

Unidad 4: Termodinámica

4.1 Calor y temperatura

4.1.1 Diferencia entre calor y temperatura

El calor: Es una forma de energía que se transfiere de un cuerpo de mayor temperatura a otro de menor temperatura, al igual se puede definir como la suma de las energías cinéticas de todas las moléculas de un cuerpo.

La temperatura: Es la propiedad física que indica el grado de calor o frío de un cuerpo, objeto o del medio ambiente, la temperatura se puede medir con un termómetro.



4.1.2 Equilibrio térmico

Cuando el intercambio neto de energía entre sus elementos es cero, nos indica que el sistema se encuentra en equilibrio térmico, ocasionando que los cuerpos estén a la misma temperatura.

4.1.3 Escalas termométricas absolutas

El cero absoluto es la temperatura en la cual la energía cinética de las moléculas del agua es cero.

Conversión de grados	Fórmula
grados Celsius a grados Kelvin	$T_K = T_C + 273$
grados Kelvin a grados Celsius	$T_C = T_K - 273$
grados Celsius a grados Fahrenheit	$T_F = \frac{9}{5}T_C + 32$ o $T_F = 1.8T_C + 32$
grados Fahrenheit a grados Celsius	$T_C = \frac{5}{9}(T_F - 32)$ o $T_C = \frac{T_F - 32}{1.8}$

Ejemplo 1:

Al convertir 50°F a °C se obtiene:

Solución: Datos: $T_F = 50^\circ\text{F}$, $T_C =$

Fórmula	Sustitución	Resultado
$T_C = \frac{T_F - 32}{1.8}$	$T_C = \frac{50 - 32}{1.8} = \frac{18}{1.8}$	$T_C = 10^\circ\text{C}$

Ejemplo 2:

Al convertir 38°C a °K se obtiene:

Solución: Datos: $T_C = 38^\circ\text{C}$, $T_K =$

Fórmula	Sustitución	Resultado
$T_K = T_C + 273$	$T_K = 38 + 273$	$T_K = 311^\circ\text{K}$

Ejemplo 3:

Al convertir 40°C a °F se obtiene:

Solución: Datos: $T_C = 40^\circ\text{C}$, $T_F =$

Fórmula	Sustitución	Resultado
$T_F = 1.8T_C + 32$	$T_F = 1.8(40) + 32$ $T_F = 72 + 32$	$T_F = 104^\circ\text{F}$

Cuando se sirve agua fría en un vaso de vidrio, en la parte exterior del vaso se forman gotas de agua, esto se debe a la diferencia de temperatura entre el agua y el ambiente, a este fenómeno también se le llama condensación del agua que se encuentra en el ambiente.



4.1.4 Conductividad calorífica (transferencia de calor) y capacidad térmica específica

El calor se transfiere o conduce de 3 maneras:

Conducción: Es la forma en que el calor se conduce o se propaga en los sólidos, debido al choque de moléculas del cuerpo sin que éste modifique su forma.

Ejemplo: Cuando uno de los extremos de una varilla de metal se pone en contacto con el fuego, después de cierto tiempo el otro extremo también se calienta. Esto pasa porque las moléculas del extremo opuesto al fuego vibran con mayor energía y parte de esa energía se transfiere a las moléculas cercanas que estas a su vez transfieren el exceso de energía a las otras moléculas, aumentando la temperatura del cuerpo de manera uniforme, distribuyéndose en todo el cuerpo.



Convección: Es la transmisión de calor a través de un fluido.

Ejemplo: Al calentar agua en un recipiente se observa que después de un tiempo, se produce un movimiento en el líquido. Esto se debe a que al recibir calor el agua del fondo del recipiente aumenta su temperatura y volumen, disminuyendo su densidad y el agua es reemplazada por agua a menor temperatura (más fría) y con mayor densidad. Al proceso de circulación de masas de agua caliente hacia arriba y fría hacia abajo se le llama corrientes de convección. Las corrientes de convección también se presentan en el aire, permitiendo que aves como las águilas alcancen grandes alturas.



