

UNITEC^{MR}

Universidad Tecnológica de México

piensa **actúa** avanza

Introducción. Resumen y repaso

La eficiencia e de un motor es la razón entre la salida de trabajo y la entrada de calor. Se puede calcular para un motor ideal con cualquiera de las relaciones siguientes:

$$e = \frac{Q_{ent} - Q_{sal}}{Q_{ent}}$$

$$e = \frac{T_{ent} - T_{sal}}{T_{ent}} \text{ Eficiencia}$$

El refrigerador es una máquina térmica que funciona al revés. Una medida del rendimiento de esos aparatos es el grado de enfriamiento que se obtiene a cambio del trabajo que es necesario introducir en el sistema. El enfriamiento se produce a causa de la extracción del calor Q_{frio} del depósito de enfriamiento. El coeficiente de rendimiento K se obtiene ya sea con:

$$K = \frac{Q_{frio}}{Q_{calor} - Q_{frio}}$$

o

$$K = \frac{T_{frio}}{T_{calor} - T_{frio}}$$

INTRODUCCIÓN. Tarea

1. Una máquina ideal que funciona entre dos depósitos a 500 K y 400 K, respectivamente absorbe 900 J de calor del depósito a alta temperatura durante cada ciclo. ¿Cuál es su eficiencia y cuánto calor libera al medio?

INTRODUCCIÓN. Tarea

1. Una máquina ideal que funciona entre dos depósitos a 500 K y 400 K, respectivamente absorbe 900 J de calor del depósito a alta temperatura durante cada ciclo. ¿Cuál es su eficiencia y cuánto calor libera al medio?

La eficiencia ideal se determina con la siguiente ecuación con base a temperaturas absolutas. Es posible emplear la eficiencia para establecer la salida de trabajo y luego restar esta cantidad de la energía total de entrada con el fin de hallar cuanta se pierde.

$$e = \frac{T_{ent} - T_{sal}}{T_{ent}}$$

La eficiencia ideal es:

$$e = \frac{T_{ent} - T_{sal}}{T_{ent}} = \frac{500\text{ K} - 400\text{ K}}{500\text{ K}} = 0.200$$

Por consiguiente, la eficiencia ideal es de 20%. Ahora, por definición, la eficiencia es la razón W_{sal} / Q_{ent} , de modo que se determina que

INTRODUCCIÓN. Tarea

Ahora, por definición, la eficiencia es la razón $W_{\text{sal}} / Q_{\text{ent}}$, de modo que se determina que:

$$e = \frac{W_{\text{sal}}}{Q_{\text{ent}}} = 0.200 \quad \text{o} \quad W_{\text{sal}} = (0.200) (900 \text{ J}) = 180 \text{ J}$$

Con base en la primera ley de la termodinámica, el trabajo neto ha de ser igual al intercambio neto de calor:

$$\begin{array}{ll} W_{\text{sal}} = Q_{\text{ent}} - Q_{\text{sal}} & \text{o} \quad Q_{\text{sal}} = Q_{\text{ent}} - W_{\text{sal}} \\ Q_{\text{sal}} = 900 \text{ J} - 180 \text{ J} & \text{y} \quad Q_{\text{sal}} = 720 \text{ J} \end{array}$$

Se observa que una máquina ideal con una eficiencia de 20% toma 900 J de energía, realiza 180 J de trabajo y libera 720 J al medio.

INTRODUCCIÓN. Tarea

2. Un refrigerador ideal funciona entre los 375 y los 640 K. En cada ciclo extrae 760 J de un depósito frío. ¿Cuánto trabajo se lleva a cabo en cada ciclo y cuánto calor se libera al medio?

INTRODUCCIÓN. Tarea

2. Un refrigerador ideal funciona entre los 375 y los 640 K. En cada ciclo extrae 760 J de un depósito frío. ¿Cuánto trabajo se lleva a cabo en cada ciclo y cuánto calor se libera al medio?

