}$  porque como dijimos, al sistema se le está aplicando un trabajo. Ahora conforme a la fórmula de la primera ley de la termodinámica, iniciemos a sustituir.

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$$

despejando  $\Delta U$

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

Sustituyendo

$$\Delta U = 2940 \text{ J} - (-900 \text{ J}) = 2940 + 900 = 3840 \text{ J}$$

Ese sería el resultado de nuestro incremento en la energía interna.

### **Problema 4**

Cierta máquina tiene una potencia de salida de 5 kW y una eficiencia de 25%. Si la máquina libera 8000 J de calor en cada ciclo, encuentre: a) el tiempo para cada ciclo y b) el calor absorbido en cada ciclo.

Datos:

$$W_{\text{net, sal}} = 5 \text{ KW} = 5000 \text{ J/s} \quad \eta = 25\% = 0,25 \quad Q_L = 8000 \text{ J}$$

Por la primera ley de la termodinámica:

$$\eta = \frac{W_{\text{net, sal}}}{Q_{\text{ent}}}$$

$$Q_{\text{ent}} = W_{\text{net, sal}} + Q_{\text{sal}}$$

$$\eta = \frac{W_{\text{net, sal}}}{W_{\text{net, sal}} + Q_{\text{sal}}}$$

Recordando que la potencia es la variación respecto al tiempo del trabajo:

$$\eta = \frac{t \cdot W_{\text{net, sal}}}{t \cdot \dot{W}_{\text{net, sal}} + Q_{\text{sal}}}$$

$$t = \frac{\eta Q_{\text{sal}}}{(1 - \eta) \dot{W}_{\text{net, sal}}}$$

$$t = 0,533 \text{ s}$$

b) Por la primera ley de la termodinámica:

$$\therefore Q_{\text{ent}} = W_{\text{net, sal}} + Q_{\text{sal}}$$

$$Q_{\text{ent}} = t \cdot \dot{W}_{\text{net, sal}} + Q_{\text{sal}}$$

$$Q_H = 10666,7 \text{ J}$$