Radiación: Es la transferencia de calor a través de ondas electromagnéticas.

Ejemplo: La transferencia de calor por radiación es el calor que nos llega del sol (rayos infrarrojos).



- Caloría (cal): Es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado Celsius la temperatura de un gramo de agua (de 14.5°C a 15.5°C).

El equivalente del calor en joules es:

$$1 \text{ cal} = 4.2 \text{ J}$$

Otra equivalencia empleada es:

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal}$$

- Capacidad calorífica: Es la razón que existe entre la cantidad de calor que recibe un cuerpo y su incremento de temperatura.

Fórmulas	
$c = \frac{Q}{\Delta T}$	$\Delta T = T_f - T_i$

Donde
$Q = \text{cantidad de calor [cal]}$
$\Delta T = \text{incremento de la temperatura [}^\circ\text{C]}$
$c = \text{capacidad calorífica } \left[\frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \right]$
$T_f = \text{temperatura final [}^\circ\text{C]}$
$T_i = \text{temperatura inicial [}^\circ\text{C]}$

- Calor específico: Es la razón que existe entre la capacidad calorífica de una sustancia y su masa. También se le conoce como la cantidad de calor empleada para aumentar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de una sustancia.

Fórmulas		
$c_e = \frac{c}{m}$	$c_e = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$	$Q = mc_e \Delta T$

Donde:
$Q = \text{cantidad de calor [cal]}$
$m = \text{masa [g]}$
$\Delta T = \text{incremento de la temperatura [}^\circ\text{C]}$
$c_e = \text{calor específico } \left[\frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} \right]$

Tabla de calor específico de algunas sustancias

Sustancia	Calor específico c_e en $\frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$
Agua	1
Hierro	0.113
Aluminio	0.217
Cobre	0.093
Hielo	0.50
Mercurio	0.033

Ejemplo 1:

Se tiene un cubo de aluminio $\left(0.217 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right)$ y uno de cobre $\left(0.093 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right)$, ambos de las mismas dimensiones. Si se exponen al fuego, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) Incrementa más rápido su temperatura el cubo de aluminio.
- b) Los dos cubos se calientan al mismo ritmo.
- c) Se calienta más rápido el cubo de cobre.
- d) La temperatura de ambos permanece constante.

Solución:

Para incrementar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de aluminio se necesita de 0.217 cal, para el mismo incrementó, un gramo de cobre necesita de 0.093 cal, por lo que, si a los cubos se les suministra calor al mismo tiempo, se calienta más rápido el cubo de cobre. Así que la respuesta correcta es la opción c.

Ejemplo 2:

¿Qué cantidad de calor se debe aplicar a 500 g de agua para elevar su temperatura de 35°C a 100°C ?

Solución:

Datos	Fórmula / Despeje	Sustitución	Resultado
$m = 500 \text{ g}$ $c_e = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$ $T_i = 35^\circ\text{C}$ $T_f = 100^\circ\text{C}$ $\Delta T = 65^\circ\text{C}$ $Q = ?$	$c_e = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$ $Q = m * c_e * \Delta T$	$Q = (500 \text{ g}) \left(1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (65^\circ\text{C})$	$Q = 32\,500 \text{ cal}$

El incremento de la temperatura ΔT se obtiene al restar $T_f - T_i$

Aplicando la multiplicación $Q = (g) \left(\frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (\text{C})$ da como resultado:

$$\frac{\text{g} * \text{cal} * \text{C}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

Resolviendo la fracción anterior, se eliminan las unidades de g y las de $^{\circ}C$, ya que $\frac{g}{g} = 1$ y $\frac{^{\circ}C}{^{\circ}C} = 1$, dando como resultado final las unidades cal .

Ejemplo 3:

A 300 g de una sustancia se le aplican 742.5 cal para elevar su temperatura de $15^{\circ}C$ a $90^{\circ}C$. ¿Cuál es la sustancia?

