**Ley de charles**

La ley de charles nos explica como los gases tienden a expandirse cuando se calientan**.**

“Al *someter cierta masa de gas a presión constante y la temperatura en aumento, el volumen aumentara y el disminuir la temperatura, el volumen también disminuirá.”*

=

Si la presión es constante entonces la ley general en estado gaseoso tendrá el siguiente cambio: ¡Muy Importante! (la temperatura en °K (273))

=

**Ejercicio 1**

1.- se tiene un gas a una presión constante de 560 mm de Hg, el gas ocupa un volumen de 23 cm3 a una temperatura que está en 69°°C. ¿Qué volumen ocupara el gas a una temperatura de 13°C?

Volumen disminuye

Presión constante = 560 mm

V1= 23 cm3

T1= 69°C + 273 = 342°K

T2= 13°C + 273 = 286°K

V2= ¿? P= cte

**Ejercicio 2**

El volumen de una muestra de oxígeno en 2.5 litros a 50°C ¿Qué volumen ocupara el gas a 25°C, si la presión permanece constante?

V1= 2.5 Litros

Volumen disminuye.

T1= 50°C + 273 = 323°K

V2= ¿?

T2= 25°C + 273 = 298°K

P= cte

**Ejercicio 3**

El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 ml a la temperatura de 293,15° K calcule el volumen del gas si la temperatura asciende a 363,15°K y la presión se mantiene constante.

V1= 200 ml

Volumen aumenta si la temperatura aumenta

Ti= 293,15°K

V2= ¿?

T2= 363,15°K

P= cte

**Ejercicio 4**

Una masa de oxigeno ocupa 200 ml a 100°C determine su volumen a 0°C si la presión se mantiene constante.

V1= 200ml

Volumen disminuye si la temperatura disminuye

T1= 100°C + 273 = 373°K

V2= ¿?

T2= 0°C + 273°K = 273°K

P= cte

**Ejercicio 5**

Una cantidad fija de gas a 296,15 K ocupa un volumen de 10,3 Litros, determine la temperatura final del gas si alcanza un volumen de 23,00 L a presión constante.

V1= 10.3 L

Temperatura aumenta

T1= 296.15°K

T2= ¿?

V2= 23.00 L

P= cte

Ley de Boyle

1.- Una muestra de oxígeno ocupa 4.2 litros a 760 mm de Hg. ¿Cuál será el volumen del oxígeno a 415 mm de Hg, si la temperatura permanece constante?

Solución: Lo primero que vamos analizar para la resolución del problema, son nuestros datos, saber que tenemos y que nos hace falta.

V1= 4.2 litros

P1= 760 mm de Hg.

P2= 415 mm de Hg.

V2= ?

Por lo que podemos observar el problema nos pide el volumen final es decir P2= , vamos a utilizar la fórmula de Boyle-Mariotte e iniciaremos a despejar la variable que necesitamos para poder iniciar a resolver el problema.

P1P2=V1V2

Despejando >> V2 𝑉2=P1V1P2

Sustituyendo nuestros datos. 𝑉2=(760𝑚𝑚𝐻𝑔)(4.21)415𝑚𝑚𝐻𝑔=3192415= 7.69

Por lo que nuestro volumen final es de 7.69 litros.

Con esto podemos concluir que mientras la presión bajó el volumen aumentó.

2.-Un gas ocupa 1.5 litros a una presión de 2.5 atm. Si la temperatura permanece constante, ¿Cuál es la presión en mm de Hg, si se pasa a un recipiente de 3 litros?

Solución: Al igual que el problema anterior lo que necesitamos es conocer nuestros datos, sin los datos no podemos hacer absolutamente nada, ahora hagamos de nuevo un listado de nuestros datos.

V1= 1.5 litros

P1= 2.5 atm.

P2= ?

V2= 3 l

Observamos que lo que nos falta es la presión final, por lo que vamos a despejar P2 de la fórmula.

P1V1=P2V2

Despejando >> P2 𝑃2=P1V1V2

Sustituyendo nuestros datos.

