

Instrumento de Evaluación.

Lista de Cotejo para evaluar trabajo de investigación.

Nombre de la Materia: Fundamentos de Termodinámica	<i>Grupo: 411-B</i>
	<i>Instituto: ITSSAT</i>
<i>Profesor: Ing. Manuel Montoya N.</i>	<i>Unidad: 2</i>
<i>Alumno: Jesús Alejandro Rosas Rosas</i>	<i>Fecha de aplicación: 22-marzo-2024</i>

Objetivo educacional:

Establezca las características de un sistema termodinámico abierto y cerrado. Aplique las ecuaciones de balance de energía para la solución de problemas de sistemas cerrados y abiertos en estado estable.

VALOR DEL REACTIVO	CARACTERÍSTICA A CUMPLIR (REACTIVO)	CUMPLE		OBSERVACIONES
		SI	NO	
5% /10%	Investigo los conceptos requeridos.	√		
5%	Definió en forma correcta el contenido.	√		
5%	Realizo su trabajo a mano y con ortografía correcta.	√		
5%	Es un trabajo limpio, ordenado y presenta margen.	√		
5%	Lo entrego en tiempo y forma.	√		
25%	CALIFICACIÓN	25%		

" Instituto Tecnológico Superior de San
Andrés Tuxtla "

Materia: Fundamentos de Termodinámica

Grupo: 411-B Fecha: 22-Marzo-2024

Estudiante: Jesús Alejandro Rosas Rosas.

- Aplicaciones de la primera ley de la Termodinámica.

La primera ley de la termodinámica es un principio fundamental en la física y en la ingeniería que establece que la energía no se puede crear ni destruir, solo se puede transformar de una forma a otra. Este principio también se conoce como el principio de conservación de la energía.

La primera ley de la Termodinámica se puede aplicar con el concepto de balance de energía. En un sistema cerrado, la cantidad total de energía se puede expresar como la suma de la energía interna, el trabajo realizado y el calor transferido. Si un sistema no realiza trabajo ni intercambia calor con su entorno entonces la energía interna del sistema permanece constante.

La energía interna de un sistema incluye la energía cinética de las partículas que componen el sistema, y la energía potencial que se almacena en las fuerzas de interacción entre las partículas. Cuando se aplica una fuerza a un sistema cerrado, se realiza trabajo y la energía interna del sistema cambia. Cuando se aplica una fuerza a un sistema abierto, se realiza trabajo y la energía interna del sistema cambia. Si se transfiere calor al sistema su energía interna también cambia.

La primera ley de la Termodinámica también se conoce como la ley de los estados termodinámicos. Esta ley establece que un sistema termodinámico alcanza un equilibrio cuando se encuentra en un estado ambiente. Esto significa que los cambios en el sistema se detienen y no hay cambios en la temperatura, presión o volumen del sistema. Esta ley también establece que los cambios en el sistema son reversibles, lo que significa que si se aplica una fuerza externa al sistema, los cambios que se producen son reversibles.

La primera ley de la termodinámica es una ley fundamental que se aplica en todos los sistemas termodinámicos. Esta ley es extremadamente útil para entender el comportamiento de los sistemas físicos, ya que establece una regla básica para el comportamiento de los sistemas. Comprender los principios fundamentales de la termodinámica nos ayuda a comprender mejor el comportamiento de los sistemas, lo que nos permite predecir cómo se comportarán los sistemas en el futuro.

La comprensión de esta ley de la termodinámica es esencial para el estudio de los sistemas industriales, ya que nos permite diseñar y optimizar los procesos químicos de manera más eficiente. El balance de energía es fundamental en la evaluación y optimización de dichos procesos, lo que permite a los ingenieros identificar y corregir problemas relacionados con el sistema o flujos de trabajo. Además, el primer principio de la Termodinámica es útil en la evaluación de la eficiencia de los procesos químicos. Al analizar la cantidad de energía que entra y sale del sistema, los ingenieros pueden identificar formas de reducir el consumo de energía y mejorar la eficiencia del proceso. Esto puede resultar en ahorros significativos de energía y costos para las empresas.

La aplicación de la primera ley de la termodinámica en la industria se encuentra orientada a reducir los costos de producción, para lo cual se apoya en un aprovechamiento óptimo de la energía que se encuentra presente en los sistemas en estudio. Por ejemplo, en la producción de productos químicos a partir de materias primas, se puede optimizar el diseño del proceso para minimizar la cantidad de energía para llevar a cabo la reacción química.

Además, se pueden implementar sistemas de recuperación de energía para aprovechar la energía que, de otro modo, se perdería durante el proceso.