Solución:

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultado
$m = 300\text{ g}$ $Q = 742.5\text{ cal}$ $T_i = 15^{\circ}C$ $T_f = 90^{\circ}C$ $\Delta T = 75^{\circ}C$ $c_e = ?$	$c_e = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$	$c_e = \frac{742.5\text{ cal}}{(300\text{ g})(75^{\circ}C)}$ $c_e = \frac{742.5\text{ cal}}{22\,500\text{ g}^{\circ}C}$	$c_e = 0.033\frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}C}$ La sustancia es mercurio

El incremento de la temperatura ΔT se obtiene al restar $T_f - T_i$

Al multiplicar las unidades $(g)(^{\circ}C)$ dan como resultado las unidades $g^{\circ}C$

Al dividir $cal \div g^{\circ}C$ se obtiene como resultado final las unidades $\frac{cal}{g^{\circ}C}$

Ejemplo 4:

Una pieza metálica está compuesta por 1.2 kg de hierro ($0.113\frac{cal}{g^{\circ}C}$) y 0.8 kg de cobre ($0.093\frac{cal}{g^{\circ}C}$), si incrementa su temperatura en $100^{\circ}C$, ¿cuánto calor se le suministra a la pieza?

Solución:

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
Hierro: $m_1 = 1200\text{ g}$ $c_1 = 0.113\frac{cal}{g^{\circ}C}$ $\Delta T = 100^{\circ}C$ $Q_1 = ?$	$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T$ $Q_2 = m_2 c_2 \Delta T$ $Q_T = Q_1 + Q_2$	Calor aplicado al Hierro $Q_1 = (1\,200\text{ g})(0.113\frac{cal}{g^{\circ}C})(100^{\circ}C)$ $Q_1 = 13\,560\text{ cal}$	$Q_T = 21\,000\text{ cal}$
Cobre: $m_2 = 800\text{ g}$ $c_2 = 0.093\frac{cal}{g^{\circ}C}$		Calor aplicado al Cobre $Q_2 = m_2 c_2 \Delta T$ $Q_2 = (800\text{ g})(0.093\frac{cal}{g^{\circ}C})(100^{\circ}C)$ $Q_2 = 7\,440\text{ cal}$	
		Calor aplicado a toda la pieza $Q_T = 13\,560\text{ cal} + 7\,440\text{ cal}$	

$\Delta T = 100^{\circ}C$			
$Q_2 = ?$			
$Q_T = ?$			

Los kilogramos se transforman en gramos $kg * 1000 = g$

Se deben de calcular el calor aplicado del hierro Q_1 y del cobre Q_2 , para sacar el calor aplicado a toda la pieza Q_T , mediante la suma de estos:

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

Al multiplicar las unidades $(g)(^{\circ}C)$ dan como resultado las unidades $g^{\circ}C$

Al dividir $cal \div g^{\circ}C$ se obtiene como resultado final las unidades $\frac{cal}{g^{\circ}C}$

4.1.5 Leyes de termodinámica

La termodinámica es la rama de la física que estudia la transformación del calor en trabajo y viceversa.

A. Primera ley:

El calor suministrado a un sistema es igual a la suma del incremento en la energía interna de éste y el trabajo realizado por el sistema sobre sus alrededores, esto significa que la energía no se crea ni se destruye, solamente se transforma.

Fórmula

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$$

Donde:

$\Delta Q = \text{calor suministrado al sistema [cal, Joules]}$

$\Delta U = \text{incremento en la energía del sistema [cal, Joules]}$

$\Delta W = \text{trabajo realizado por el sistema [cal, Joules]}$

El signo ΔQ es positivo cuando al sistema se le suministra calor y es negativo si el sistema cede calor, ΔW es positivo cuando el sistema realiza trabajo y en negativo cuando el trabajo se realiza sobre él. Si el sistema incrementa su temperatura, ΔU es positivo y si disminuye su temperatura es negativo.

