

Ciencias Naturales

Guía de autoaprendizaje

Material de apoyo para la continuidad educativa
ante la emergencia COVID-19

Estudiantes 1.º año de bachillerato

Fase 2, semana 3: 27 al 30 de abril



Unidad 4: La termodinámica		Semana 3
Contenidos	<ul style="list-style-type: none"> Ley de los gases ideales. Procesos termodinámicos PVT. Primera ley de la termodinámica. Sistemas termodinámicos. 	
Tareas propuestas	<ul style="list-style-type: none"> Solución al PROBLEMA 1: Los gases ideales Respuesta a procesos termodinámicos para gases ideales Respuesta a preguntas y solución a PROBLEMAS 2 y 3 (primera Ley) 	

Orientación sobre el uso de la guía

Esta guía contiene las actividades específicas para que puedas continuar con tus estudios desde casa. Se incluyen las instrucciones, las tareas que debes efectuar y cómo serán evaluadas. Asimismo, encontrarás enlaces a distintos recursos que te ayudarán a resolver cada uno de los requerimientos. Tu docente responsable de asignatura revisará y evaluará las tareas o sus evidencias cuando se reanuden las clases presenciales.

A. Actividades



1. Los Gases Ideales (Tiempo estimado: 45 minutos)

- Lee la guía teórica estudiantil: "[Termodinámica 3](#)". Se anexa un extracto en la versión impresa de esta guía.



- Resuelve el PROBLEMA 1:

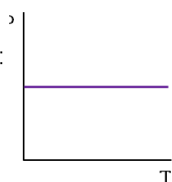
El aire encerrado en un neumático a 27.0 °C ejerce una presión de 310.264 kPa sobre la atmósfera. Si a causa del movimiento del vehículo la temperatura se eleva 20.0 °C. Calcula el nuevo exceso de la presión del aire dentro de la llanta sobre la atmósfera. La presión atmosférica del lugar es 103.421 kPa.



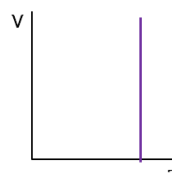
2. Procesos Termodinámicos para Gases Ideales (Tiempo estimado: 15 minutos)

- Observa los gráficos:
- Ahora, subraya la respuesta correcta:

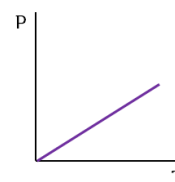
Los gráficos se refieren a transformaciones de una masa determinada de un gas. Se trata de procesos:



(1)



(2)



(3)

- a) (1) isotérmico, (2) isobárico, (3) isócoro. c) (1) isócoro, (2) isotérmico, (3) isobárico.
 b) (1) isobárico, (2) isotérmico, (3) isócoro. d) (1) isobárico, (2) isócoro, (3) isotérmico.



3. Primera Ley de la Termodinámica (Tiempo estimado: 1 hora)

- Distinción entre calor y trabajo.

En cada proceso descrito a continuación la energía fluye desde el objeto A hasta el objeto B. ¿El flujo de energía involucrado es calor Q o trabajo W ? Escribe Q o W en la casilla vacía de la derecha:

a) La sopa (B) en una sartén que descansa sobre una estufa eléctrica (A) se calienta.	
b) La luz de una bombilla incandescente (A) fluye hacia los alrededores (B).	
c) Se comprime aire (A) en una bomba de bicicleta (B), haciendo que se caliente.	
d) Sus manos (A) son calentadas cuando están frente al fuego (B).	
e) La atmósfera (A) calienta una nave espacial que ingresa en ella (B).	
f) Una tarta caliente (A) se pone más tibia mientras descansa en la cocina (B).	
g) Una silla (B) se calienta después de que usted (A) se sienta en ella durante un rato.	
h) Una broca (B) se calienta después de que el taladro la hace girar (A).	



- Resuelve el PROBLEMA 2 aplicando la ley de los gases ideales:

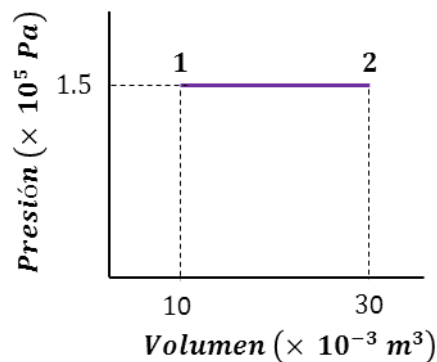
Una muestra de $n = 0.5 \text{ mol}$ de un gas ideal se lleva del estado 1 al estado 2 a lo largo de la trayectoria que se muestra en el siguiente diagrama P-V

Datos:

calor específico a volumen constante, $C_V = 12.5 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$, calor

específico a presión constante, $C_P = 20.8 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$ **Sugerencia:** aplica

$Q = n C_V \Delta T$ ó $Q = n C_P \Delta T$ según la clase de proceso que observe en el diagrama P-V).