P2=(2.5 𝑎𝑡𝑚)(1.5)3=3.753 atm=1.25 atm

Tenemos que 1.25 atm. Es la presión final de lo que nos pide nuestro problema, sin embargo el mismo problema dice que tenemos que convertir las unidades de presión, en este caso atmósferas a mm de Hg para ello haremos una regla de tres.

Si 1 atm equivale a 760 mm de Hg, 1.25 atm ¿a cuántos mm de Hg equivaldría?

1 atm ———– 760 mm de Hg

1.25 atm ———— x mm de Hg

X= (760mmHg) (1.25 atm) / 1 atm = 950mm de Hg

Por lo que 950 mm de Hg es la presión final obtenida en un recipiente de 3 litros.

3.- Un gas ocupa un volumen de 200 centímetros cúbicos a una presión de 700mmHg. ¿Cuál será su volumen si la presión recibida aumenta a 900mmHg?

V1= 200cm3

P1=760 mmHg

V2= ?

P2= 900 mmHg

V2= (760) (200) / 900

V2= 168.88𝑐𝑚3

4.- Determinar el volumen que ocupara un gas a una presión de 700mmHg si a una presión de 500mmHg su volumen es igual a 2000𝑐𝑚3

V1= 2000cm3

V2=?

P1=500 mmHg

P2= 700 mmHg

V2= (700) (2000) / 500

V2= 2800cm3

5.- Un tanque a presión de 5 atmósferas contiene 100 m3 de un gas. Calcular el volumen que ocuparía en un tanque a presión ambiente de 1 atmósfera si la temperatura permanece constante.

V1= 100m3

P1= 5atm

V2=?

P2= 1

V2= (5 atm) (100m3) / 1 atm = 500m3

**Ley de los Gases Ideales:**

Los gases ideales poseen las siguientes propiedades:

• Las moléculas del gas se mueven a grandes velocidades de forma lineal pero desordenada

• La velocidad de las moléculas del gas es proporcional a su temperatura absoluta

• Las moléculas del gas ejercen presión sostenida sobre las paredes del recipiente que lo contiene

• Los choques entre las moléculas del gas son elásticas por lo que no pierden energía cinética

• La atracción / repulsión entre las moléculas del gas es despreciable

Para estos gases ideales se cumple la siguiente ley:

P • V = n • R • T

Donde P es la presión (en atmósferas), V el volumen (en litros), n son los moles del gas, Rla constante universal de los gases ideales (0,0821 l•atm•K-1•mol-1) y T la temperatura absoluta (en grados Kelvin).

Ejercicio 1: calcular el volumen de 6,4 moles de un gas a 210ºC sometido a 3 atmósferas de presión. Solución:

o Estamos relacionando moles de gas, presión, temperatura y volumen por lo que debemos emplear la ecuación P • V = n • R • T

o Pasamos la temperatura a Kelvin: 210ºC = (210 + 273) ºK = 483ºK

o V = n • R • T / P = 6,4 moles • 0,0821 •483ºK / 3 atm. = 84,56 litros

Ejercicio 2: calcular el número de moles de un gas que tiene un volumen de 350 ml a 2,3 atmósferas de presión y 100ºC.Solución:

o Estamos relacionando moles de gas, presión, temperatura y volumen por lo que debemos emplear la ecuación P • V = n • R • T

o Pasamos la temperatura a Kelvin: 100ºC = (100+ 273) ºK = 373ºK

o n = (P • V) / (R • T) = (2,3 atm. • 0,35 l.) / (0,0821 • 373ºK) = 0,0263 moles

Ejemplo 3: calcular el número de moles de un gas que ocupa un volumen de 0,125 litros a 1,15 atmósferas de presión y una temperatura de 323,15 K.

P.V = n.R.T -> n = (PV) / (RT)

n = (1,15 atm . 0,125L) / (0,082 L.atm/mol.K . 323,15 K) = 0,0054 mol

Ejemplo 4: Buscar la presión de 8,8 g de CO2 a 27 0C en un recipiente con volumen 1230 cm3. (C = 12, O = 16)

Solución: En primer lugar, encontrar la masa molar de CO2;

CO2=12+2.16=44

Entonces, nos encontramos con moles de CO2;

n = 8,8 / 44 = 0,2 moles

Convertir la temperatura de 0 ° C a K y el volumen de cm3 a litro;

T=27+273=300 K

V=1230 cm3=1,23 litros

Ahora, usamos la ley del gas ideal para encontrar la cantidad desconocida.