- Un proceso térmico es adiabático si el sistema no recibe ni cede calor.

$$\Delta Q = 0 \rightarrow \Delta W = -\Delta U$$

- Un proceso térmico es isocórico cuando el volumen del sistema permanece constante y no se realiza trabajo alguno.

$$\Delta V = \text{constante} \rightarrow \Delta W = 0 \rightarrow \Delta Q = \Delta U$$

- Un proceso térmico es isobárico cuando la presión del sistema permanece constante.
- Un proceso térmico es isotérmico cuando la temperatura del sistema permanece constante.

$$\Delta T = \text{constante} \rightarrow \Delta U = 0 \rightarrow \Delta Q = \Delta W$$

Ejemplo 1:

¿Cuál es el incremento en la energía interna de un sistema si se le suministran 600 cal de calor y se le aplica un trabajo de 450 joules?

Solución:

Fórmula / Despeje	Sustitución	Resultado	Datos
$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$	$\Delta U = 2\,520\,J - (-450\,J)$	$\Delta U = 2\,970\,J$	$\Delta Q = 2\,520\,J$ $\Delta W = -450\,J$ $\Delta U = ?$
$\Delta U = \Delta Q - \Delta W$	$\Delta U = 2\,520\,J + 450\,J$		

El trabajo realizado por el sistema ΔW es negativo porque se aplica el trabajo sobre él.

El incremento en la energía del sistema es en joules, debido a que las unidades del trabajo realizado por el sistema son J , así que el calor suministrado por el sistema ΔQ , se debe de transformar de calorías a joules multiplicando:

$$600\,cal * 4.2 \frac{J}{cal}$$

Resolviendo la conversión anterior, se eliminan las unidades de cal , debido a que $\frac{cal}{cal} = 1$, por lo tanto, las unidades del calor suministrado por el sistema son J .

Ejemplo 2:

Un sistema realiza un trabajo de 1 500 cal para incrementar su energía interna en 2.000 cal. ¿Cuánto calor en joules se le suministró?

Solución:

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultado
$\Delta W = 1\,500\text{ cal}$ $\Delta U = 2\,000\text{ cal}$ $\Delta Q = ?$	$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$	$\Delta Q = 2\,000\text{ cal} + 1\,500\text{ cal}$ $\Delta Q = 3\,500\text{ cal}$ $\Delta Q = 3\,500\text{ cal} * \frac{4.2\text{ J}}{1\text{ cal}}$	$\Delta Q = 14\,700\text{ J}$

El calor suministrado al sistema ΔQ en el sistema se resuelve con la fórmula:

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$$

Una vez que se obtuvo el calor suministrado al sistema ΔQ , ahora hay que convertirlo en joules, ya que así se pide el ejercicio, entonces el ΔQ se tiene que transformar de calorías a joules multiplicando:

$$3\,500\text{ cal} * 4.2 \frac{\text{J}}{\text{cal}}$$

Resolviendo la conversión anterior, se eliminan las unidades de *cal*, debido a que $\frac{\text{cal}}{\text{cal}} = 1$, por lo tanto, las unidades del calor suministrado por el sistema son *J*.

B. Segunda ley:

Es imposible construir una máquina térmica que transforma en su totalidad el calor en energía y viceversa.

La eficiencia de una máquina térmica es la relación entre el trabajo mecánico producido y el calor suministrado.

Fórmula
$e = \frac{T}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$

Donde:	
$T = \text{trabajo mecánico [cal, joules]}$	$Q_1 = \text{calor suministrado [cal, joules]}$
$T_1 = \text{trabajo de entrada [cal, joules]}$	$Q_2 = \text{calor obtenido [cal, joules]}$
$T_2 = \text{trabajo de salida [cal, joules]}$	$e = \text{eficiencia [%]}$

Ejemplo:

¿Cuál es la eficiencia de una máquina térmica a la cual se le suministran 8.000 cal para obtener 25 200 joules de calor de salida?

