

## Ejercicios relacionados con termodinámica básica

1. Una cantidad de 0,227 moles de un gas que se comporta idealmente se expande isotérmicamente y en forma reversible desde un volumen de 5 L hasta dos veces ese volumen a 27 °C. ¿Cuál será el valor de Q, W, ΔE y ΔH?

### Resolución:

De acuerdo a la primera ley de la termodinámica se tiene que:

$$\Delta E = Q - W$$

Para un gas ideal la energía interna y la entalpía dependen únicamente de la temperatura, por lo tanto cuando la temperatura es constante:

$$\Delta E = 0 \quad y \quad \Delta H = 0$$

y  $Q = W \longrightarrow W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$

Conociendo que:

$$V_2 = 2V_1 \longrightarrow W = nRT \ln \frac{2V_1}{V_1} \longrightarrow W = nRT \ln 2$$

Si  $n = 0,227$ ;  $T = 300$  K, se tiene, entonces, que  $W = Q = 94$  cal.

2. Se tiene un gas que ocupa un volumen de 2 L a una presión de 12 atm y temperatura de 25 °C. El gas se expande sucesivamente e isotérmicamente, tomando los siguientes valores para el volumen: 4 L, 8 L y 16 L. Calcule: a) El trabajo realizado por el gas en su expansión.

### Resolución:

$PV = nRT$  de donde:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{12 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 0,98 \text{ moles}$$

Entonces:

$$W_1 \text{ (para } 4 \text{ L)} = n \cdot R \cdot T \ln \frac{V_2}{V_1} = 402 \text{ cal}$$

$$W_2 \text{ (para } 8 \text{ L)} = 402 \text{ cal}$$

$$W_3 \text{ (para } 16 \text{ L)} = 402 \text{ cal}$$

$$W_{\text{total}} = W_1 + W_2 + W_3 = 1.206 \text{ cal}$$

3. Dos litros de nitrógeno a 0°C y 5 atmósferas de presión se expanden isotérmicamente, hasta alcanzar una presión de 1 atm. Suponiendo que el gas es ideal, hallar: a)  $W$ ; b)  $\Delta E$ ; c)  $\Delta H$ ; d)  $Q$ .

**Resolución:**

Para un gas ideal, se tiene que:  $\Delta E = 0$  y que  $Q = W$

Por la ecuación de estado:

$$PV = nRT \text{ de donde } n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \Leftrightarrow$$

$$n = \frac{5 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 273 \text{ K}} = 0,446 \text{ moles}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,446 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \Leftrightarrow V = 10 \text{ L.}$$

- a)  $W = P_{ext} \int \partial V$  donde  $W = P \cdot \Delta V = P(V_2 - V_1)$  luego  $W = 1 \text{ atm} (10 \text{ L} - 2 \text{ L}) \Rightarrow W = 8 \text{ atm} \times L$   
 b)  $\Delta E = 0$   
 c)  $\Delta H = 0$

$$d) 8 \text{ atm} \times L \times \frac{1,987 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}}}{0,082 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 194 \text{ cal}$$

4. Se producen 35 L de hidrógeno, por la acción de un ácido sobre un metal a una presión total de 1 atm. Calcular el trabajo efectuado por el gas al hacer retroceder la atmósfera. Exprese el trabajo en unidades:

- |                    |   |
|--------------------|---|
| a) $atm \times L$  | Re $sp = 35 \text{ atm} \times L$         |
| b) <i>Calorías</i> | Re $sp = 848 \text{ cal}$                 |
| c) <i>Joules</i>   | Re $sp = 3546 \text{ Joules}$             |
| d) <i>Ergios</i>   | Re $sp = 3546 \times 10^7 \text{ Ergios}$ |
5. Diga cuáles de los siguientes sistemas son cerrados o abiertos, aislados o no aislados:
- a) Un sistema encerrado entre paredes rígidas impermeables y térmicamente conductoras.  
*Respuesta: Cerrado y no aislado.*
  - b) El planeta Tierra.  
*Respuesta:*
  - c) El cuerpo humano.  
*Respuesta:*

6. Un mol de gas ideal sufre una expansión reversible e isotérmica, desde un volumen inicial  $V_1$  hasta un volumen final  $10V_1$ . Durante dicho proceso el gas realiza 1000 calorías de trabajo. Si la presión inicial era 100 atm, calcular: a)  $V_1$  y b) Si había 2 moles de gas, cuál será su temperatura.