La primera ley establece que es posible producir calor y trabajo haciendo que la energía interna, en el que un sistema cambia. Una de las aplicaciones más comunes es el motor de combustión interna, en el cual se toma un cierto volumen de gas y se comprime, su expansión para que haya un trabajo. Otra aplicación bien conocida es la máquina de vapor.

Los motores suelen hacer uso de los ciclos o procesos en los cuales el sistema parte de un estado inicial de equilibrio, hace otro estado final, también de equilibrio. Muchos de ellos tienen lugar bajo condiciones que facilitan el cálculo del trabajo y del calor a partir de la primera ley.

40%

Instituto Tecnológico Superior de San Andrés Tuxtla.

Materia: Fundamentos de Termodinámica Grupo: 411-B Fecha: 10-Abril-2024

Estudiante: Jesús Alejandro Rosas Rosas

Examen de la Segunda Unidad.

1.- Una muestra de 1.5 mol de N_2 a 12 atm y $25^\circ C$ que se encuentra en un cilindro cerrado con un embolo móvil, se expande contra una presión constante de 1 atm. Cuando alcanza el equilibrio, la presión y el volumen del gas son 1 atm y 23.5 litros, respectivamente. 10%

- a) Calcule la temperatura final de la muestra.
- b) Calcule q , w y ΔE para el proceso. Si el calor específico del N_2 es de $1.0404 \text{ kJ/(kg}\cdot\text{K)}$

2.- Un globo espía chino de 6 m de diámetro se infla con N_2 a $25^\circ C$. 10%

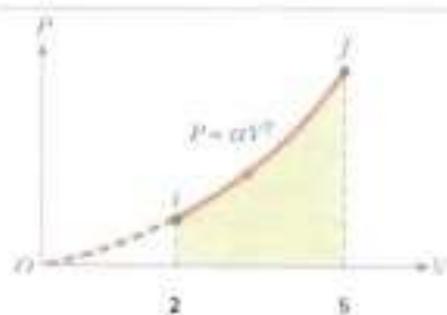
- a) Calcule la masa del N_2 en el globo, suponiendo un comportamiento ideal.
- b) Calcule el trabajo realizado (en Joules) durante el proceso de inflado si la presión atmosférica es de 586 mmHg.

3.- Para producir hidrogeno como fuente energía se hacen reaccionar, hierro y ácido clorhídrico, como se observa en la reacción. Calcule el trabajo realizado cuando se disuelven 200 g de hierro en un exceso de ácido a 1 atm y $28^\circ C$



Suponga un comportamiento de gas ideal. 10%

4.- En un experimento en condiciones ideales, gas hidrogeno se expande de 2 m^3 a 5 m^3 durante un proceso cuasiestático para el cual $P = 3.5 \cdot V^2$ (atm/m^3), como se ve en la figura. ¿Cuánto trabajo en Joule es realizado sobre el gas en expansión? 10%



Problema 1

$$a) P_{11} = \frac{1 \text{ atm} (23.5 \text{ L})}{nR} = \frac{23.5 \text{ L}}{0.723} = 141.05 \text{ K}$$

b) Para Q

$$Q = m C_e \Delta T \quad m = (\# \text{ mol}) P_n$$

$$\# \text{ mol} = \frac{m}{P_n}$$

$$m = (1.5 \text{ mol})(28 \text{ g/mol}) = 42 \text{ g} \rightarrow m = 0.042 \text{ kg}$$

$$Q = (0.042 \text{ kg})(1.0409 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}})(141 \text{ K} - 298.15 \text{ K})$$

$$Q = -4.682 \text{ kJ}$$

Para W

$$P_{\text{atm}} = 101300 \text{ Pa}$$

$$W = P \Delta V$$

$$V_1 = 0.001 \text{ m}^3$$

$$23.5 \text{ L} = 0.0235 \text{ m}^3$$

$$3.056 \text{ L} = 0.003056 \text{ m}^3$$

$$W = (101300 \text{ Pa})(2.35 \times 10^{-2} \text{ m}^3 - 3.056 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$

$$W = 2070.97 \text{ J}$$

Para ΔE

$$\Delta E = q - w$$

$$\Delta E = -4.682 \text{ kJ} - 2070.97 \text{ J}$$

$$\Delta E = -6752.97 \text{ J}$$



Problema 2:

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3$$

$$V = \frac{4}{3} \pi (3 \text{ m})^3 = 113.1 \text{ m}^3$$

$$V = 113047.33 \text{ L}$$

$$P = 586 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}$$

$$P = 0.771 \text{ atm}$$

$$R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$T = 25^\circ\text{C} + 273.15 = 298.15 \text{ K}$$

$$P_a \text{ de Na} = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = \frac{(0.771 \text{ atm})(113047.33 \text{ L})}{(0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}})(298.15 \text{ K})} = 3566.624 \text{ mol}$$

$$P_a = \frac{m}{n} \rightarrow m = (P_a)(n)$$

$$m = (28 \frac{\text{g}}{\text{mol}})(3566.624 \text{ mol}) = 99865.61 \text{ gr}$$

$$m = 99.8656 \text{ kg}$$

B) $w = -P \Delta V$

$$w = -(0.771 \text{ atm})(113047.33 \text{ L}) = -87198.04143 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$-87198.04143 \text{ atm} \cdot \text{L} \times \frac{101.3 \text{ J}}{1 \text{ atm} \cdot \text{L}} = -8833161.597 \text{ J} \checkmark$$

Problema 3 e

Dados:

$$m = 200 \text{ g de Fe}$$

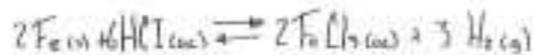
$$T = 301 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}$$

$$n = 5.355 \text{ mol}$$

$$PV = nRT$$



$$T = 28^\circ\text{C} + 273 = 301 \text{ K}$$

① molar de Fe

$$n = \frac{200 \text{ g}}{55.9 \text{ g/mol}} = 3.57 \text{ mol}$$

$$V = \frac{(5.355 \text{ mol})(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})(301 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 132.33 \text{ L atm}$$

$$W = -PV$$

$$W = -(132.33 \text{ L atm}) \left(\frac{101.325 \text{ J}}{1 \text{ atm L}} \right) = -13408.02 \text{ J} \checkmark$$

-Problema 4 e

$$W_r = -\int_1^2 P dV \quad P = 3.5 V^2 \quad 2 \text{ m}^3 \text{ a } 5 \text{ m}^3$$

$$-\int_2^5 3.5 V^2 dV \rightarrow -3.5 \int_2^5 V^2 dV \rightarrow -3.5 \left[\frac{V^3}{3} \right]_2^5$$

$$-3.5 \frac{\text{atm}}{\text{m}^3} \left[\frac{(5 \text{ m}^3)^3}{3} - \frac{(2 \text{ m}^3)^3}{3} \right] \rightarrow -3.5 \frac{\text{atm}}{\text{m}^3} \left[\frac{125 \text{ m}^9}{3} - \frac{8 \text{ m}^9}{3} \right] \rightarrow -3.5 \frac{\text{atm}}{\text{m}^3} [39 \text{ m}^9]$$
$$= -136.5 \text{ atm/m}^3$$

$$-136.5 \text{ atm/m}^3 \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = -13827450 \text{ Pa/m}^3$$
$$= -13827450 \text{ J} \checkmark$$

Instrumento de Evaluación.

