

gases, deberán convertirse las demás escalas de temperatura a la escala absoluta: $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$.

Datos:	Peso	Volumen	Temperatura	Presión
Inicial	K	3.80 lts	$35^{\circ}\text{C} = 308^{\circ}\text{K}$	K
Final	K	$V_2 = ?$	$5^{\circ}\text{C} = 278^{\circ}\text{K}$	K

Aquí la temperatura disminuye por lo que el volumen disminuye proporcionalmente, que es lo que vamos a comprobar en la resolución del problema.

Solución:

a) Convertir las T_1 y T_2 a $^{\circ}\text{K}$

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

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

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

$T_1 = 308^{\circ}\text{K}$
 $T_2 = 5^{\circ}\text{C} = 273$

Sustituyendo los datos: $V_2 = \frac{(3.80 \text{ lts}) (278^{\circ}\text{K})}{308^{\circ}\text{K}}$

$T_2 = 278^{\circ}\text{K}$

$V_2 = 3.43 \text{ lts}$

Ejemplo 2: Una muestra de gas ocupa un volumen de 10 lts a una temperatura de 77°C . Si se reduce a la mitad el volumen inicial, ¿Cuál será la temperatura de la muestra del gas?

Datos:	Peso	Volumen	Temperatura	Presión
Inicial	K	10 lts	$77^{\circ}\text{C} = 350^{\circ}\text{K}$	K
Final	K	5 lts	$T_2 = ?$	K

Solución del Problema.

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

a) Convertir 77°C que es la T_1 a $^{\circ}\text{K}$

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

$T_1 = ^{\circ}\text{C} + 273$
 $T_1 = 77 + 273$

Sustituyendo los datos: $T_2 = \frac{(5 \text{ lts}) (350^{\circ}\text{K})}{10 \text{ lts}}$

$T_1 = 350^{\circ}\text{K}$

$T_2 = 175^{\circ}\text{K}$

Análisis:

Aquí la temperatura final es menor que la inicial por lo que podemos afirmar que al disminuir el volumen de un gas que presenta presión constante - también disminuye su temperatura proporcionalmente.

LEY DE GAY-LUSSAC

Los científicos Gay-Lussac encontraron que si el volumen permanecía constante, había una relación entre la presión y la temperatura.

Si las moléculas de un gas al someterles un cambio en la temperatura, se moverán más rápidamente y ejercerán una mayor presión sobre las paredes del recipiente, si la temperatura disminuye la presión ejercida por las moléculas sobre las paredes será menor.

La Ley de Gay-Lussac establece si la masa y el volumen de un gas permanece constante la presión es directamente proporcional a la temperatura (la presión aumenta, al incrementarse la temperatura, y si la temperatura disminuye la presión es menor).

Inicial	Final
$P_1 \propto T_1$	$P_2 \propto T_2$
$P_1 = K_1 T_1$	$P_2 = K_2 T_2$
Despejando K_1	Despejando K_2

$K_1 = \frac{P_1}{T_1}$ $K_2 = \frac{P_2}{T_2}$

Se igualan ambas ecuaciones

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

Se despeja

$P_1 T_2 = P_2 T_1$

Ejemplo 1: Un balón de acero lleno de oxígeno soporta una presión de 135 atm a una temperatura de 20°C . Supóngase que se calienta el balón a 85°C por haberle colocado junto a un radiador de calefacción. ¿Calcular la presión en el interior del cilindro a esta temperatura más elevada?

Análisis:

Como el gas ha sido colocado en una bombona de acero cabe suponer que su masa no va a variar y que el volumen tampoco variará casi nada. Las dos variables son la presión y la temperatura.

Datos:	Peso	Volumen	Presión	Temperatura
Inicial	K	K	135 atm	$20^{\circ}\text{C} = 293^{\circ}\text{K}$
Final	K	K	$P_2 = ?$	$85^{\circ}\text{C} = 358^{\circ}\text{K}$

De acuerdo a los datos del problema la temperatura aumenta; las moléculas del gas se mueven, por tanto con mayor rapidez dentro del cilindro, chocando entre sí y contra las paredes con mayor fuerza y frecuencia. Por lo tanto la presión aumenta.

