

LEY DE CHARLES

El físico francés Jacques Charles, al hacer estudios sobre el comportamiento de los gases manteniendo la presión constante, observó que el volumen de los gases sufría variaciones al variar la temperatura. De sus observaciones concluyó la siguiente Ley:

"a presión constante el volumen de un gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta"

De ésta ley se infiere, que al aumentar la temperatura las moléculas adquieren mayor energía cinética, por lo que tienden a ocupar mayor volumen, en cambio, si disminuye la temperatura, las moléculas tendrán menor energía cinética y por lo tanto ocupan menor volumen.

Ecuación matemática de la Ley de Charles.

La ley nos indica que el volumen varía directamente proporcional a la temperatura,

$$V \propto T$$

introduciendo una constante de proporcionalidad, nos da

$$V = K'T$$

la cual podemos considerar para volumen inicial y si se tiene un cambio de volumen, permaneciendo constante la presión, se podría escribir

$$V' = K'T'$$

Como

$$K' = \frac{V}{T}$$

sustituyendo el valor de K' en la ecuación anterior de:

$$V_1 = \frac{V}{T} T_1$$

la cual reacomodando nos da.

$$\frac{V}{T} = \frac{V_1}{T_1}$$

PROBLEMAS

- 1.- Un gas ocupa un volumen de 250 ml a la temperatura de -57°C . ¿Qué volumen ocupará dicho gas a temperatura normal, si la presión permanece constante.?

DATOS	FORMULA	SUSTITUCION	RESULTADO
$V = 250 \text{ ml}$	$\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'}$	$V_1 = \frac{250 \text{ ml} \times 273^\circ\text{K}}{330^\circ\text{K}}$	$V_1 = 206.8 \text{ ml}$
$T = 57^\circ\text{C} = 330^\circ\text{K}$			
$V' =$			
$T' = 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$			

- 2.- Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 1.63 lts. a una temperatura de -10°C ¿Qué volumen ocupará el gas a una temperatura de 150°C a presión constante?

$V = 1.63 \text{ lts}$	$\frac{V}{T} = \frac{V_1}{T_1}$	$V_1 = \frac{1.63 \text{ lts} \times 423^\circ\text{K}}{263^\circ\text{K}}$	$V_1 = 2.621 \text{ lts.}$
$T = -10^\circ\text{C} = 263^\circ\text{K}$			
$V_1 =$			
$T = 150^\circ\text{C} = 423^\circ\text{K}$			

LEY DE GAY LUSSAC

En 1802 Gay Lussac realizó estudios sobre los gases en cuanto a la variación de la presión al variar la temperatura, permaneciendo el volumen constante; de sus experimentos con-cluyó la siguiente ley:

"A volumen constante, la presión de un gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta dicho gas".

Esta ley nos da a entender que al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas, lo que en consecuencia hace que aumente el número de choques entre ellas y el recipiente, dando como resultado un aumento de presión.

De la ley enunciada se puede establecer la siguiente relación:

$$P \propto T \quad v = \text{cte}$$

Introduciendo el factor de proporcionalidad k' , podemos escribir para un estado inicial.

$$P = K' T$$

$$K' = \frac{P}{T}$$

Si varía la temperatura, variará la presión, y se tendría un estado final el cual podríamos escribir como:

$$P_1 = K' T_1$$

$$K' = \frac{P_1}{T_1}$$

Como el valor de K' es el mismo para ambos estados, podemos escribir:

$$\frac{P}{T} = \frac{P_1}{T_1}$$

Esta ecuación es la expresión matemática de la Ley de Gay-Lussac.

Problemas:

- 1.- Un gas se encuentra a una presión de 2 atm y a la temperatura de 27°C , ¿Cuál será la presión del gas a la temperatura de 127°C si el volumen permanece constante?