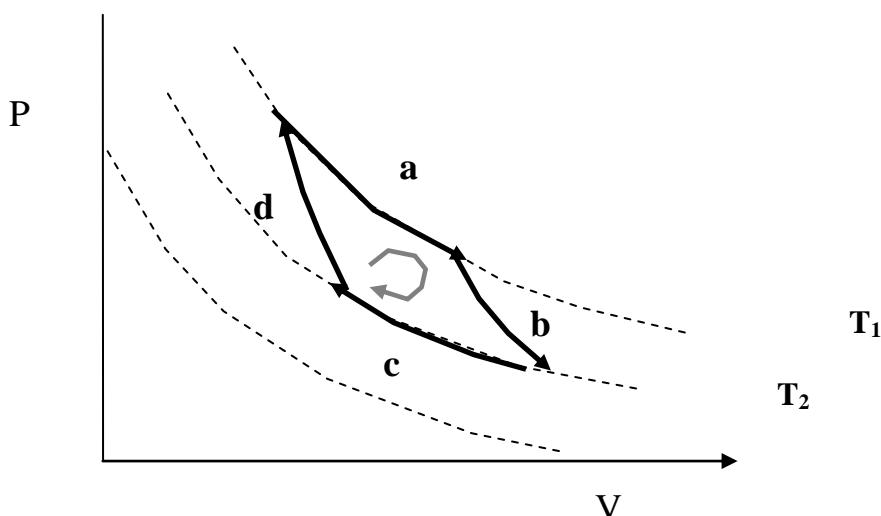
$$R = \text{a) } V_1 = 0,178 \text{ L}$$

$$\text{b) } T = 108,5 \text{ K}$$

7. Un mol de un gas diatómico ideal realiza el siguiente ciclo reversible:
- A) Expansión isotérmica desde  $T_1 = 27^\circ\text{C}$ ,  $P_1 = 1 \text{ atm}$ . hasta un volumen  $V_2 = 5/2 V_1$
  - B) Enfriamiento adiabático desde  $V_2$  hasta un volumen  $V_3 = 9/2 V_1$
  - C) Compresión isotérmica hasta un volumen  $V_4 = 5/3 V_1$
  - D) Compresión adiabática hasta las condiciones iniciales de  $V_1$ ,  $P_1$  y  $T_1$
- Hallar  $\Delta E$ ,  $\Delta H$ ,  $W$  y  $Q$  en cada etapa del ciclo y demostrar que  $\Delta E_{\text{ciclo}} = \Delta H_{\text{ciclo}}$

### Resolución

Para resolver este ejercicio es necesario, en primer lugar, representar esquemáticamente el ciclo que describe el sistema. Para ello, se procede a representar una familia de isotermas en un gráfico de  $P$  vs.  $V$ . Una isoterma es una curva que describe el comportamiento del gas en función de la presión y el volumen cuando la temperatura permanece constante. El proceso adiabático se describe a través de una curva entre dos isotermas que representa el comportamiento de un sistema gaseoso en función de la presión y el volumen cuando no existe transferencia de calor.



#### a) Expansión isotérmica

En un proceso isotérmico la temperatura es constante, por lo tanto  $\Delta E_a = 0$  y  $\Delta H = 0$

$$W_a = Q_a = nRT \ln V_2/V_1 = 546,52 \text{ cal}$$

**b) Enfriamiento adiabático**

Durante un enfriamiento adiabático ocurre un proceso de expansión. De acuerdo a la primera ley de la termodinámica se tiene que en este tipo de proceso  $Q_b = 0$ . Por lo tanto:

$$T_3 V_3^{\alpha-1} = T_2 V_2^{\alpha-1}$$

En el proceso de enfriamiento adiabático se tiene que  $T_2 = T_1$ ;  $V_2 = 5/2 V_1$ ;  $V_3 = 9/2 V_1$ , donde  $V_1 = nRT_1/P_1$ , o sea  $V_2 = 61,53 \text{ L}$  y  $V_3 = 110,75 \text{ L}$ . Con estos datos se tiene entonces que  $T_3 = \frac{T_2 V_2^{\alpha-1}}{V_3^{\alpha-1}} = 237,27 \text{ K}$

Por lo tanto  $\Delta E_b = nC_v \Delta T = nC_v(T_3 - T_1) = -312,36 \text{ cal}$ . Conociendo que  $\Delta E_b = -W_b$  ya que  $Q_b = 0$ ,  $W_b = 312,16 \text{ cal}$  y  $\Delta H_b = nC_p \Delta T = nC_p(T_3 - T_2) = -437,8 \text{ cal}$ .

**c) Compresión isotérmica:**

Al igual que en la etapa a se tiene que  $\Delta E_c = 0$  y  $\Delta H_c = 0$  ya que la temperatura es constante, por lo que  $W_c = Q_c$  y  $W_c = nRT_3 \ln V_4/V_3$ , donde  $V_4 = 5/3 V_1 = 41 \text{ L}$  y  $V_3 = 110,75 \text{ L}$ , o sea que  $W_c = Q_c = nRT_3 \ln V_4/V_3 = -468,32 \text{ cal}$ .