Calcula los valores de cada uno de los literales:

- | | |
|--|---|
| a) La temperatura en el estado 1. | d) El calor agregado al gas durante el proceso. |
| b) La temperatura en el estado 2. | e) El cambio en la energía interna del gas. |
| c) El trabajo realizado por el gas durante el proceso 1→2. | f) Nombre del proceso termodinámico de 1→2. |



- Resuelve el PROBLEMA 3:

El trabajo neto realizado por un gas en un proceso cíclico ha sido $W = -640 \text{ J}$. La transferencia de calor entre el sistema y el exterior ha sido:

- (a) 640 J (b) 0 J (c) -640 J (d) 320 J

B. Recursos



- Guía teórica estudiantil: Termodinámica 3. Disponible en <https://bit.ly/2V3Dytl>, también se anexa un resumen dentro de la versión impresa de esta guía.
- Recurso adicional: Video "Termodinámica, gases ideales" (incluye simulación PhET), disponible en <https://www.youtube.com/c/cienciaeducativa>
- Recurso adicional: Sitio "Leyes de los gases ideales, disponible en <https://bit.ly/2VrDOS1>
- Interpretación de las leyes de los gases ideales (incluye simuladores). Disponible en <https://bit.ly/2yZgweX>
- Recurso adicional: Video "¿Cómo funciona un refrigerador?" Disponible en <https://www.youtube.com/watch?v=HJYncRJS8l0>
- Recurso adicional: Sitio "Propiedades y peligros básicos de los gases permanentes y gases licuados", disponible en <https://bit.ly/34vSVOG>
- Recurso adicional: Video "Sistema cilindro-pistón, Primera ley de la termodinámica". Disponible en <https://www.youtube.com/watch?v=Ax8o1GCTTto>

C. Evaluación

- | | |
|--|-----|
| • Solución al PROBLEMA 1: Los gases ideales | 15% |
| • Respuesta a procesos termodinámicos para gases ideales | 25% |
| • Respuesta a preguntas y solución a PROBLEMAS 2 y 3 (primera Ley) | 60% |

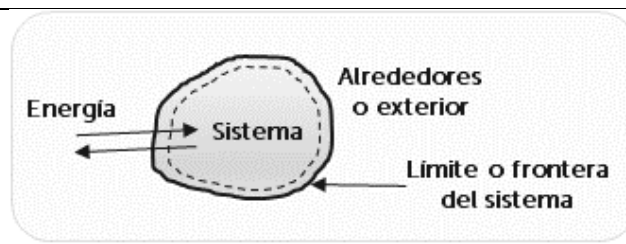
INTRODUCCIÓN

Un intercambio de energía se produce en dos formas: a) mediante *calor* Q , cuando se debe a una diferencia de temperatura entre el sistema y sus alrededores; b) mediante *trabajo* W , cuando un cambio en el sistema implica desplazamiento (variación) de las fuerzas que ejerce el entorno sobre el sistema. Los sistemas reales de los problemas y ejercicios que aprenderemos a resolver en esta última guía de la Unidad Termodinámica estarán en una sola fase (gaseosa, líquida o sólida), los fenómenos de expansión y contracción de un gas dentro de un recipiente con pistón que puede variar su volumen fruto del intercambio de energía entre este sistema y sus alrededores son de gran interés práctico en la industria y nos dan ideas de cómo explicar y predecir el comportamiento de otros fenómenos que ocurren en nuestra vida diaria.

Lectura 3.0. Definiciones importantes

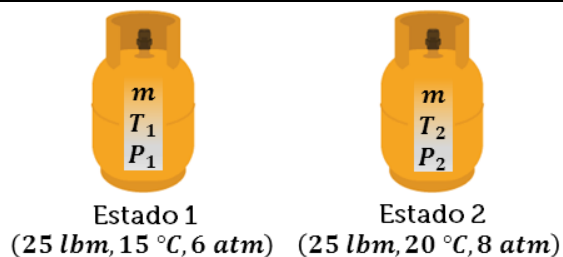
1. **Sistema termodinámico**, porción de espacio o cantidad de materia que se selecciona con propósito de análisis y estudio (Figura 1).