DATOS

$$V = \text{cte}$$

$$P = 2 \text{ atm}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300^\circ\text{K}$$

$$P_1 =$$

$$T_1 = 127^\circ\text{C} = 400^\circ\text{K}$$

SUSTITUCION

$$P_1 = \frac{2 \text{ atm} \times 400^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K}}$$

FORMULA

$$\frac{P}{T} = \frac{P_1}{T_1}$$

$$P_1 = \frac{P T_1}{T}$$

RESULTADO

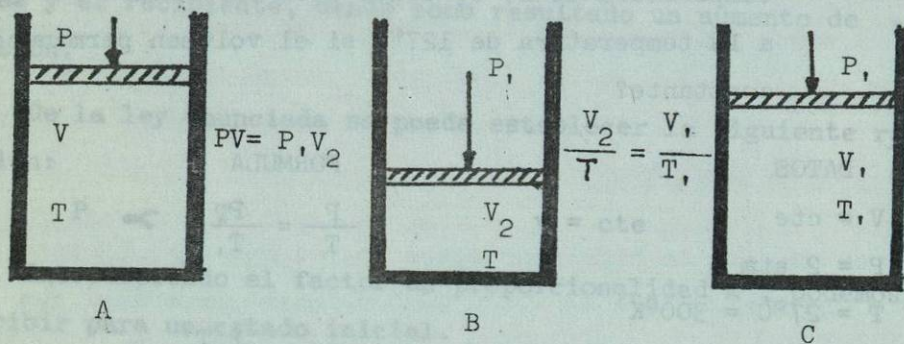
$$P_1 = 2.66 \text{ atm}$$

LEY GENERAL 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 problema se hace uso de las leyes de Boyle y Charles, las cuales se enlazarán de acuerdo al siguiente ejemplo ilustrativo.



En el recipiente A se tiene un gas a una presión P , ocupando un volumen V y a una temperatura T , en seguida se cambian las condiciones, se comprime lentamente hasta alcanzar el volumen que llamaremos V_2 el cual queda a una presión P_1 , y la temperatura T permanece constante ya que se comprimió lentamente, lo cual queda representado en recipiente B. Hasta aquí el sistema estará regido por la Ley de Boyle.

$$P V = P_1 V_2 \quad T = \text{cte}$$

Si a continuación se aplica calor al recipiente B, se pasará al estado final representado en el recipiente C en el cual la presión permanecerá constante debido al calor suministrado, la temperatura t pasa a T' y el volumen V_2 pasará a V_1 . En este caso al pasar el gas de las condiciones de B a C estará regido por la Ley de Charles.

$$\frac{V_2}{T} = \frac{V_1}{T'}$$

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

Las fórmulas en el sistema total son:

de A a B	de B a C
$P V = P_1 V_2$	$\frac{V_2}{T} = \frac{V_1}{T'}$

En estas ecuaciones se tiene que el V_2 intermedio es igual, por lo tanto despegándola se tiene:

$$V_2 = \frac{P V}{P_1} \quad V_2 = \frac{V_1 T}{T'}$$

Igualando dos segundos miembros:

$$\frac{P V}{P_1} = \frac{V_1 T}{T'}$$

Arreglando los literales se tiene:

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_1 V_1}{T'}$$

Condiciones finales

Que es la ecuación de la Ley General del Estado Gaseoso, 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".

Problemas:

- 1.- 600 ml de oxígeno fueron mediados a la presión de 730 mm de Hg y a la temperatura de 23°C, ¿Cuál será el volumen del oxígeno en condiciones normales?

DATOS

$$P = 730 \text{ mm de Hg}$$

$$V = 600 \text{ ml}$$

$$T = 23^\circ\text{C} = 296 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$P' = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$V_1 =$$

$$T_1 = 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$$

FORMULA

$$\frac{P V}{T} = \frac{P' V_1}{T_1}$$

$$V_1 = \frac{P V T_1}{T P'}$$

SUSTITUCION

$$V_1 = \frac{730 \text{ mm de Hg} \times 600 \text{ ml} \times 273^\circ\text{K}}{296^\circ\text{K} \times 760 \text{ mm de Hg}}$$

RESULTADO

$$V_1 = 531.53 \text{ ml}$$

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

DATOS

$$P = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$V = 38 \text{ ml}$$

$$T = 130^\circ\text{C} = 403^\circ\text{K}$$

$$P_1 =$$

$$V_1 = 70 \text{ ml}$$

$$T_1 = 90^\circ\text{C} = 363^\circ\text{K}$$

FORMULA

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$$P_1 = \frac{P V T_1}{T V_1}$$

SUSTITUCION

$$P_1 = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 38 \text{ ml} \times 363^\circ\text{K}}{403^\circ\text{K} \times 70 \text{ ml}}$$

RESULTADO

$$P_1 = 371.62 \text{ mm de Hg}$$

Ecuación del estado de un gas perfecto o de los gases ideales.