**d) Compresión adiabática**

Al igual que en la etapa b,  $Q_d = 0$ , por lo tanto  $\Delta E_d = nC_v \Delta T = nC_v(T_1 - T_4)$ , donde  $T_4 = T_3$  y  $\Delta E_d = -W_d = 312,36 \text{ cal}$  y  $W_d = -312,36 \text{ cal}$ .

**Para el ciclo se tiene entonces que:**

$$\Delta E_{\text{ciclo}} = \Delta E_a + \Delta E_b + \Delta E_c + \Delta E_d = 0; \Delta H_{\text{ciclo}} = \Delta H_a + \Delta H_b + \Delta H_c + \Delta H_d = 0 \\ W_{\text{ciclo}} = Q_{\text{ciclo}} = 78,2 \text{ cal}$$

8. El valor promedio del  $C_p$  para el  $\text{CO}_2$  ( $g$ ) entre  $0^\circ\text{C}$  y  $100^\circ\text{C}$  es de  $8,90 \text{ cal/K}$ .

Se calientan 10 moles de este gas desde  $0^\circ\text{C}$  hasta  $100^\circ\text{C}$ , a presión constante. Calcule: a):  $Q$  b):  $W$  c):  $\Delta H$  y d):  $\Delta E$ .

**Resolución:**

$$\bar{C}_v = \bar{C}_p - R$$

$$\bar{C}_v = 8,90 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}} - 1,987 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}} = 6,913 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}}$$

$$\Delta H = n \cdot \bar{C}_p (T_2 - T_1) = 10 \text{ mol} \times 8,90 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}} (373 \text{ K} - 273 \text{ K}) = 8,9 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H = Q_p = 8,9 \text{ Kcal}$$

$$\text{b)} \quad \Delta E = n \cdot \bar{C}_v (T_2 - T_1) = 10 \text{ mol} \times 6,913 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}} (373 - 273 \text{ K}) = 6,9 \text{ Kcal}$$

$$W = \Delta H - \Delta E = 8,9 \text{ Kcal} - 6,9 \text{ Kcal} = 2 \text{ Kcal}$$

- c)  $\Delta H = 8,9 \text{ Kcal}$
- e)  $\Delta E = 6,9 \text{ Kcal}$

9. Calcular  $\Delta E$  en la evaporación de 20 g de etanol en su punto de ebullición normal. El calor latente de evaporación del etanol es igual a  $205 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$ . El volumen específico del vapor es  $60 \text{ ml/g}$  (desprecie el volumen del líquido). Temperatura de ebullición del etanol =  $340 \text{ K}$ . Peso molecular del  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ .

**Resolución:**

$$\Delta H = m \cdot C_v = 20 \text{ g} \times 205 \frac{\text{cal}}{\text{g}} = 4100 \text{ cal}$$

$$Q = \Delta H = 4100 \text{ cal}$$

$$W = \Delta n \cdot R \cdot T = 0,435 \text{ mol} \times 1,987 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}} \times 340 \text{ K} = 294 \text{ cal}$$

$$\Delta E = Q - W = 4100 \text{ cal} - 294 \text{ cal} = 3806 \text{ cal}$$

10. Dé un ejemplo de un proceso en el cual no se transfiera calor al sistema, pero que cambie la temperatura de dicho sistema.

11. El mecanismo fisiológico que mantiene la temperatura del cuerpo humano, opera en un intervalo limitado de temperaturas externas. Explique la manera mediante la cual tal intervalo puede ampliarse mediante el uso de ropa.

12. Explique ¿porqué se adhieren los dedos a los cubos de hielo que se sacan de un refrigerador?

13. Calcular el cambio de temperatura de dos moles de un gas monoatómico retenido por un pistón, cuando el sistema absorbe  $5 \times 10^{11}$  ergios de calor y realiza un trabajo de 23 Kcal.

14. Un mol de gas ideal se expande en forma irreversible, contra una presión externa constante, desde un estado  $P_1$ ,  $V_1$  y  $T_1$  hasta un estado  $P_2$ ,  $V_2$  y  $T_2 = T_1$ . Cual será la mayor masa  $M$  que puede ser elevada hasta una altura  $h$ , en el proceso de expansión descrito, si  $h=10 \text{ cm}$ ,  $P_1= 10 \text{ atm}$ ,  $P_2 = 5 \text{ atm}$  y  $T_1=300 \text{ K}$ .

15. Ocho gramos de  $O_2$  a  $27^\circ C$  y 10 atm se expanden en forma reversible y adiabáticamente hasta una presión final de 1 atm. Calcular la temperatura final y el trabajo realizado en el proceso.