Solución:

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultado
$Q_1 = 8\,000\text{ cal}$ $Q_2 = 6\,000\text{ cal}$ $e = \text{¿?}$	$e = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}$	$e = \frac{8\,000\text{ cal} - 6\,000\text{ cal}}{8\,000\text{ cal}}$ $e = \frac{2\,000\text{ cal}}{8\,000\text{ cal}} = 0.25 * 100$	$e = 25\%$

El calor obtenido de salida $Q_2 = 25\,200\text{ J}$, pero como las unidades del calor suministrado Q_1 son *cal*, se debe de transformar el calor obtenido de salida que sus unidades son *J* a *cal* mediante la siguiente operación:

$$Q_2 = 25\,200\text{ J} * \frac{1\text{ cal}}{4.2\text{ J}}$$

Resolviendo la conversión anterior, se eliminan las unidades de *J*, debido a que $\frac{J}{J} = 1$, por lo tanto, las unidades del calor obtenido de salida son *cal*.

La eficiencia *e* se mide en porcentaje, así que el resultado de la fórmula $e = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}$, se multiplica por 100.

4.2 Teoría cinética de los gases

Las moléculas de un gas están muy separadas y se mueven en línea recta hasta encontrarse con otras y colisionar con ellas o con las paredes del recipiente que las contiene.

4.2.1 Estructura de la materia

- La materia está conformada por protones, electrones y neutrones, partículas que forman átomos.
- Los átomos son las partículas más pequeñas de la materia.
- Los elementos son las sustancias que contienen átomos de una misma clase.

- Los compuestos son las sustancias que están formadas por átomos de distintas clases.

En la naturaleza, la materia se presenta en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso.

A. Propiedades generales de la materia

Son las que poseen todos los cuerpos, por ejemplo: la masa, el peso, el volumen, la porosidad, la impenetrabilidad, la elasticidad, la divisibilidad, etcétera. Se definirán algunas:

- Porosidad: Espacio vacío que existe entre las partículas de un cuerpo.
- Impenetrabilidad: Propiedad de la materia que establece que dos cuerpos no pueden ocupar simultáneamente un mismo espacio.
- Elasticidad: Propiedad de los cuerpos para recuperar su forma original después de que las fuerzas que los deforman dejan de actuar.
- Divisibilidad: Indica que la materia puede ser dividida en partículas.

B. Propiedades específicas de la materia:

Son las que permiten identificar a unas sustancias de otras, ya que tienen propiedades diferentes a las demás, por ejemplo: la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, etcétera. Se definen algunas.

- Densidad: Es la masa por unidad de volumen de un cuerpo.

Fórmula
$p = \frac{m}{V}$

Donde:
$m = \text{masa [kg, g, slugs]}$
$V = \text{volumen [m}^3, \text{cm}^3, \text{ft}^3]$
$p = \text{densidad } \left[\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}, \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}, \frac{\text{slugs}}{\text{ft}^3} \right]$

- Punto de fusión: Es la temperatura a la cual los cuerpos cambian de un estado líquido a un estado gaseoso o vapor.
- Punto de ebullición: Es la temperatura a la cual los cuerpos cambian de un estado sólido a un estado líquido.

Ejemplo 1:

Un cuerpo de 850 kg ocupa un volumen de 0.25 m³. ¿Cuál es su densidad?

Solución:

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultado
$m = 850 \text{ kg}$ $V = 0.25 \text{ m}^3$ $p = ?$	$p = \frac{m}{V}$	$p = \frac{850 \text{ kg}}{0.25 \text{ m}^3}$	$p = 3\,400 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$

Al obtener la densidad p , se mantienen en el resultado las unidades $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$

Ejemplo 2:

La densidad del agua es de 1 000 kg/m³ ¿qué volumen ocupan 300 kg de agua?