Esta ecuación que es el resultado de la combinación de las variables de las leyes de Boyle y Charles con el número de moles, queda de la siguiente manera.

$$P V = n R T$$

donde n es el número de moles del gas y R es una constante cuyo valor se determina de acuerdo a condiciones normales

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

Presión = 1 atm, Vol = 22414 lt (Volumen de 1 mol), T = 273°K

n = 1 mol.

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22414 \text{ lt}}{1 \text{ mol} \times 273^\circ\text{K}}$$

$$R = 0.08205 \text{ lts atm/mol} - ^\circ\text{K}$$

PROBLEMAS

1.- ¿Qué presión ejercerán 0.4 moles de hidrógeno en un recipiente de 8 litros a una temperatura de 24°K

DATOS

P =

V = 8 litros

n = 0.4 moles

R = 0.0821 lts-atm/mol-°K

T = 24°K = 297°K

FORMULA

$$P V = n R T$$

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

SUSTITUCION

$$P = \frac{0.4 \text{ moles} \times 0.0821 \text{ lts-atm/mol-}^\circ\text{K} \times 297^\circ\text{K}}{8 \text{ lts}}$$

RESULTADO

$$P = 1.21 \text{ atm}$$

2.- ¿Cuántos moles de oxígeno contiene un recipiente de 500 ml que se encuentra a 13°K y a 600 mm de Hg?

DATOS

P = 600 mm de Hg = 0.789 atm

V = 500 ml = 0.5 l

n =

R = 0.0821 lts -atm/mol-°K

T = 13°K = 286°K

FORMULA

$$P V = n R T$$

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

SUSTITUCION

RESULTADO

$$n = \frac{0.789 \text{ atm} \times 0.5 \text{ lts}}{0.0821 \text{ lts-atm/mol-}^\circ\text{K} \times 286^\circ\text{K}}$$

$$n = 0.016 \text{ moles}$$

LEY DE PRESIONES PARCIALES DE DALTON

Dalton, al experimentar con la presión en la mezcla de gases, determinó que la presión total de la mezcla de varios gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases que forman la mezcla.

$$P_T = P_a + P_b + P_c + \dots P_n$$

donde P_T = presión total, y P_a , P_b y P_c es la presión de cada uno de los gases en la mezcla.

Las presiones parciales se pueden determinar pro medio de la ecuación de los gases iguales;

$$P_a V = n_a R T$$

$$P_b V = n_b R T$$

$$P_c V = n_c R T \dots \text{etc}$$

PROBLEMA

1.- Un cilindro de 12 litros contiene 20 g de nitrógeno y 60 g de hidrógeno. ¿Cuál será la presión total en el cilindro si la temperatura es de 25°C?

a) Primero obtener el número de moles de nitrógeno y de hidrógeno.

$$n_{N_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{20g}{28g/mol}$$

$$n_{N_2} = 0.71 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{60g}{2g/mol} = 30 \text{ mol}$$

44

b) Calcular las presiones de N_2 y H_2

$$P_{N_2} = \frac{n R T}{V}$$

$$P_{N_2} = \frac{0.71 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm-lts/mol-K} \times 298K}{12 \text{ lts}}$$

$$P_{N_2} = 1.447 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{30 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm-lts/mol-K} \times 298K}{12 \text{ lts}}$$

$$P_{H_2} = 61.16 \text{ atm}$$

c) Calcular la presión total con las presiones parciales obtenidas.

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2}$$

$$P_T = 1.447 \text{ atm} + 61.16 \text{ atm}$$

$$P_T = 62.61 \text{ atm}$$

45