16. Un mol de gas ideal monoatómico realiza el siguiente ciclo reversible:

- Calentamiento adiabático desde  $P_1 = 1$  atm;  $V_1$  y  $T_1 = 300^\circ C$  hasta  $P_2 = 2P_1$ ,  $V_2$  y  $T_2$ .
- Calentamiento isóbarico desde  $P_2$ ,  $V_2$  y  $T_2$  hasta  $P_3$ ,  $V_3 = V_1$  y  $T_3$ .
- Enfriamiento isocórico desde  $P_3$ ,  $V_3$  y  $T_3$  hasta las condiciones iniciales. Calcular  $\Delta E$ ,  $\Delta H$ ,  $Q$  y  $W$  en cada una de las etapas y en el ciclo.

17. Un mol de gas ideal monoatómico realiza el siguiente ciclo reversible:

- Calentamiento isocórico desde  $P_1 = 1$  atm;  $V_1$  y  $T_1 = 300^\circ C$  hasta  $P_2 = 2P_1$ ,  $V_2$  y  $T_2$ .
- Calentamiento isóbarico desde  $P_2$ ,  $V_2$  y  $T_2$  hasta  $P_3$ ,  $V_3 = 2V_1$  y  $T_3$ .
- Expansión adiabática desde  $P_3$ ,  $V_3$  y  $T_3$  hasta  $P_4 = 1/4P_1$ ,  $V_4$ , y  $T_4 = T_2$ .
- Compresión isobárica desde  $P_4$ ,  $V_4$  y  $T_4$  hasta  $P_5$ ,  $V_5$  y  $T_5 = T_1$ .
- Compresión isotérmica desde  $P_5$ ,  $V_5$  y  $T_5$  hasta  $P_1$ ,  $V_1$  y  $T_1$ . Calcular  $\Delta E$ ,  $\Delta H$ ,  $Q$  y  $W$  en cada una de las etapas y en el ciclo.

18. Un mol de gas ideal monoatómico realiza el siguiente ciclo reversible:

- Calentamiento adiabático desde  $P_1 = 4$  atm;  $V_1$  y  $T_1 = 300^\circ C$  hasta  $P_2$ ,  $V_2$  y  $T_2 = 5/3T_1$ .
- Enfriamiento isocórico hasta una  $P_3 = P_1$  y  $T_3$ .
- Calentamiento isobárico desde  $P_3$ ,  $V_3$  y  $T_3$  hasta las condiciones iniciales. Calcular  $\Delta E$ ,  $\Delta H$ ,  $Q$  y  $W$  en cada una de las etapas y en el ciclo.

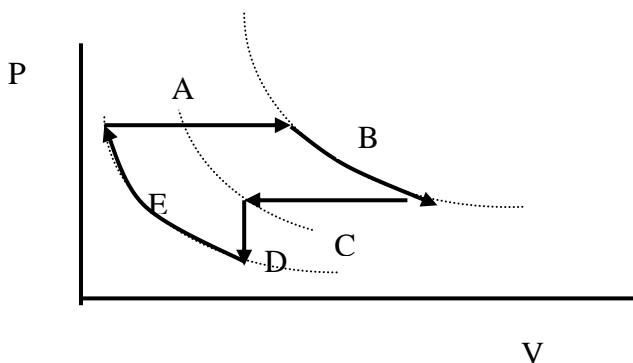
19. Un mol de gas ideal monoatómico realiza el siguiente ciclo reversible:

- Calentamiento adiabático desde  $P_1 = 2$  atm;  $V_1$  y  $T_1 = 300^\circ C$  hasta  $P_2 = 2P_1$ ,  $V_2$  y  $T_2$ .
- Enfriamiento isocórico desde  $P_2$ ,  $V_2$  y  $T_2$  hasta una  $P_3 = P_1$ ,  $V_3 = V_2$  y  $T_3$ .
- Expansión isotérmica desde  $P_3$ ,  $V_3$  y  $T_3$  hasta  $P_4 = 1/4P_1$ ,  $T_4 = T_3$  y  $V_4 = V_1$ .
- Calentamiento isocórico desde  $P_4$ ,  $V_4$  y  $T_4$  hasta  $P_1$ ,  $V_1$  y  $T_1$ . Calcular  $\Delta E$ ,  $\Delta H$ ,  $Q$  y  $W$  en cada una de las etapas y en el ciclo.

20. Explique si la energía interna del sistema crece, decrece o permanece constante en cada una de las siguientes transformaciones:

- Un mol de gas ideal en un recipiente térmicamente aislado se expande hasta duplicar su volumen.
- Un mol de gas ideal absorbe 40 Kcal y sobre él se realiza un trabajo de 40 atm.L.