Datos:

$$Q_{frio} = 760 \text{ J}$$

$$T_{frio} = 375 \text{ K}$$

$$T_{calor} = 640 \text{ K}$$

$$K = \frac{T_{frio}}{T_{calor} - T_{frio}}$$

$$K = \frac{375 \text{ K}}{640 \text{ K} - 375 \text{ K}}$$
$$K = 1.41$$

$$K = \frac{Q_{frio}}{W_{ent}} \quad o \quad W_{ent} = \frac{Q_{frio}}{K}$$

$$W_{ent} = \frac{760 \text{ J}}{1.41}$$

$$W_{ent} = 539 \text{ J}$$

$$Q_{calor} = W_{ent} + Q_{frio} = 539.0007 \text{ J} + 760 \text{ J} = 1299.0007 \text{ J}$$

Se observa que el refrigerador ideal tiene una K de 1.41 extrae del depósito frío 760 J de energía, realiza 539 J de trabajo y libera 1299 J al medio.

PROCESOS DE TERMODINÁMICA (IM8601)

CLASE 4: RELACIONES TERMODINÁMICAS

Gases ideales, Ley de Boyle y Ley de Charles

CICLO ESCOLAR: 22-2

DOCENTE: M. en I. José Ulises Cedillo Rangel

Gases Ideales

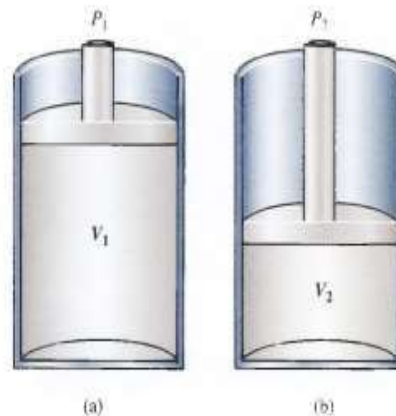
En un gas las moléculas individuales están tan distantes entre sí, que las fuerzas de cohesión que existen entre ellas por lo general son pequeñas. Si bien es cierto que la estructura molecular de diferentes gases puede variar en forma considerable, su comportamiento casi no se ve afectado por el tamaño de las moléculas individuales. Se puede decir con bastante seguridad que cuando una cantidad grande de gas está confinada en un volumen reducido, el volumen ocupado por las moléculas todavía resulta ser una fracción minúscula del volumen total.

Una de las generalizaciones más útiles respecto de los gases es el concepto del gas ideal, cuyo comportamiento no se ve afectado en lo absoluto por fuerzas de cohesión o volúmenes moleculares. Por supuesto, ningún gas real es ideal, pero en condiciones normales de temperatura y presión, el comportamiento de cualquier gas es muy parecido al comportamiento de un gas ideal. Por consiguiente, la observación experimental de gran número de gases reales puede conducir a la deducción de leyes físicas generales que rigen su comportamiento térmico. El grado en el que cualquier gas real obedece estas relaciones está determinado por el grado en que se aproxima al gas ideal.

Ley de Boyle

Las primeras mediciones experimentales del comportamiento térmico de los gases fueron realizadas por Robert Boyle (1627-1691). Él llevó a cabo un estudio exhaustivo de los cambios en el volumen de los gases como resultado de cambios en la presión. Todas las demás variables, como la masa y la temperatura, se mantuvieron constantes. En 1660 Boyle demostró que el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión. En otras palabras, cuando se duplica el volumen, la presión disminuye a la mitad de su valor original. En la actualidad, este hallazgo recibe el nombre de **ley de Boyle**.

Ley de Boyle: Siempre que la masa y la temperatura de una muestra de gas se mantengan constantes, el volumen de dicho gas es inversamente proporcional a su presión absoluta.