Solución del Problema: a) Convertir los °C a °K (escala absoluta)
 $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

Fórmula: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ $T_1 = 20^{\circ}\text{C} + 273$ $T_2 = 85^{\circ}\text{C} + 273$

Despejando: $P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$ $T_1 = 293^{\circ}\text{K}$ $T_2 = 358^{\circ}\text{K}$

Sustituyendo los datos: $P_2 = \frac{(135 \text{ atm})(358^{\circ}\text{K})}{293^{\circ}\text{K}}$

$P_2 = 165 \text{ atm}$

Ejemplo 2: Un gas confinado a una temperatura de 22°C y una presión de 750 mm de Hg se calienta a volumen constante hasta que su presión llega a 800 mm de Hg. Encontrar la temperatura final del gas.

Análisis:

Aquí el problema nos dice que el gas se calienta a volumen constante donde podemos suponer que también es constante su masa (peso).

Datos:	Peso	Volumen	Presión	Temperatura
Inicial	K	K	750 mm Hg	22°C = 295 °K
Final	K	K	800 mm Hg	T ₂ = ?

De acuerdo a los datos del problema la presión del gas aumenta por lo que la temperatura también va a aumentar.

Solución del Problema: a) Convertir de °C a °K
 $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

Fórmula: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ $T_1 = 22^{\circ}\text{C} + 273$

Despejando: $T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$ $T_1 = 295^{\circ}\text{K}$

Sustituyendo los datos: $T_2 = \frac{(800 \text{ mm-Hg})(295^{\circ}\text{K})}{750 \text{ mm-Hg}}$

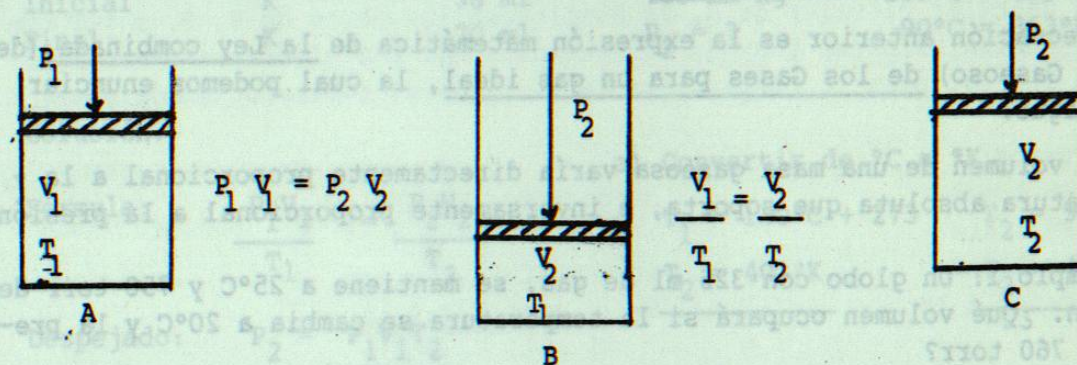
$T_2 = 315^{\circ}\text{K}$

LEY COMBINADA DEL ESTADO GASEOSO

En los puntos anteriores se ha estudiado los gases observando la variación que experimentan cuando permanece constante la temperatura, o la presión o el volumen.

A continuación veremos el caso en que teniendo un gas en condiciones iniciales de volumen, presión y temperatura para un estado final donde varían los valores iniciales o sin que permanezca constante ninguno de dichos valores.