21. Diga a qué tipo de proceso corresponde cada una de las etapas que se muestran en el siguiente gráfico de P vs. V:



22. Un mol de gas ideal monoatómico realiza un proceso de expansión adiabática en forma irreversible, de tal forma que:

$$W = P_{op} \int_1^2 \partial V$$

Hallar la expresión matemática que relaciona los cambios de temperatura y volumen para dicho proceso.

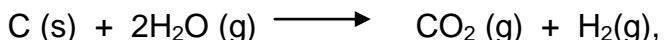
23. Un mol de benceno en un recipiente cerrado y a 1 atm de presión se convierte en vapor a su temperatura normal de ebullición de 80,1°C. Si  $\Delta H_v$  del benceno es 94,4 cal/g. Calcular la  $\Delta E$  del proceso. La densidad del benceno líquido a 80,1°C es de 0,958g/cm<sup>3</sup>.

24. Deduzca la ecuación que relaciona a  $\Delta H$  y  $\Delta E$  en una reacción química. Explique por qué los moles de una sustancia en estado líquido o sólido no tienen influencia en el trabajo que se realiza durante la reacción.

25. Se conoce que el  $\Delta H_f^\circ$  de los siguientes compuestos químicos, cloruro de etilo ( $C_2H_5Cl$ ), dióxido de carbono y del agua son: -25,10 Kcal/mol, -5,22 Kcal/gr y -57.790 cal/mol respectivamente. Calcular el  $\Delta H_{\text{combustión}}^\circ$  del cloruro de etilo utilizando la ley de Hess. Si se conoce que todas las sustancias químicas que participan en la reacción de combustión son gaseosas, determinar la variación de energía interna ( $\Delta E$ ) y el trabajo (W) asociado a dicha reacción química a 25°C.

26. Determinar el calor de formación de 1 mol de benceno (l) a 25°C, knowing that during the combustion of two moles of this compound 15,62 Kcal are released and that the formation heats of water (l) and carbon dioxide (g) are -68.317 cal and -94.052 cal respectively. Apply Hess's law.

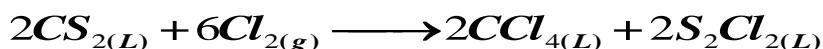
27. Conociendo que los calores de formación del agua y del metano ( $\text{CH}_4$ ) a 25 °C son -57,8 Kcal/mol y -17,9 Kcal/mol respectivamente y que el calor de combustión de dos moles de metano es igual -394 Kcal. Calcular la variación de entalpía para la reacción:



aplicando la ley de Hess.

Calcular la variación de energía interna a 25°C para esa misma reacción.

28. Calcular el calor de reacción correspondiente a la obtención del tetracloruro de carbono según la reacción:



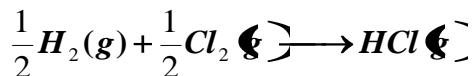
Si los calores de formación del  $\text{CS}_2$ ,  $\text{CCl}_4$  y  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  en estado líquido son -15,84 Kcal/mol, 33,6 Kcal/mol y 14,3 Kcal/mol respectivamente.

29. Para la reacción:



$\Delta H^\circ_{250C} = -134.46$  Kcal. Calcular  $\Delta E^\circ_{250C}$ .

30. Calcular  $\Delta H_{348K}$  para la reacción:



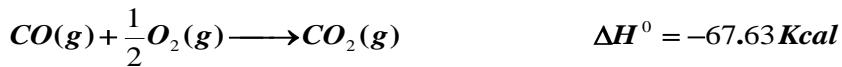
Conociendo que  $\Delta H^\circ_{250C} = -22,06$  Kcal que las capacidades caloríficas medias en este intervalo de temperatura para el  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  y  $\text{HCl}$  son: 6,82; 7,71 y 6,81 cal/Kmol respectivamente.

31. Calcular el calor de formación del ácido fórmico sabiendo que los calores de combustión del carbono y del hidrógeno y del ácido fórmico son: -94.050; -68.320 y -65.900 cal/mol respectivamente.

32. Calcular el calor de formación del etanol líquido conociendo que su calor de combustión a presión constante es igual a -327 Kcal y los calores de formación del  $\text{CO}_2$  y del  $\text{H}_2\text{O}$  son: -94 y -68 Kcal/mol.

33. La entalpía normal de combustión de un hidrocarburo de fórmula  $\text{C}_9\text{H}_{16}$  es de -135 Kcal/mol. Calcule el calor de formación de este hidrocarburo, sabiendo que el calor de combustión del carbono es -94 Kcal/mol y el del hidrógeno es de -68,3 Kcal/mol.