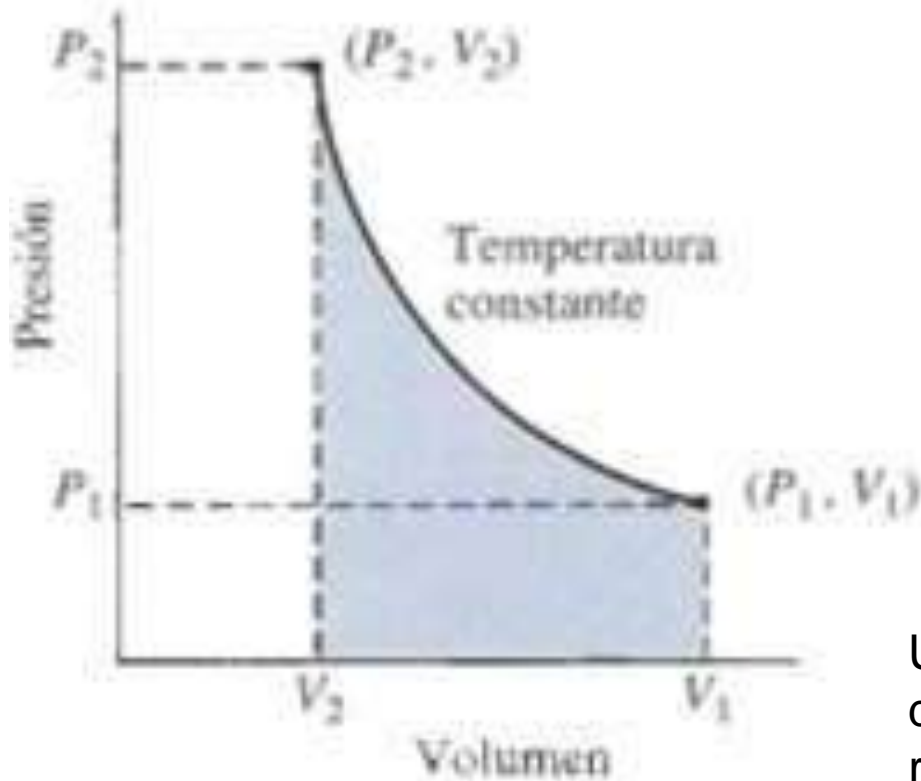


Cuando se comprime un gas a temperatura constante, el producto de su presión por su volumen siempre es constante

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad m \text{ y } T \text{ constantes}$$

Ley de Boyle

Dicho de otro modo, el producto de la presión por el volumen en el estado inicial es igual al producto de la presión por el volumen en el estado final. Es un enunciado matemático de la ley de Boyle. La presión P debe ser la presión absoluta y no la presión manométrica.



Un diagrama P-V muestra que la presión de un gas ideal varía inversamente respecto a su volumen.

Ley de Boyle

Ejercicio

¿Qué volumen de gas hidrógeno a presión atmosférica se requiere para llenar un tanque de 5000 cm^3 bajo una presión manométrica de 530 kPa?

Ley de Boyle

Ejercicio

¿Qué volumen de gas hidrógeno a presión atmosférica se requiere para llenar un tanque de 5000 cm³ bajo una presión manométrica de 530 kPa?

- 1 atm = 101.3 kPa → P_1 presión inicial
- La presión absoluta final 530 kPa (presión manométrica)
 $P_2 = 530 \text{ kPa} + 101.3 \text{ kPa} = 631.3 \text{ kPa}$ presión final
- Volumen final $V_2 = 5000 \text{ cm}^3$
- Partiendo de la Ley Boyle se obtiene el volumen que se requiere para llenar el tanque

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_1 = \frac{P_2 V_2}{P_1}$$

$$= \frac{(631.3 \text{ kPa})(5000 \text{ cm}^3)}{(101.3 \text{ kPa})}$$

$$= 31\,159.92 \text{ cm}^3$$

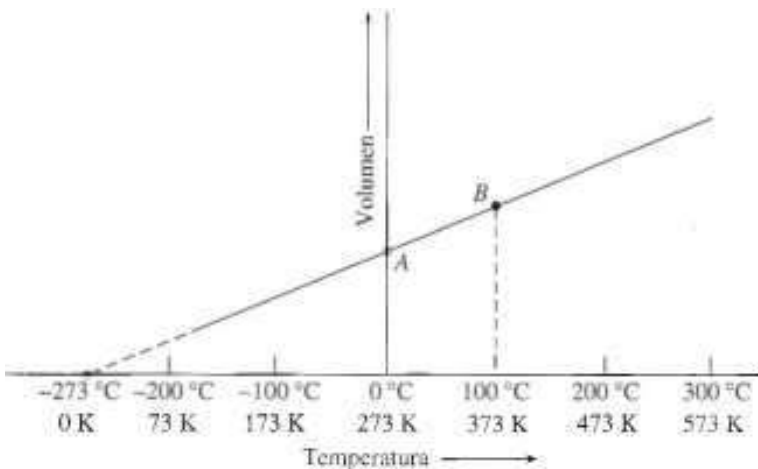
Ley de Charles

El primero que comprobó experimentalmente esta proporcionalidad directa entre el volumen y la temperatura fue Jacques Charles en 1787. La ley de Charles se enuncia de la siguiente manera:

Ley de Charles: Mientras la masa y la presión de un gas se mantengan constantes, el volumen de dicho gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Se usa el subíndice 1 para referirnos al estado inicial de un gas y el subíndice 2 para referirnos a su estado final, considerando que masa y presión son constantes, se obtiene el enunciado matemático de la ley de Charles:

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



Variación del volumen como función de la temperatura. Cuando se extrapola a cero, la temperatura de un gas es la del cero absoluto (0K)

Ley de Charles

En esta ecuación se refiere al volumen de un gas a la temperatura absoluta T , y V es el volumen final de la misma muestra de gas cuando su temperatura absoluta es T . La unidad del SI para el volumen es el metro cúbico (m^3) y, desde luego, es la unidad preferida. Sin embargo es muy común encontrar el litro (L) usado como unidad de volumen, en especial cuando se trabaja con gas. El litro es el volumen contenido en un cubo que mide 10 cm por lado.

$$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

Usaremos el litro en algunos ejemplos porque es una unidad de uso muy común. Como siempre, tenga cuidado cuando use cualquier unidad distinta a las unidades del SI en las fórmulas.

Ley de Charles

Ejercicio

Un cilindro sin fricción se llena con 2 L de un gas ideal a 23°C. Un extremo del cilindro está fijo a un pistón movable y el gas puede expandirse a una presión constante hasta que su volumen llega a 2.5 L. ¿Cuál es la nueva temperatura del gas?

Ley de Charles

Ejercicio

Un cilindro sin fricción se llena con 2 L de un gas ideal a 23°C. Un extremo del cilindro está fijo a un pistón movable y el gas puede expandirse a una presión constante hasta que su volumen llega a 2.5 L. ¿Cuál es la nueva temperatura del gas?

- $T_1 = 23^\circ\text{C} + 273.15 = 296.15\text{ K}$

$$V_1 = 2\text{ L}$$

$$V_2 = 2.5\text{ L}$$

- Partiendo de la Ley de Charles para determinar la T_2

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

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

$$T_2 = \frac{(2.5\text{ L})(296.15\text{ K})}{(2\text{ L})} = 370.2\text{ K} = 97^\circ\text{C}$$

Ley de Gay-Lussac

Las tres cantidades que determinan el estado de una masa dada de gas son su presión, volumen y temperatura. La ley de Boyle se ocupa de los cambios de presión y de volumen a temperatura constante, y la ley de Charles se refiere al volumen y temperatura bajo presión constante. La variación de presión como función de la temperatura se describe en una ley atribuida a Gay-Lussac.

Ley de Gay-Lussac: Si el volumen de una muestra de gas permanece constante, la presión absoluta de dicho gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Esto significa que, si se duplica la presión aplicada al gas, su temperatura absoluta se duplicará también. La **ley de Gay-Lussac** en forma de ecuación, considerando masa y volumen constantes, puede escribirse como:

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

Ley de Gay-Lussac

Ejercicio

El neumático de un automóvil se infla a una presión manométrica de 207 kPa (30 lb/in²) en un momento en que la presión de los alrededores es de 1 atm (101.3 kPa) y la temperatura es de 25°C. Después de manejarlo, la temperatura del aire del neumático aumenta a 40°C. Suponga que el volumen de gas cambia sólo ligeramente, ¿cuál es la nueva presión manométrica en el neumático?

Ley de Gay-Lussac

Ejercicio

El neumático de un automóvil se infla a una presión manométrica de 207 kPa (30 lb/in²) en un momento en que la presión de los alrededores es de 1 atm (101.3 kPa) y la temperatura es de 25°C. Después de manejarlo, la temperatura del aire del neumático aumenta a 40°C. Suponga que el volumen de gas cambia sólo ligeramente, ¿cuál es la nueva presión manométrica en el neumático?