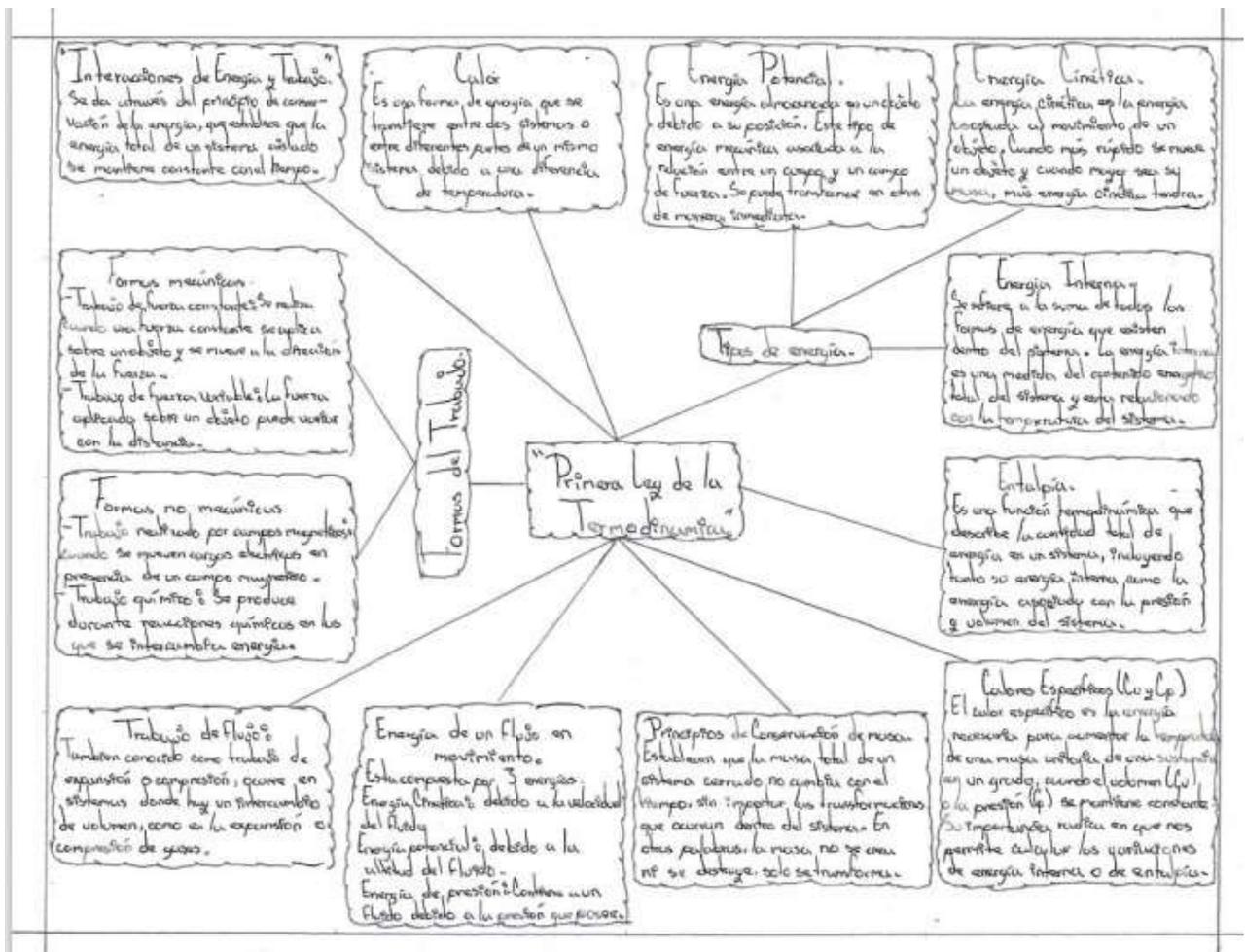
Lista de Cotejo para evaluar mapa conceptual.

<i>Nombre de la Materia: Fundamentos de Termodinámica</i>	<i>Grupo: 411-B</i>
	<i>Instituto: ITSSAT</i>
<i>Profesor: Ing. Manuel Montoya N.</i>	<i>Unidad: 2</i>
<i>Alumno: Jesús Alejandro Rosas Rosas</i>	<i>Fecha de aplicación: 09-abril-2024</i>

Objetivo educacional:

Establezca las características de un sistema termodinámico abierto y cerrado. Aplique las ecuaciones de balance de energía para la solución de problemas de sistemas cerrados y abiertos en estado estable.

VALOR DEL REACTIVO	CARACTERÍSTICA A CUMPLIR (REACTIVO)	CUMPLE		OBSERVACIONES
		SI	NO	
2%	Investigo los conceptos requeridos.	√		
2%	Definió en forma correcta el conocimiento en su mapa conceptual.	√		
2%	Realizo su trabajo a mano y con ortografía correcta.	√		
2%	Es un trabajo limpio, ordenado y presenta margen.	√		
2%	Lo entrego en tiempo y forma.	√		
10%	CALIFICACIÓN	10%		



Lista de Cotejo para resolución de ejercicios.

Nombre de la Materia: <i>Fundamentos de Termodinámica</i>		<i>Grupo: 411-B</i>		
<i>Profesor: Ing. Manuel Montoya N.</i>		<i>Instituto: ITSSAT</i>		
		<i>Unidad: 2</i>		
<i>Alumno: Jesús Alejandro Rosas Rosas</i>		<i>Fecha de aplicación: 09-abril-2024</i>		
INSTRUCCIÓN				
Revisar los documentos o actividades que se solicitan y marque en los apartados "SI" cuando la evidencia a evaluar se cumple; en caso contrario marque "NO". En la columna "OBSERVACIONES" ocúpela cuando tenga que hacer comentarios referentes a lo observado.				
VALOR DEL REACTIVO	CARACTERÍSTICA A CUMPLIR (REACTIVO)	CUMPLE		OBSERVACIONES
		SI	NO	
4%	Presenta un trabajo limpio y ordenado.	√		
4%	Escribe los ejercicios en forma clara en su trabajo.	√		
4%	Utiliza las ecuaciones y fórmulas adecuadas.	√		
4%	La respuesta de los ejercicios es la correcta.	√		
4%	Presenta los resultados en forma clara.	√		
20%	CALIFICACIÓN	20%		