34. Estime el calor de formación a 25°C del FeO (s) y Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (s) a partir de la siguiente información:



35. Calcular el calor involucrado en la reacción entre el sulfuro de hidrógeno y el fosgeno (COCl<sub>2</sub>) para dar cloruro de hidrogeno, agua gaseosa y sulfuro de carbono, conociendo que los calores de formación del fosgeno, sulfuro de carbono, sulfuro de hidrógeno, cloruro de hidrógeno y del agua son respectivamente: -53,30; 21; -4,82; -22,06 y -57,82 en Kcal mol<sup>-1</sup>.



36. Calcular el calor de formación del cloruro de amonio aplicando la ley de Hess teniendo en cuenta que un mol de amoníaco reacciona con otro de cloruro de hidrógeno liberando 42,1 Kcal para dar cloruro de amonio. Además, los calores de formación de un mol de amoníaco y de un mol de cloruro de hidrógeno son -10,9 y -21,8 Kcal respectivamente. Determine ΔE y el trabajo involucrado en la reacción de formación del cloruro de amonio.

37. Un mol de un G.I. se expande isotérmicamente desde (P<sub>1</sub>, V<sub>1</sub>, T) hasta (P<sub>2</sub>, V<sub>2</sub>, T) en una etapa, frente a una P de oposición constante e igual a P<sub>2</sub>. Si P<sub>1</sub>= 10 atm, P<sub>2</sub>=5 atm y T = 300 K, ¿Cuál es el trabajo realizado por el sistema?

Resp. W=-297 cal

38. Si se lleva a cabo la misma expansión isotérmica, pero en 2 etapas, (P<sub>1</sub>, V<sub>1</sub>, T) → (P', V', T) → (P<sub>2</sub>, V<sub>2</sub>, T), formular la expresión para el trabajo producido en términos de T, P<sub>1</sub>, P<sub>2</sub> y P'. ¿Para qué valor de P' es máximo el trabajo de expansión que se puede obtener en estas dos etapas?.

Si el estado inicial y final del sistema es el mismo que en el problema anterior, ¿Cuál es el trabajo máximo producido?

Resp. W=-348 cal

39. Se lleva a cabo la misma expansión isotérmica, pero de forma reversible (infinitas etapas). ¿Cuál es ahora el trabajo producido por el sistema?

Resp. W=-412 cal

40. Calcular el trabajo producido por el medio sobre el sistema si el gas de los tres casos anteriores se comprime desde  $(P_2, V_2, T)$  a  $(P_1, V_1, T)$ , en una etapa, en dos etapas y de forma reversible.

Resp.: 1 etapa:  $W = -594 \text{ cal}$ ; 2 etapas:  $W = -493 \text{ cal}$ ; etapa reversible:  $W = -412 \text{ cal}$

41. Calcular el  $W$  realizado para evaporar 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $100^\circ\text{C}$ , suponiendo la idealidad del vapor de agua a esa temperatura. El volumen molar del agua líquida a  $100^\circ\text{C}$  es  $0,018 \text{ L/mol}$ .

Resp.:  $W = -3,10 \text{ KJ}$

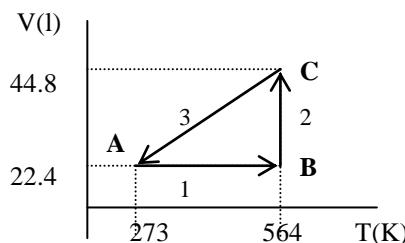
42. Un gas ideal se comprime isotérmica y reversiblemente desde 10 L hasta 1,5 L a  $25^\circ\text{C}$ . El trabajo ejecutado por el recipiente térmico es de 2250 cal  
¿Cuántos moles de gas se hayan presentes en el sistema?

Resp.:  $n = 2$

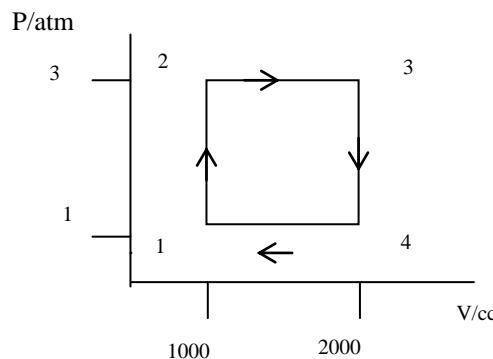
43. Qué cantidad de calor se necesita para elevar la temperatura de 1 mol de  $\text{O}_2$  gaseoso desde  $27^\circ\text{C}$  hasta  $127^\circ\text{C}$  a la presión de 1 atm.? Considérese que:

$$\bar{C}_{P(\text{O}_2)} = 6,095 + 3,253 \cdot 10^{-3} T - 1,017 \cdot 10^{-6} T^2 \text{ (cal/K mol)}$$

44. Un mol de un gas ideal monoatómico recorre el ciclo indicado en la figura según las etapas 1, 2 y 3 e implicando los estados A, B y C. Suponiendo que todas las etapas son reversibles.  $C_V = 3/2R$  Calcular  $Q$ ,  $W$ ,  $\Delta E$  y  $\Delta H$  para cada proceso y para el ciclo.