Para este tipo de problemas se hace uso de las leyes de Boyle y Charles, las cuales se enlazarán de acuerdo al siguiente ejemplo:



En el recipiente A se tiene un gas a una presión P₁, ocupando un volumen V₁ y a una temperatura T₁, en seguida se cambian las condiciones, se comprime lentamente hasta alcanzar el volumen que llamaremos V₂ el cual queda a una presión P₂, y la temperatura T permanece constante ya que se comprimió lentamente, lo cual queda representado en el recipiente B. Hasta aquí el sistema, estará regido por la Ley de Boyle:

$P_1 V_1 = P_2 V_2$ $T = \text{cte}$

Si a continuación se aplica calor al recipiente B, se pasará el estado final representado en el recipiente C en el cual la presión permanece constante debido al calor suministrado, la temperatura T₁ pasa a T₂ y el volumen V₁ pasará a V₂. En este caso al pasar el gas las condiciones de B a C estará regido por la Ley de Charles:

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ $P = \text{cte}$

Lo que se hizo fue pasar el gas de un estado inicial A con un estado semi final B y posteriormente al estado final C.

Las fórmulas en el sistema total son:

De: A a B De: B a C
 $P_1 V_1 = P_2 V_2$ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

En estas ecuaciones se tiene que el V_1 intermedio es igual, por lo tanto despegándola se tiene;

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

Iguando los segundos miembros:

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

Arreglando los literales se tiene:

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

La ecuación anterior es la expresión matemática de la Ley combinada (del Estado Gaseoso) de los Gases para un gas ideal, la cual podemos enunciar - como sigue:

"El volumen de una masa gaseosa varía directamente proporcional a la - - temperatura absoluta que soporta, e inversamente proporcional a la presión".

Ejemplo 1: Un globo con 325 ml de gas, se mantiene a 25°C y 750 torr de presión. ¿Qué volumen ocupará si la temperatura se cambia a 20°C y la presión a 760 torr?

Análisis:

De acuerdo a los datos del problema, suponemos que la masa o peso del gas permanece constante.

Datos:	Peso	Volumen	Presión	Temperatura
Inicial	K	325 ml	750 torr	25°C=298°K
Final	K	$V_2 = ?$	760 torr	20°C=293°K

Como solo podemos emplear temperaturas absolutas (°K) en los cálculos relacionados con las leyes de los gases, deberán pasarse las demás escalas de temperatura a la escala absoluta mediante la fórmula: °K = °C + 273.

Solución del Problema:

a) Convertir °C a °K

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 \quad T_2 = 20^\circ\text{C} + 273$$

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

$$T_1 = 298^\circ\text{K} \quad T_2 = 293^\circ\text{K}$$

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

Sustituyendo los datos:
$$V_2 = \frac{(750 \text{ torr}) (325 \text{ ml}) (293^\circ\text{K})}{(298^\circ\text{K}) (760 \text{ torr})}$$

$$V_2 = 315 \text{ ml}$$

Ejemplo 2: Un gas ocupa un volumen de 38 ml a 130°C y a presión normal, ¿A qué presión el gas ocupará un volumen de 70 ml a una temperatura de 90°C?

Análisis:

En este problema se menciona que el gas presenta una presión normal; y - como ya estudiamos que las condiciones normales de presión un gas presenta una presión de 760 mm de Hg.

Aquí no se menciona la variable de la masa o peso del gas por lo que se supone que es constante.

Datos:	Peso	Volumen	Presión	Temperatura
Inicial	K	38 ml	760 mm Hg	130°C = 403°K
Final	K	70 ml	$P_2 = ?$	90°C = 363°K

Solución:

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

a) Convertir de °C a °K
 $T_1 = 130^\circ\text{C} + 273 \quad T_2 = 90^\circ\text{C} + 273$
 $T_1 = 403^\circ\text{K} \quad T_2 = 363^\circ\text{K}$

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

Sustituyendo los valores:
$$P_2 = \frac{(760 \text{ mm Hg}) (38 \text{ ml}) (363^\circ\text{K})}{(403^\circ\text{K}) (70 \text{ ml})}$$

$$P_2 = 371.62 \text{ mm de Hg}$$

ECUACION QUE REPRESENTA LA LEY DE LOS GASES IDEALES
O ECUACION DE ESTADO DE UN GAS PERFECTO.

Para llegar a la Ecuación que representa la ley de los gases necesitamos el siguiente concepto:

Ley de Avogadro; Establece que volúmenes iguales de todos los gases bajo las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas. Por lo tanto 1 litro (ó cualquier otra unidad de volumen) de oxígeno contiene el mismo número de moléculas que 1 lt de hidrógeno o cualquier otro gas siempre y cuando los volúmenes se midan en las mismas condiciones.