Solución:

Datos	Fórmula /Despeje	Sustitución	Resultado
$p = 1\,000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ $m = 300 \text{ kg}$ $V = ?$	$p = \frac{m}{V}$ $V = \frac{m}{p}$	$V = \frac{300 \text{ kg}}{1\,000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}}$	$V = 0.3 \text{ m}^3$

Para obtener las unidades del volumen V se tiene que aplicar la siguiente operación:

$$\frac{\text{kg}}{\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}}$$

Resolviendo la fracción anterior, se eliminan las unidades kg , debido a que $\frac{\text{kg}}{\text{kg}} = 1$, por lo tanto, las unidades del volumen son m^3 .

4.2.2 Temperatura según la teoría cinética

La temperatura de una sustancia es la medida de las energías cinéticas promedio de sus moléculas.

4.2.3 Ecuación de estado de los gases ideales

Los gases ideales: Son los que tienen un número pequeño de moléculas, así que su densidad es baja y la fuerza de cohesión entre las moléculas es casi nula. Satisfacen la ecuación general de los gases.

- Ley del gas ideal

Un gas ideal es aquel que está formado por partículas que no se atraen entre ellas y donde los choques entre átomos o moléculas son perfectamente elásticos, se caracteriza por tener las tres variables del estado: la presión absoluta P , el volumen V y la temperatura absoluta T :

Fórmula
$P * V = n * R * T$

Donde:	
$P = \text{presión absoluta [Pa, atm]}$	$V = \text{volumen [m}^3, \text{cm}^3]$
$n = \text{moles de gas [mol]}$	$R = \text{constante}$
$T = \text{temperatura [K]}$	

- Ley general del estado gaseoso

Para una masa de gas dada, siempre será verdadera la relación:

Fórmula
$\frac{P*V}{T} = C \text{ o } \frac{P_1*V_1}{T_1} = \frac{P_2*V_2}{T_2}$

Donde:		
$V = \text{volumen [m}^3, \text{cm}^3]$	$V_1 = \text{volumen inicial [m}^3, \text{cm}^3]$	$V_2 = \text{volumen final [m}^3, \text{cm}^3]$
$P = \text{presión [Pa, atm, mm de Hg]}$	$P_1 = \text{presión inicial [Pa, atm, mm de Hg]}$	$P_2 = \text{presión final [Pa, atm, mm de Hg]}$
$T = \text{temperatura [K]}$	$T_1 = \text{temperatura inicial [K]}$	$T_2 = \text{temperatura final [K]}$
$C = \text{constante}$		

** Nota: La Temperatura T siempre se maneja en grados Kelvin K **

- Ley de Boyle:

Para una masa de gas dada a una temperatura constante, el volumen del gas varía de manera inversamente proporcional a la presión absoluta que recibe:

$$T = \text{Constante} \rightarrow P * V = C \text{ o } P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

- Ley Charles:

Para una masa de gas dada a presión constante, el volumen del gas varía de la manera directamente proporcional a su temperatura absoluta:

$$P = \text{Constante} \rightarrow \frac{V}{T} = C \text{ o } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Ley de Gay-Lussac:

Para una masa de gas dada a un volumen constante, la presión absoluta del gas varía de manera directamente proporcional a su temperatura absoluta:

$$V = \text{Constante} \rightarrow \frac{P}{T} = C \text{ o } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ejemplo 1:

Se tiene un gas a una presión constante de 800 mm de Hg, el gas ocupa un volumen de 50 cm³ a una temperatura de 40°C. ¿Qué volumen ocupará el gas a una temperatura de 0°C?