45. Supóngase que 0,1 moles de un gas perfecto con  $\bar{C}_v = 1,50 \text{ R}$ , independiente de la temperatura, sufre el proceso cíclico  $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 4 \rightarrow 1$  que muestra la figura. Calcular el  $Q$ ,  $W$  y  $\Delta E$  en cada etapa y para el ciclo completo.



46. Un mol de gas monoatómico ideal que se encuentra a una presión de 1 atm y una temperatura de 273 K sufre un proceso reversible en el cual el volumen se duplica. aunque no se especifica la naturaleza del proceso, se sabe que  $\Delta H = 500$  cal y  $Q = 400$  cal.

- Calcular la temperatura y presión finales, así como  $\Delta E$  y  $W$  en el proceso.
- En caso de que el sistema llegase a las condiciones finales mediante un proceso que implicase un cambio isocórico y un cambio isotermo, ambos reversibles, calcular:  $\Delta H$ ,  $\Delta E$ ,  $Q$  y  $W$ . Tómese  $C_V = 3/2R$

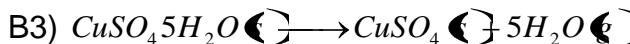
47. Verdadero o falso:

- $\Delta H$  es una función de estado.
- $C_V$  es independiente de  $T$  en un gas perfecto.
- $\Delta E = Q + W$  para todo sistema termodinámico en reposo en ausencia de campos externos.
- Un proceso termodinámico se especifica al especificar el estado inicial y final del proceso.
- $E$  permanece constante en todo proceso isotérmico en un sistema cerrado.
- $Q = 0$  en todo proceso cíclico.
- $\Delta E = 0$  en todo proceso cíclico.
- $\Delta T = 0$  para todo proceso adiabático en un sistema cerrado.
- En un sistema cerrado que sólo realiza trabajo P-V, un proceso a presión constante con  $Q > 0$  debe implicar que  $\Delta T > 0$ .
- Cuando un gas real se expande contra el vacío en un recinto aislado térmicamente su variación de energía interna es distinta de cero.
- Dado que en la fusión del hielo, la  $T$  se mantiene constante  $\Delta E = 0$
- Para que haya transferencia de calor de una sustancia a otra tiene que haber una diferencia de calor entre ambas.
- La capacidad calorífica de un sistema puede ser negativa.

48. El azúcar común de mesa es la sucrosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). Cuando se realiza la combustión de un mol de sucrosa se liberan 5645 KJ. Al reaccionar completamente por combustión cierta cantidad  $X$  de sucrosa presente en un turrón de azúcar, se producen  $5,26 \times 10^{-3}$  moles de  $CO_2$ , agua y una cierta cantidad de energía. Determine la variación de entalpía que se produce en calorías.

49. A presión constante ¿en cuáles de las siguientes reacciones el sistema realiza trabajo sobre sus alrededores? ¿En cuáles lo realizan los alrededores sobre le sistema? ¿En cuáles no se realiza trabajo?:





50. Una persona que pesa 46 Kg bebe aproximadamente 500 g de leche, que tiene un valor **calórico** aproximado de 3 KJ/g. Si solo 17% de la energía de la leche se convierte en trabajo mecánico, ¿hasta qué altura (en metros) podrá subir dicha persona, basándose en esta cantidad de energía.

51. Calcular el trabajo, expresado en Joules y calorías, que realizan 2 moles de un gas ideal en los siguientes procesos:

- a) Expansión isobara ( $V_1 = 2 \text{ l}$ ,  $V_2 = 5 \text{ l}$ ,  $p = 3 \text{ atm}$ )
- b) Expansión isoterma ( $V_1 = 2 \text{ l}$ ,  $V_2 = 5 \text{ l}$ ,  $t = 27^\circ\text{C}$ )
- c) Transformación isócora.
- d) Transformación adiabática ( $T_2 = 300 \text{ K}$ ,  $T_1 = 400 \text{ K}$ ,  $C_v = 5/2$ )

Resp:  $W_a = 217,8 \text{ cal}$ ;  $W_b = 1092,4 \text{ cal}$ ;  $W_c = 0$ ;  $W_d = 993 \text{ cal}$ .