Figura 1 El sistema termodinámico es el interior y también las líneas punteadas. La masa o región fuera del sistema se llama **alrededores**. La superficie real o imaginaria que separa al sistema de sus alrededores se llama **frontera** (línea continua). En términos matemáticos, la frontera o límite del sistema tiene espesor cero, y por lo tanto, no puede contener ninguna masa ni ocupar un volumen en el espacio; sin embargo la frontera puede ser fija o móvil.



2. **Estado**, conjunto de valores de las propiedades termodinámicas que describen por completo la condición de un sistema en un instante dado (Figura 2). Tales propiedades básicamente son la presión, la temperatura y el volumen.

Figura 2 Se presenta dos estados termodinámicos diferentes de un mismo sistema gas propano comercial. El gas está contenido dentro del tanque de gas. Estos estados del gas pueden quedar determinados por las coordenadas termodinámicas masa (valor fijo), temperatura (valor variable) y presión absoluta (valor variable). La transición del estado 1 al estado 2 sucede por medio de una sucesión de cambios de estados intermedios (m, T, P) de equilibrio termodinámico por los cuales se hizo evolucionar el gas propano. La trayectoria de procesos que une los estados 1 y 2 será estudiada en esta guía 3.



3. Los sistemas termodinámicos se pueden considerar como **cerrados** o **abiertos**, dependiendo de si la masa sea fija o no, respectivamente. La energía en forma de calor o trabajo sí puede cruzar la frontera en ambos tipos de sistemas.

Ejemplifiquemos todas las definiciones. Sistema termodinámico: un fresco natural de tamarindo puesto sobre una mesa. Frontera: el vaso o la bolsa que lo contiene. Sistema cerrado. Alrededores: la mesa, tú.

Lectura 3.1. Modelo de Gas Ideal. Procesos. Calores específicos y capacidad calorífica molar

Nuestro análisis estará restringido a **sistemas con la fase de vapor**:

§3.1.1 Ecuaciones de estado de un gas

Las llamaremos así a cualquier relación de propiedades (como la presión, la temperatura, el volumen, etc.) pertenecientes a una sustancia que se halla en estado de equilibrio térmico. La **ecuación de estado de gas ideal es una ecuación de estado** y predice el comportamiento de la Presión-Volumen específico-Temperatura de un gas. Se analiza la sucesión de cambios de estado de equilibrio por los cuales evoluciona un sistema de un **estado 1 hacia un estado 2**. Las clases de procesos que no involucran cambios de fase del gas y que varían dos propiedades y permanece constante la tercera son: el proceso isotérmico, proceso isobárico, proceso isométrico o isocórico, proceso adiabático.

§3.1.2 Procesos termodinámicos para gases ideales

§3.1.2a Proceso isotérmico de un gas ideal ($T = \text{constante}$)

"La presión de una muestra de gas cuando su temperatura permanece constante es inversamente proporcional a su volumen" La ecuación de estado de la **ley de Boyle es $PV = \text{constante}$** . Proceso isotérmico de un gas desde estado 1 hasta estado 2:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \Leftrightarrow T = \text{constante}.$$

Resumen de la guía teórica estudiantil: "Termodinámica 3"

§3.1.2b Proceso isobárico de un gas ideal ($P = \text{constante}$)

"El volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta cuando su presión permanece constante" La ecuación de estado de la ley de Charles es $\frac{V}{T} = \text{constante}$. Proceso isobárico de un gas desde el estado 1 hasta el estado 2:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Leftrightarrow p = \text{constante}.$$

§3.1.2c Proceso isocórico (o isométrico) de un gas ideal ($V = \text{constante}$)

"La presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta cuando su volumen permanece constante". La ecuación de estado de la ley de Gay-Lussac es $\frac{P}{T} = \text{constante}$. Proceso isocórico de un gas desde el estado 1 hasta el estado 2:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Leftrightarrow V = \text{constante}.$$

§3.1.3 A qué le llamaremos gas ideal

A cualquier gas que obedezca la ecuación de estado de un gas ideal, $PV = nRT = \left(\frac{m}{M}\right)RT$ siendo R la constante universal de los gases $R = 8.31 \frac{J}{mol \cdot K}$; n es cantidad de sustancia del gas, unidad mol ; m es la masa del gas, unidad kg ; y M es la masa molecular del gas, unidad $\frac{kg}{mol}$.