A partir de las leyes de Boyle, Charles y Avogadro, sabemos que el volumen de un gas depende de tres factores: la presión P, la temperatura absoluta y el número de moléculas o el número de moles (n). De esta forma

Ley de Boyle $V \propto \frac{1}{P}$ (T y n constantes)

Ley de Charles $V \propto T$ (P y n constantes)

Ley de Avogadro $V \propto n$ (T y P constantes)

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$V = \frac{\text{constante} \times nT}{P}$$

La constante en esta ecuación recibe el nombre de constante universal de los gases debido a que se aplica a todos los gases, y se representa como una R.

$$V = \frac{R n T}{P}$$

Para calcular el valor de R, se sustituyen los datos de V, P, n y T con los siguientes valores, tomando en consideración que el volumen esta expresado en litros, para la temperatura Kelvin y para la presión atmósferas.

Datos:

n = 1 mol

P = 1 atm

T = 273°K

V = 22.4 lt

Despejando $R = \frac{PV}{nT}$

al sustituir
 $R = \frac{(1 \text{ atm})(22.4 \text{ lt})}{(1 \text{ mol})(273^\circ\text{K})}$

$$R = .0821 \frac{\text{lt-atm}}{\text{mol-}^\circ\text{K}}$$

También la R se expresa en ml quedando

$$R = 82.1 \frac{\text{ml-atm}}{\text{mol-}^\circ\text{K}}$$

La ley de los gases perfectos, nos es muy útil porque indica la relación que existe entre la presión, el volumen, la temperatura y el número de moles asociados a una muestra de gas.

Ley del gas Ideal

$$VP = RnT$$

El número de moles se puede sustituir por medio de la ecuación quedando:

$$\text{mol} = \frac{\text{masa}}{\text{peso-molecular}}$$

$$n = \frac{M}{P.M.}$$

$$VP = \left(\frac{\text{masa}}{P.M.} \right) RT$$

Ejemplo 1: Una masa de 64 gramos de oxígeno a una temperatura de 127°C - ejerce una presión de 8atm. Calcular el volumen que ocupa el gas.

Datos: M = 64 gr = moles?

T = 127°C = °K?

P = 8 atm

R = 0.0821 $\frac{\text{atm lt}}{\text{mol}^\circ\text{K}}$

V = ?

Análisis:

Aquí nos dan el valor de la masa, por lo que debemos calcular el número de moles (n), buscando el peso molecular del O₂ que es 32gr/mol

Fórmula:

$$n = \frac{M}{P.M.}$$

$$P.M. = P.A \times \#at$$

$$P.M. = (16gr) (2)$$

$$PM = 32gr \text{ O}_2$$

Sustituyendo $n = \frac{64gr}{32gr/mol} = 2$

$$n = 2 \text{ mol}$$

Ahora debemos convertir los grados centígrados a grados Kelvin ya que es la escala absoluta de temperatura.

Fórmula: °K = °C + 273

Sustituyendo: °K = 127°C + 273

$$^\circ\text{K} = 400$$

Para determinar el volumen que ocupa el gas, utilizamos la ecuación de un gas ideal.

Fórmula: $PV = R n T$

Despejando: $V = \frac{RnT}{P}$

Sustituyendo: $V = \frac{(0.0821 \frac{\text{atm lts}}{\text{mol}^\circ\text{K}}) (2 \text{ mol}) (400^\circ\text{K})}{8 \text{ atm}}$

$$V = 8.2 \text{ lts}$$

Ejemplo 2: ¿Cuántos moles de oxígeno contiene un recipiente de 500 ml que se encuentra a 13°C y a 600 mm de Hg?

Datos:

P = 600 mm de Hg = atm = ?

V = 500 ml = lts = ?

n = ? moles

R = 0.0821 $\frac{\text{lts-atm}}{\text{mol}^\circ\text{K}}$

T = 13°C = °K = ?

Fórmula:

$$PV = n R T$$

donde

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