- Un ingeniero desea calcular el calor liberado por la combustión de magnesio, kJ/g para eso utiliza una muestra 0.1375 gramos de magnesio solidificado quemada en una bomba calorimétrica a un volumen constante, la bomba calorimétrica tiene una capacidad de 1769 J/K , el calorímetro contiene exactamente 300 g de agua y el aumento de temperatura es de 1.126°C .



$$q = n C_p (\Delta T) \text{ constante}$$

$$C_p = 1769 \text{ J/K}$$

$$C_p m = \frac{\text{cal}}{\text{g}} \\ 1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

$$Q_{\text{Mg}} = - [Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{calorímetro}}]$$

$$Q_{\text{Mg}} = [-m \text{H}_2\text{O} \Delta T + Q \Delta T] \rightarrow - [m \text{H}_2\text{O} C_p \text{H}_2\text{O} \Delta T + C_p \Delta T]$$

$$Q_{\text{Mg}} = - [300 \text{ g} \times 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times 1.126^\circ\text{C} + 1769 \frac{\text{J}}{\text{K}} \times 1.126^\circ\text{C}]$$

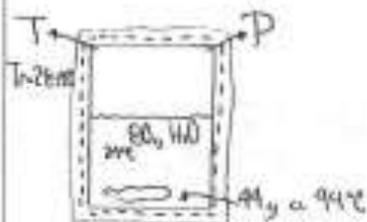
$$Q_{\text{Mg}} = -3405 \text{ J (Joule)}$$

$$Q_{\text{Mg}} = 1 \text{ g} \times \frac{3405}{0.1375} = -24763.63 \text{ J}$$

Conclusión:

Cuando realizamos la combustión de un gramo de magnesio se liberan -24763.63 J .

- Un ingeniero que se encuentra en mundo espacia usa muestras de 44g de un metal desconocido a 44°C, en un calorímetro a presión constante y contiene 80g de agua a 21°C el ingeniero pudo determinar que la temperatura final del sistema fue de 28.4°C.
 Calcule el calor específico del metal si la capacidad específica del calorímetro es de 12.4 J/°C.



$$Q_{\text{metal}} = - [Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{calorímetro}}]$$

$$m_{\text{metal}} \cdot c_p \text{ metal} \cdot \Delta T = - [m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_p \text{ H}_2\text{O} \cdot \Delta T_{\text{H}_2\text{O}} + C \cdot \Delta T]$$

$$40g \cdot c_p \text{ metal} (28.4 - 44)^\circ\text{C} = [80g \cdot 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} (28.4 - 21)^\circ\text{C} + 12.4 \text{ J/}^\circ\text{C} (28.4 - 21)^\circ\text{C}]$$

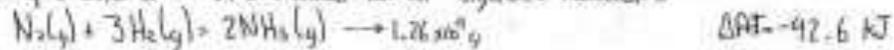
$$40g \cdot c_p \text{ metal} (28.4 - 44) = 1527 \text{ J}$$

$$c_p \text{ metal} = \frac{-1527 \text{ J}}{40g (28.4 - 44)^\circ\text{C}} = 0.540 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

c_p	J/kg°C
Agua	4186
Aluminio	897
Madera	420
Plástico	130
Metal desconocido	540

$$0.540 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \cdot \frac{1000g}{1kg} = 540 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$$

- Determina la cantidad de calor en kJ que se libera cuando se produce 1.26×10^4 g de amoníaco en un reactor que está a 25°C , de acuerdo con la siguiente reacción:



Solución:

Componente	ΔH° (kJ/mol)
$\text{N}_2(\text{g})$	0
$\text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{NH}_3(\text{g})$	-46.3

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= n \sum \Delta H_{\text{p}}^\circ - n \sum \Delta H_{\text{r}}^\circ \\ &= 2 \text{ mol} (-46.3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) - [0 + 0] \\ &= -92.6 \text{ kJ} \end{aligned}$$

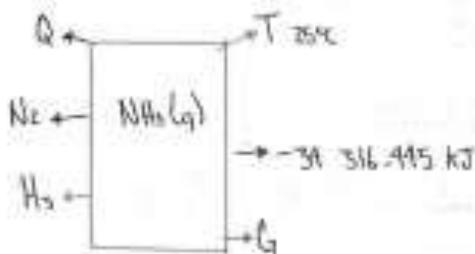
$$PM_{\text{NH}_3} = 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \left(2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) + 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = \frac{1.26 \times 10^4 \text{ g}}{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 741.176 \text{ mol}$$

$$741.176 \text{ mol} \left(\frac{-92.6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} \right)$$

$$= -68.632.84 \text{ kJ}$$

$$= -34.316.415 \text{ kJ}$$



Es una reacción exotérmica.