

**SEGUNDA LEY Y TERCERA LEY DE LA TERMODINÁMICA.
(Entropía)**

1. Durante un ciclo de Carnot, que opera entre las temperaturas de 200 a 35°C, se producen 3.5 kW-s. Calcule el calor absorbido de la fuente de alta temperatura.
2. Un ciclo de Carnot recibe 8.5 kJ de una fuente a 260°C y durante el ciclo efectúa un trabajo de 4.7 kJ. ¿Cuál es la temperatura de la fuente fría?
3. Un refrigerador de Carnot se utiliza para hacer hielo. La temperatura del congelador es de -5°C y se cede calor a una fuente que se encuentra a 20°C. Calcule el trabajo necesario para obtener 45 kg de hielo. El calor latente de fusión del hielo es de 335 kJ/kg.
4. Cinco kilogramos de monóxido de carbono en un recipiente cerrado se expanden reversiblemente, a temperatura constante de 50°C, desde 259 kPa, hasta 125 kPa. Calcule el trabajo realizado por el monóxido de carbono, considerando comportamiento ideal.
5. La entropía de 2 kg de etano, disminuye en 1.8 kJ/K durante un proceso isotérmico a 130°C. Si la presión inicial es de 800 kPa, calcule a) el trabajo realizado y b) el volumen final. Considere comportamiento ideal
6. 10 lb de nitrógeno se enfrían en un tanque cerrado desde 500°F hasta 100°F. Si la presión inicial es de 400 psia, calcule los cambios de entropía, de energía interna y de entalpía del sistema. Considere comportamiento ideal
7. Un mol de un gas monoatómico ideal durante un ciclo de Carnot cambia su volumen y su temperatura desde $V_1 = 20$ L a $V_2 = 40$ L y $T_1 = 27^\circ\text{C}$ a $T_2 = -73^\circ\text{C}$. Calcule los cambios en presión, volumen, temperatura, energía interna, entalpía y entropía durante cada etapa del proceso. Tabule los resultados. Considere comportamiento ideal.
8. Un recipiente de 0.1 m^3 contiene oxígeno y otro de 0.4 m^3 contiene nitrógeno. Ambos recipientes se mantienen a la temperatura de 17°C y presión de 1.013×10^5 Pa. Halle el cambio entrópico en el curso de la difusión mutua cuando los gases pasan de un recipiente a otro a la misma presión y temperatura constantes. Considere que ambos gases se comportan en forma ideal.

9. Un mol de gas ideal ocupa un volumen de 0.02 m^3 ; este gas se expande en forma isotérmica con un cambio de entropía igual a $38.38 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Calcule el volumen final.
10. Calcule el cambio entrópico del calentamiento de 2 moles de metanol (CH_3OH) de 25 a 100°C , si su calor de vaporización es 1100.4 J/g , su punto de ebullición es 64.7°C , la capacidad térmica molar en forma líquida es: $C_{p(l)} = 81.56 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ y en forma de vapor es:
 $C_{p(g)} = 15.28 + 105.2 \times 10^{-3} T - 31.04 \times 10^{-6} T^2 \text{ (J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$.
11. Calcule la entropía de mezcla cuando se prepara un mol de aire (comportamiento ideal) con una composición de 79% de N_2 , 20% de O_2 y 1% de Ar en volumen.
12. Calcule las entropías de evaporación en $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ para las siguientes sustancia:
- | Sustancia | $T_b \text{ (K)}$ | $\Delta H_v \text{ (kJ mol}^{-1})$ |
|---------------------------------|-------------------|------------------------------------|
| C_6H_6 | 353 | 30.8 |
| CHCl_3 | 334 | 29.4 |
| $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | 351 | 38.5 |
| H_2O | 373 | 40.6 |
13. Calcule los cambios de entropía de las siguientes reacciones químicas, a partir de los valores reportados en tablas en condiciones estándar.
- $\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 4\text{NO}(\text{g})$
 - $\text{MgCO}_3(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
14. Para cada par de sistemas indique cuál tiene mayor energía interna (U) y cuál tiene mayor entropía (S) (si la desigualdad existe).
- 5 g Fe a 20°C y una atm contra 10 g de Fe a 20°C y una atm;
 - 2 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a 25°C y una atm contra 2 g de vapor de agua a 25°C y 20 torr;
 - 2 g de benceno a 25°C y un bar contra 2 g de benceno a 40°C y un bar.
-

**SEGUNDA LEY Y TERCERA LEY DE LA TERMODINÁMICA
(Entropía)**

1. $q_2 = 10.036 \text{ kJ}$
2. $T_1 = 238.34 \text{ K}$
3. $w_c = 1405.46 \text{ kJ}$
4. $w = -3.4953 \times 10^5 \text{ J}$
5. a) $w = 725.67 \text{ kJ}$, b) $V_f = 10.859 \text{ L}$
6. $\Delta S = -1817.35 \text{ J K}^{-1}$, $\Delta U = -7.489 \times 10^5 \text{ J}$, $\Delta H = -1.0485 \times 10^6 \text{ J}$

7.

	$\Delta P \text{ (atm)}$	$\Delta T \text{ (K)}$	$\Delta V \text{ (L)}$
1 – 2	- 0.615	0	20
2 - 3	- 0.392	- 100	33.5
3 – 4	0.223	0	-36.74
4 - 1	0.784	100	-16.74
	$\Delta S \text{ (J K}^{-1} \text{)}$	$\Delta U \text{ (J)}$	$\Delta H \text{ (J)}$
1 – 2	5.74	0	0
2 - 3	0	- 1247	-2078
3 – 4	- 5.74	0	0
4 - 1	0	1247	2078

8. $\Delta S_{\text{total}} = 87.39 \text{ J K}^{-1}$
9. $V_f = 2 \text{ m}^3$
10. $\Delta S_T = 236.525 \text{ J K}^{-1}$
11. $\Delta S_M = 4.59 \text{ J K}^{-1}$
12. $\Delta S_v = 87.25 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, $\Delta S_v = 88 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, $\Delta S_v = 109.68 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$,
 $\Delta S_v = 108.80 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
13. a) $\Delta S^\circ_{298\text{K}} = -409.90 \text{ J K}^{-1}$, b) $\Delta S^\circ_{298\text{K}} = 179.07 \text{ J K}^{-1}$, c) $\Delta S^\circ_{298\text{K}} = 174.62 \text{ J K}^{-1}$
14. a) mayor energía interna y mayor entropía con 10g.