P.V=n.R.T

P.1,23=0,2.0,08206.300

P=4 atm

Ejemplo 5: Calcula la presión parcial del gas A, si se mezclan 2 moles de A, 3 moles de B y 5 moles de C generando una presión total de 3 atmosferas.

En este caso hay que determinar la fracción molar de A.

XA = moles de A/ moles totales

XA = 2moles/10 moles = 1/5

PA = PT . XA = 3 atm . 1/5 = 0.6 atm.

Si queremos saber las presiones parciales de los demás gases hacemos el mismo procedimiento

**LEY DE GAY LUSSAC.**

1. Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mmHg cuando la temperatura es de 29815 K. Determine la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 47315 K, si el volumen se mantiene constante. Como el volumen y la cantidad de materia se mantienen constantes en el proceso, podemos aplicar la Ley de Gay-Lussac:

P1 = P2

T1 T2

P2=P1 X T2 P2=790 mmHg x 47315 K = 12537mmHg

T1 29815 K

2. Se calienta aire en un cilindro de acero de volumen constante cuya temperatura y presión iniciales son 20°C y 3 atmósferas respectivamente. Determine la temperatura final del cilindro si la presión aumenta hasta 9 atmósferas.

T2= 9atm x 20°C = 60°C

3 atm

3. Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 640 mm Hg cuando la temperatura es de 25ºC. Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200ºC. Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Gay-Lussac:

640 mm Hg X 200ºC = 5120 mmHg

25ºC

4. Un cuerpo se mantiene confinado en un recipiente de paredes rígidas que tal forma que experimenta un cambio de temperatura de 20°k a 50°k, si la presión inicial es de 40 pascales, calcula la presión final.

40 X 80 = 160 pascales

20

5. En un recipiente se logra reducir la presión de25 a 10 pascales. Si la temperatura de referencia es de 150°k, determina la temperatura final.

10 X 25 = 1.66666667°k 150

5 problemas de gases

1.- Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm3 a una presión de 750 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm. si la temperatura no cambia?

Como la temperatura y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Boyle : P1.V1 = P2.V2  
 Tenemos que decidir qué unidad de presión vamos a utilizar. Por ejemplo atmósferas.   
Como 1 atm = 760 mm Hg, sustituyendo en la ecuación de Boyle:

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resuelto001.jpg

2.- El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm3 a la temperatura de 20ºC. Calcula el volumen a 90ºC si la presión permanece constante.

Como la presión y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Charles y Gay-Lussac:

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resueltos002.jpg

El volumen lo podemos expresar en cm3 y, el que calculemos, vendrá expresado igualmente en cm3, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resueltos00a.jpg

3.- Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mm Hg cuando la temperatura es de 25ºC. Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200ºC.

Como el volumen y la masa  permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de   Gay-Lussac:

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resueltos003.jpg

La presión la podemos expresar en mm Hg y, la que calculemos, vendrá expresada igualmente en mm Hg, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resueltos003a.jpg

4.- Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm3 y contiene 34 g de amoníaco. Si manteniendo constante la P y la T, se introducen 68 g de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente?  
Ar (N)=14. Ar (H)=1.

Manteniendo constante la P y la T, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas. El mol de amoníaco, NH3, son 17 g luego:  
 Inicialmente  hay en el recipiente 34 g de gas que serán 2 moles y al final hay 102 g de amoníaco que serán 6 moles.

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resueltos004.jpg

5.- Un gas ocupa un volumen de 2 l en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 50ºC?

Como partimos de un estado inicial de presión, volumen y temperatura, para llegar a un estado final en el que queremos conocer el volumen, podemos utilizar la ley combinada de los gases ideales, pues la masa permanece constante:

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resueltos005.jpg

la temperatura obligatoriamente debe ponerse en K

http://apuntescientificos.org/imagenes_fq/problemas/resueltos%20gases/resueltos005a.jpg

Como se observa al aumentar la presión el volumen ha disminuido, pero no de forma proporcional, como predijo Boyle; esto se debe a la variación de la temperatura.