§3.1.4 Calores específicos y capacidad calorífica molar de un gas (a $P = \text{constante}$, a $V = \text{constante}$)

Cuando la temperatura de un gas se eleva, este proceso puede hacerse de tres maneras: a presión constante, a volumen constante, o con la variación de ambas propiedades. Los dos calores específicos de un gas son: el calor específico a presión constante (C_p) y el calor específico a volumen constante (C_v). **Definiciones.** C_p : cantidad de calor que hay que suministrarle a la unidad de masa de un gas para aumentar su temperatura un grado, sin variar su presión. C_v : cantidad de calor que hay que suministrarle a la unidad de masa de un gas para aumentar su temperatura un grado, sin variar su volumen. Unidades: C_e , $\frac{J}{kg \cdot K}$; y capacidad calorífica molar C_M , $\frac{J}{mol \cdot K}$. El calor intercambiado entre el gas y sus alrededores viene dado por $Q = n C_M \Delta T$, en donde $C_M = C_{MP}$ o $C_M = C_{MV}$ según cuál sea la propiedad constante (presión o volumen). De igual modo el calor $Q = m C_e \Delta T$, en donde $C_e = C_p$ o $C_e = C_v$.

Lectura 3.2 Primera Ley de la Termodinámica

Para un sistema cerrado la primera ley se expresa como $\Delta U = Q + W_{EXTERIOR}$, en donde ΔU , es el aumento de la energía interna de un sistema en un proceso termodinámico dado; Q , el calor absorbido y $W_{EXTERIOR}$ el trabajo realizado sobre el cuerpo. El enunciado queda: "El aumento de energía interna de un cuerpo es igual al calor absorbido más el trabajo realizado sobre el cuerpo por las fuerzas externas". Ahora bien, el trabajo realizado por el cuerpo W , es igual, pero de signo contrario al trabajo W_{EXT} realizado sobre el cuerpo, o sea $W_{EXT} = -W$, con lo que la primera ley anterior puede escribirse $\Delta U = Q - W$. Otro enunciado análogo es el siguiente. **Para procesos:** "El calor que gana o pierde un sistema durante un proceso se utiliza para realizar trabajo y/o cambiar su energía interna" tomando la forma $Q = W + \Delta U$. **Para ciclos ($\Delta U = 0$).** Un ciclo es una serie de transformaciones tal que el estado final es idéntico al inicial. En este caso, la primera ley dice: "El calor neto que gana o pierde un sistema durante un ciclo se convierte en trabajo neto". $Q_{NETO} = W_{NETO}$.

§3.2.1 Convención de signos para trabajo y calor

Signos para el trabajo. Si es realizado por el sistema (equivale a que el sistema lo realice) usar $+W$. Si es realizado sobre el sistema por un agente externo que se lo aplicó (equivale a que el sistema lo reciba) usar $-W$. **Signos para el calor.** Si el medio exterior transfiere energía al sistema (equivale a que el sistema absorbe calor), usar $+Q$. Si el sistema transfiere energía al exterior (equivale a que el sistema cede calor), usar $-Q$. **Ejercicio resuelto.** En una expansión isotérmica de un gas ideal (Falso/Verdadero):

(a) No hay trabajo de expansión y la energía interna permanece constante. (b) No se intercambia energía mediante calor ni mediante trabajo. (c) La variación de energía interna es igual a la energía intercambiada mediante trabajo. (d) No hay variación de energía interna y la energía intercambiada mediante calor es igual a la energía intercambiada mediante trabajo, pero de signo contrario. **Solución.** Análisis del enunciado: en toda expansión de un gas, $\Delta V \neq 0$, es decir $V_{FINAL} \neq V_{INICIAL}$. En un proceso isotérmico, $\Delta U = 0$, es decir, $U_{FINAL} = U_{INICIAL}$. Respondiendo los argumentos: (a) Falso, porque sí hay trabajo, pues $W = F \Delta V \neq 0$. (b) Falso, porque sí se intercambia energía mediante trabajo pues $W \neq 0$. (c) Falso, porque no hay variación de energía interna en el gas, pues $\Delta U = 0$. (d) Verdadero, porque la Primera Ley $\Delta U = 0 = W + Q$, entonces $Q = -W$.

§3.2.3 Trabajo durante algunos procesos termodinámicos

§3.2.3a Proceso isobárico de un gas ideal ($P = \text{constante}$). $W = nR \Delta T$.

§3.2.3b Proceso isocórico (o isovolumétrico) de un gas ideal ($V = \text{constante}$). $W = 0$.



MINISTERIO
DE EDUCACIÓN