Solución:

Datos	Fórmula / Despeje	Sustitución	Resultado
$V_1 = 50 \text{ cm}^3$ $T_1 = 313 \text{ K}$ $T_2 = 273 \text{ K}$ $V_2 = ?$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ $V_2 = \frac{V_1 * T_2}{T_1}$	$V_2 = \frac{(50 \text{ cm}^3)(273 \text{ K})}{313 \text{ K}}$	$V_2 = 43.61 \text{ cm}^3$

La temperatura inicial T_1 y la temperatura final T_2 , sus unidades son grados Celsius °C y las unidades con las que se mide la temperatura son los grados Kelvin K , por lo tanto, hay que transformar los grados Celsius en grados Kelvin de la siguiente manera:

$$K = ^\circ C + 273$$

Resolviendo la conversión anterior las unidades de las temperaturas cambian a:

$$T_1 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

$$T_2 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

Para obtener las unidades del volumen final V_2 , se tiene que aplicar la siguiente operación:

$$\frac{\text{cm}^3 \cdot \text{K}}{\text{K}}$$

Resolviendo la fracción anterior, se eliminan las unidades K , debido a que $\frac{K}{K} = 1$, por lo tanto, las unidades del volumen son cm^3 .

Ejemplo 2:

Un gas se encuentra a una temperatura constante de 30°C , bajo una presión de 750 mm de Hg y ocupa un volumen de 60 cm^3 , ¿cuál será la nueva presión para que el gas ocupe un volumen de 40 cm^3 ?

Solución:

Datos	Fórmula / Despeje	Sustitución	Resultado
$P_1 = 750 \text{ mm de Hg}$ $V_1 = 60 \text{ cm}^3$ $V_2 = 40 \text{ cm}^3$ $P_2 = \text{¿?}$	$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$ $P_2 = \frac{P_1 * V_1}{V_2}$	$P_2 = \frac{(750 \text{ mm de Hg})(60 \text{ cm}^3)}{40 \text{ cm}^3}$	$P_2 = 1125 \text{ mm de Hg}$

Para obtener las unidades de la presión final o nueva P_2 , se tiene que aplicar la siguiente operación:

$$\frac{\text{mm de Hg} \cdot \text{cm}^3}{\text{cm}^3}$$

Resolviendo la fracción anterior, se eliminan las unidades cm^3 , debido a que $\frac{\text{cm}^3}{\text{cm}^3} = 1$, por lo tanto, las unidades de la presión final o nueva son mm de Hg .

Ejemplo 3:

Una masa de 800 g se encuentra en las siguientes condiciones: temperatura de 35°C , 75 atm de presión y un volumen de 60 cm^3 . Si la

temperatura se incrementa a 50°C y el volumen a 80 cm³, ¿cuál es la nueva presión del gas?

Solución:

Datos	Fórmula / Despeje	Sustitución	Resultado
$P_1 = 75 \text{ atm}$ $V_1 = 60 \text{ cm}^3$ $V_2 = 80 \text{ cm}^3$ $T_1 = 308 \text{ K}$ $T_2 = 323 \text{ K}$ $P_2 = ?$	$\frac{P_1 * V_1}{T_1} = \frac{P_2 * V_2}{T_2}$ $P_2 = \frac{P_1 * V_1 * T_2}{T_1 * V_2}$	$P_2 = \frac{(75 \text{ atm})(60 \text{ cm}^3)(323 \text{ K})}{(308 \text{ K})(80 \text{ cm}^3)}$	$P_2 = 58.98 \text{ atm}$

La temperatura inicial T_1 y la temperatura final T_2 , sus unidades son grados Celsius °C y las unidades con las que se mide la temperatura son los grados Kelvin K , por lo tanto, hay que transformar los grados Celsius en grados Kelvin de la siguiente manera:

$$K = ^\circ C + 273$$

Resolviendo la conversión anterior las unidades de las temperaturas cambian a:

$$T_1 = 35^\circ C + 273 = 308 \text{ K}$$

$$T_2 = 50^\circ C + 273 = 273 \text{ K}$$

Para obtener las unidades de la presión final o nueva P_2 , se tiene que aplicar la siguiente operación:

$$\frac{\text{atm} * \text{cm}^3 * K}{K * \text{cm}^3}$$

Resolviendo la fracción anterior, se eliminan las unidades cm^3 y K , debido a que $\frac{\text{cm}^3}{\text{cm}^3} = 1$ y $\frac{K}{K} = 1$, por lo tanto, las unidades de la presión final o nueva son atm .