- Volumen y masa son constantes
- Presión absoluta

$$P_1 = 207 \text{ kPa} + 101.3 \text{ kPa} = 308.3 \text{ kPa}$$

- Temperatura inicial absoluta

$$T_1 = 25 + 273.15 = 298.15 \text{ K}$$

- Temperatura final absoluta

$$T_2 = 40 + 273.15 = 313.15 \text{ K}$$

Ley de Gay-Lussac

Ejercicio

El neumático de un automóvil se infla a una presión manométrica de 207 kPa (30 lb/in²) en un momento en que la presión de los alrededores es de 1 atm (101.3 kPa) y la temperatura es de 25°C. Después de manejarlo, la temperatura del aire del neumático aumenta a 40°C. Suponga que el volumen de gas cambia sólo ligeramente, ¿cuál es la nueva presión manométrica en el neumático?

- Con la Ley de Gay-Lussac se determina la presión final

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

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

$$P_2 = \frac{(308.3 \text{ kPa})(313.15 \text{ K})}{298.15 \text{ K}} = 323.81 \text{ kPa}$$

- Se determina la presión manométrica

$$\begin{aligned} \text{Presión manométrica} &= 323.81 \text{ kPa} - 101.3 \text{ kPa} \\ &= 222.51 \text{ kPa} \end{aligned}$$

La lectura sería de 32.25 lb/in²

Ley general de los gases

Hasta ahora hemos estudiado tres leyes que pueden usarse para describir el comportamiento térmico de los gases. La ley de Boyle, se aplica a una muestra de gas cuya temperatura no cambia. La ley de Charles, se aplica a una muestra de gas a presión constante. La ley de Gay-Lussac, corresponde a una muestra de gas a volumen constante.

Por desgracia, generalmente ninguna de estas condiciones se satisface. Lo más común es que un sistema sufra cambios de volumen, de temperatura y de presión como resultado de un proceso térmico. Una relación más general, considerando masa constante, que combina las tres leyes es la siguiente:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

donde (P_1, V_1, T_1) pueden considerarse como las coordenadas del estado inicial y (P_2, V_2, T_2) las coordenadas del estado final. En otras palabras, para una masa dada, la razón PV/T es constante para cualquier gas ideal.

Ley general de los gases

Ejercicio

Un tanque para oxígeno con un volumen interior de 20 litros se llena con ese gas bajo una presión absoluta de 6 MPa a 20°C. El oxígeno se va a usar en un avión para grandes alturas, donde la presión absoluta es sólo 70 kPa y la temperatura es -20°C . ¿Qué volumen de oxígeno será capaz de suministrar el tanque en esas condiciones?

Ley general de los gases

Ejercicio

Un tanque para oxígeno con un volumen interior de 20 litros se llena con ese gas bajo una presión absoluta de 6 MPa a 20°C. El oxígeno se va a usar en un avión para grandes alturas, donde la presión absoluta es sólo 70 kPa y la temperatura es -20°C. ¿Qué volumen de oxígeno será capaz de suministrar el tanque en esas condiciones?

• Presiones absolutas

$$P_1 = 6 \times 10^6 \text{ Pa}$$

$$P_2 = 7 \times 10^3 \text{ Pa}$$

• Temperaturas absolutas

$$T_1 = 20 + 273.15 = 293.15 \text{ K}$$

$$T_2 = -20 + 273.15 = 253.15 \text{ K}$$

• Partiendo de la Ley General de los Gases determinamos el V_2

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$

$$= \frac{(6 \times 10^6 \text{ Pa})(20 \text{ L})(253.15 \text{ K})}{(70 \times 10^3 \text{ Pa})(293.15 \text{ K})}$$

$$= 1480 \text{ L}$$

Ley general de los gases

Ahora vamos a considerar el efecto de un cambio de masa en el comportamiento de los gases. Si la temperatura y el volumen de un gas confinado se mantienen constantes, al añadir más gas habrá un incremento proporcional en la presión. En forma similar, si la presión y la temperatura se mantienen fijos, al aumentar la masa habrá un aumento proporcional en el volumen del recipiente. Podemos combinar estas observaciones experimentales con la ecuación para obtener la relación general:

$$\frac{P_1 V_1}{m_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{m_2 T_2}$$

donde m_1 es la masa inicial y m_2 , la masa final. Un estudio de esta relación revelará que la ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac junto con la ecuación representan casos especiales de la ecuación más general.

UNITEC^{MR}

Universidad Tecnológica de México

piensa **actúa** avanza