52. Tenemos tres moles de un gas monoatómico a  $300 \text{ K}$ . Calcular el incremento de energía interna, el trabajo, el incremento de entalpía y el calor puestos en juego en los siguientes procesos:

- a) Proceso a presión constante.
- b) Proceso a volumen constante

Suponemos que la temperatura final para ambos procesos es de  $270 \text{ K}$ .

Resp:  $W_a = -747,9 \text{ J}$ ;  $W_b = 0$ ;  $\Delta E = -1121,8 \text{ J}$ ;  $\Delta H = -1869,7 \text{ J}$

53. Demostrar que en un diagrama P-V la pendiente de una adiabática (en valor absoluto) es mayor que la de una isoterma.

54. Un gas, que presenta un comportamiento ideal, sufre una expansión adiabática y reversible, desde  $25^\circ\text{C}$  y  $200 \text{ atm}$  hasta  $-185^\circ\text{C}$  y  $10 \text{ atm}$ . Calcular:

- a) Variación de energía interna por mol
- b) Trabajo realizado por mol

55. Si 1 mol de gas ideal monoatómico experimenta un proceso reversible en dos etapas, primero isóbaro y ¿después isotermo, que lo lleva desde  $1 \text{ atm}$  y  $20^\circ\text{C}$  hasta  $0,5 \text{ atm}$  y  $40^\circ\text{C}$ . Determine la energía intercambiada en forma de calor.

Resp:  $\Delta E = -609 \text{ cal/mol}$ ;  $W = 609 \text{ cal/mol}$ ;  $Q = 531,9 \text{ cal}$ .

56. Se tienen 0,5 moles de un gas diatómico que ocupan un volumen de  $2 \text{ L}$  a  $6 \text{ atm}$ . Mediante un proceso isóbaro se duplica el volumen. Seguidamente se comprime de forma isócora hasta reducir su presión a la mitad. Finalmente, se vuelve al estado inicial mediante otro proceso.

- a) Valor de  $P$ ,  $V$  y  $T$  en todos los estados
- b) Calor y trabajo en cada proceso

57. Calcular la diferencia entre la entropía de 1 mol de H<sub>2</sub> en condiciones normales y la entropía de 1 mol de H<sub>2</sub> a 50°C y 3 atm, sabiendo que su calor molar a presión constante cumple: Cp = 6,62 + 8,1x10<sup>-4</sup>T cal/mol.K

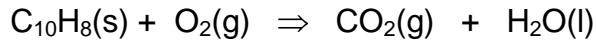
Resp: ΔS = - 4,31 J/K.

58. Tenemos siete gramos de un gas de peso molecular 70 g/mol que inicialmente ocupan un volumen de 2 litros a una presión de 2 atm. Mediante una expansión adiabática se alcanza un estado cuya temperatura es 27°C y volumen 6,74 litros. Después, mediante un proceso isotermo, se reduce su volumen hasta 0,75 litros. A continuación se expande isobáricamente hasta un volumen de 1,5 litros, cerrándose el ciclo a través de un proceso cuya representación en un diagrama PV es una línea recta.

a) Calcular P, V y T en todos los puntos de discontinuidad del ciclo. Dibujar el ciclo en un diagrama PV.

b) Calcular ΔE, W , Q y en cada proceso y en todo el ciclo.

59. Si el calor de combustión del naftaleno (C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>) es ΔH<sup>0</sup><sub>COMB</sub> = 1228,2 Kcal/mol, ¿cuál es su calor de formación, ΔH<sup>0</sup><sub>f</sub>?



(balancear la reacción)

Resp:-14,4 Kcal

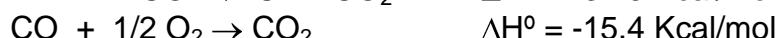
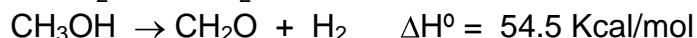
60. Cuántos gramos de agua a -10°C se pueden calentar hasta vapor a 150°C por la combustión de 100 gramos de CH<sub>3</sub>OH(l) si solo se aprovechará un 65% del calor generado en la reacción anterior. C(Hielo) = 0.5 cal/g°C; L<sub>fus</sub> = 80 cal/g; C(Agua) = 1 cal/g°C; L<sub>vap</sub> = 560 Cal/g; C(vapor) = 0.48 cal/g°C.

Resp: m = 425,6 g

61. Cuál será la temperatura final del sistema formado por la mezcla en un termo de 500 gramos de agua a 70°C con 200 gramos de alcohol a 25°C. C(H<sub>2</sub>O) = 1 cal/g°C; C(Alcohol) = 0,8 cal/g°C.

Resp: 59,1°C

62. Considere las siguientes reacciones:



con estos datos calcule el calor de formación del CH<sub>3</sub>OH:

