

Instituto tecnológico de estudios superiores de la región carbonífera Dr. Rogelio Montemayor seguy

Ley general de los gases

Química

Maestra: Martha Eugenia Ortiz Guerra

Integrantes del equipo:

Brayan Herrera Salazar

Christopher Estrada Gutierrez

Jenifer Yazmin Castro Cena

Luz Nayeli Ponce Treviño

Angela Viridiana Cuellar Alcala

**Problemas de ley general de los gases:**

* Calcular la temperatura de una determinada cantidad de gas que pasa de 1,5 atmósferas a 3 atmósferas de presión y de un volumen de 2 litros a 1,0 litros si la temperatura inicial es 288,15K.

Usamos la fórmula (P1. V1) /T1 = (P2. V2) /T2

Nos interesa calcular la temperatura, por lo que despejamos T2

(P2. V2). T1 / (P1. V1) = T2

P2 = 3 atm

V2 = 2L

T1 = 288,15K

P1 = 1,5 atm

V1 = 1,0L

por lo tanto: (3.2).288,15 / 1,5. 1 = 1152,6 K (1152,6 – 273,13 = 879,47 ºC)

T2 = 879,47 ºC

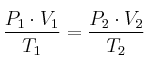
Podemos verificar si el resultado es correcto.

(P1. V1) /T1 = (1,5. 1) / 288,15 = 0,00520562207

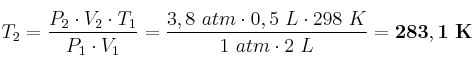
(P2. V2) /T2 = (3. 2) / 1152,6 = 0,00520562207

Los dos resultados son iguales, como dice la ecuación (P1.V1)/T1 = (P2.V2)/T2 por lo tanto, el resultado es correcto.

* Calcula la temperatura final de un gas encerrado en un volumen de 2 L, a 25 ºC y 1 atm, si reducimos su volumen hasta los 0,5 L y su presión aumenta hasta 3,8 atm.

Empleamos la ecuación de estado de los gases:  

Despejando el valor de : 



* Un gas ocupa un volumen de 300 ml a 35°C y 760 mm de Hg. Se comprime dentro de un recipiente de 100 ml de capacidad a una presión de 1.5 atm. ¿Cuál es la temperatura final del gas en °C?

**Solución:**Para este caso, haremos lo mismo que en el primer ejercicio, y es que es mejor empezar a analizar nuestros datos para así poder entrarle al problema, así que iniciemos.

 = 1 atm

 = 300 ml

 = 35° + 273 = 308 K

 = 1.5 atm

 = 100 ml

 = ?

Ahora proseguimos a usar nuestra formula de la ley general del estado gaseoso



Despejando la variable 



Sustituimos nuestros datos



nos pide el valor de la temperatura final pero expresada en grados celcius -> °C





Por lo que la temperatura final, disminuye drásticamente a una cantidad mínima, lo que sería una escala muy pero muy baja.

* 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:



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



* 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:

la temperatura obligatoriamente debe ponerse en K



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 temperaturaboyle

**Problemas con la 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.

\displaystyle {{V}_{1}}= 4.2 litros

\displaystyle {{P}_{1}}= 760 mm de Hg.

\displaystyle {{P}_{2}}= 415 mm de Hg.

\displaystyle {{V}_{2}}= ?

Por lo que podemos observar el problema nos pide el volumen final es decir \displaystyle {{P}_{2}}= , vamos a utilizar la fórmula de Boyle-Mariotte e iniciaremos a despejar la variable que necesitamos para poder iniciar a resolver el problema.

\displaystyle {{P}_{1}}{{V}_{1}}={{P}_{2}}{{V}_{2}}

Despejando >> \displaystyle {{V}_{2}}

\displaystyle {{V}_{2}}=\frac{{{P}_{1}}{{V}_{1}}}{{{P}_{2}}}

Sustituyendo nuestros datos.

\displaystyle {{V}_{2}}=\frac{(760mmHg)(4.2l)}{415mmHg}=\frac{3192}{415}l=7.69l

Por lo que nuestro volumen final es de \displaystyle 7.69 litros.

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

No es difícil analizar dichos problemas, veamos otro ejemplo.

 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.

\displaystyle {{V}_{1}}= 1.5 litros

\displaystyle {{P}_{1}}= 2.5 atm.

\displaystyle {{P}_{2}}= ?

\displaystyle {{V}_{2}}= 3 l

Observamos que lo que nos falta es la presión final, por lo que vamos a despejar \displaystyle {{P}_{2}} de la fórmula.

\displaystyle {{P}_{1}}{{V}_{1}}={{P}_{2}}{{V}_{2}}

Despejando >> \displaystyle {{P}_{2}}

\displaystyle {{P}_{2}}=\frac{{{P}_{1}}{{V}_{1}}}{{{V}_{2}}}

Sustituyendo nuestros datos.

\displaystyle {{P}_{2}}=\frac{(2.5atm)(1.5l)}{3l}=\frac{3.75}{3}atm=1.25atm

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

\displaystyle x=\frac{(760mmdeHg)(1.25atm)}{1atm}=950mmdeHg

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

¿Aún no quedó claro?

Aquí te dejo un vídeo explicativo de como lo he hecho con otro ejemplo similar a los anteriores.

3.Calcular el volumen que ocupará un gas, que está ocupando un volumen de 3.75 litros, a una presión de 2 at si se le aplica una presión de 3.5 at.

V1 = 3.75 l  
P1 = 2 at  
V2 = ?  
P2 = 3.5 at  
Como V1P1= V2P2= k

Calculamos la constante del sistema:

V1P1= k = (3.75)(2) = 7.5

Despejamos V2:

V2 = k/P2= 7.5/3.5 = 2.143 litros

**4.**. Calcular la presión que se aplica a un gas, si está ocupando un volumen de 2.25 litros, si a una presión de 1.75 at tiene un volumen de 3.25 litros.

V1 = 3.25 l  
P1 = 1.75 at  
V2 = 2.25 l  
P2 = ?

Calculamos la constante del sistema:

V1P1= k = (3.25)(1.75) = 5.6875

Despejamos P2:

P2 = k/V2= 5.6875/2.25 = 2.53 at

**5**. Calcular la presión original de un gas, si al aplicarle una presión de 4.5 at, ocupa un volumen de 1.4 litros, y su volumen original era de 2.2 litros.

V1 = 2.2 l  
P1 = ?  
V2 = 1.4 l  
P2 = 4.5 at

Calculamos la constante del sistema:

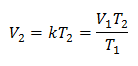
V2P2= k = (1.4)(4.5) = 6.3

Despejamos P2:

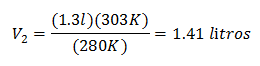
**Problemas con ley de charless**

* Calcular el nuevo volumen, si en un recipiente se encuentra una masa de gas que ocupa un volumen de 1.3 litros, a una temperatura de 280 K. Calcular el volumen al alcanzar una temperatura de 303 K.

V1 = 1.3 l.  
T1 = 280 K  
V2 = ?  
T2 = 303 K



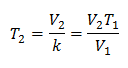
Sustituyendo valores:



El nuevo volumen a 303 K es de 1.41 litros

* Si tenemos un gas que a 10 grados centígrados ocupa 2.4 litros, calcular la temperatura final, si al terminar ocupa 2.15 litros.

V1 = 2.4 l  
T1 = 10 °C = 283 K  
V2 = 2.15 l  
T2 = ?



Sustituyendo valores:



La nueva temperatura es de 253 K, que es igual a -20° C.

* Una determinada cantidad de neón ocupa 0,3 litros a 200ºC. Calcular el volumen que ocuparía a 0ºC si la presión se mantiene constante.

**Solución**:

* Como se mantiene la presión constante podemos aplicar la Ley de Charles
* Debemos utilizar temperaturas absolutas (en grados Kelvin), por lo tanto:
* **T1**= 200 + 273 = 473ºK
* **T2**= 0 + 273 = 273ºK
* Aplicamos la Ley de Charles despejando la incógnita (**V2**):

**V1**/**T1**= **V2**/**T2**→ **V2**= (**T2**/**T1**) · **V1**= (273ºK / 473ºK) · 0,3 litros = 0,17 litros

* **V2**= **0,17 litros de neón**
* Una determinada cantidad de oxígeno ocupa 2,5 litros a 50ºC. Calcular la temperatura (en grados centígrados) a la que ocupará 1 litro si la presión permanece constante.  
    
  **Solución**:
* Como se mantiene la presión constante podemos aplicar la Ley de Charles
* Debemos utilizar temperaturas absolutas (en grados Kelvin), por lo tanto:
* **T1**= 50 + 273 = 323ºK
* Aplicamos la Ley de Charles despejando la incógnita (**T2**):

**V1**/**T1**= **V2**/**T2**→ **T2**= (**V2**/**V1**) · **T1**= (1 / 2,5) · 323ºK = 129ºK

**T2**= **129ºK → lo transformamos a grados centígrados: T2**= 129 - 273 =**-144ºC**

* Si se tienen 0,2 litros de un gas a 30 °C y 1 atm de presión ¿Qué temperatura debería alcanzar para que aumente a 0,3 litros?

Los datos son:

V1 = 0,2L

T1 = 30 °C = 303,15 K (que se obtiene sumando 30 + 273,15)

P1 = P2 = 1 atm

V2 = o,3L

T2 = ?

T1 . V2 / V1 = T2

(303,15 K . 0.3L) / 0,2L = T2 = 454,7 K = (454,7 – 273,15) = 181,55°

**5. ejemplos aplicados de la ley de Gay-Lussac:**

1. Un recipiente contiene un volumen de gas que se encuentra a una presión de 1.2 at, a una temperatura ambiente de 22°C a las 10 de la mañana. Calcular la presión que tendrá el gas cuando al medio día la temperatura suba a 28 °C

P1 = 1.2 at

T1 = 22°C

P2 = ?

T2 = 28°C

Primero calculamos la constante de ese gas:

P1/T1 = P2/T2 = k

1.2 / 22 = 0.0545

Ahora despejamos el valor de P2:

P2 = T2\*k = (28)(0.0545) = 1.526 at

Por lo que a medio día, la presión será de 1.526 atmósferas.

2. Un recipiente contiene un volumen de gas que se encuentra a una presión de 25 g/cm2, a una temperatura ambiente de 24°C. Calcular la presión que tendrá el gas al disminuir su temperatura 18°C.

P1 = 25 g/cm2

T1 = 24°C

P2 = ?

T2 = (24-18) = 6°C

Primero calculamos la constante de ese gas:

P1/T1 = P2/T2 = k

25 / 24 = 1.0416

Ahora despejamos el valor de P2:

P2 = T2\*k = (6)(1.0416) = 6.25 g/cm2

Al reducir la temperatura 18°C, la temperatura final será de 6°C y la presión será de 6.25 g/cm2.

3. Calcular la temperatura inicial de un volumen de gas, si sabemos que su presión inicial era de 3.5 at, y al alcanzar 67°C su presión es de 16.75 at.

P1 = 3.5 at

T1 = ?

P2 = 16.75 at

T2 = 67°C

Primero calculamos la constante de ese gas:

P1/T1 = P2/T2 = k

16.75 / 67 = 0.25

Ahora despejamos el valor de T1:

T1 = P1/k = (3.5)/(0.25) = 14°C

La temperatura inicial era de 14°C.

4.A volumen constante un gas ejerce una presión de 880 mmHg a 20º C ¿Qué temperatura habrá si la presión aumenta en 15 %?

Analicemos los datos:

Tenemos presión P 1 = 880 mmHg

Tenemos presión P 2 = 880 mmHg más el 15 % = 880 +132= 1.012 mmHg

Tenemos temperatura T 1 = 20º C

Lo primero que debemos hacer es uniformar las unidades de medida.

Recuerda que la temperatura (T) debe estar en grados Kelvin, y que la presión (P) puede estar solo en atm o solo en mmHg en una misma ecuación.

P 1 = 880 mmHg, lo dejamos igual

P 2 = 1.012 mmHg lo dejamos igual

T 1 = 20º C le sumamos 273 para dejarlos en 293º Kelvin (recuerda que 0º C es igual a 273º K) (Nota: En realidad son 273,15, pero para facilitar los cálculos prescindiremos de los decimales).

En este problema estamos relacionando presión (P) con temperatura (T) a volumen (V) constante, por lo tanto aplicamos la fórmula que nos brinda la Ley de Gay-Lussac (presión y temperatura son directamente proporcionales).

Reemplazamos con los valores conocidos

Desarrollamos la ecuación:

Primero multiplicamos en forma cruzada, dejando a la izquierda el miembro con la incógnita, para luego despejar P 2 :

Respuesta:

Si aumentamos la presión en 15 % el gas quedará a una temperatura de 336,95º K, los cuales equivalen a 63,95º C. (336,95 − 273 = 63,95º C).

5. Cuando un gas a 85º C y 760 mmHg, a volumen constante en un cilindro, se comprime, su temperatura disminuye dos tercios (2/3) ¿Qué presión ejercerá el gas?

Solución

Analicemos los datos:

Tenemos presión P 1 = 760 mmHg

Tenemos temperatura T 1 = 85º C

Tenemos temperatura T 2 = 85º C menos 2/3 = 85 − 56,66 = 28,34º C

Lo primero que debemos hacer es uniformar las unidades de medida.

Recuerda que la temperatura (T) debe estar en grados Kelvin, y que la presión (P) puede estar solo en atm o solo en mmHg en una misma ecuación.

P 1 = 760 mmHg, lo dejamos igual

T 1 = 85º C le sumamos 273 para quedar en 358º K (recuerda que 0º C es igual a 273º K) (Nota: En realidad son 273,15, pero para facilitar los cálculos prescindiremos de los decimales).

T 2 = 28,34º C le sumamos 273 para quedar en 301,34º K

En este problema estamos relacionando presión (P) con temperatura (T) a volumen (V) constante, por lo tanto aplicamos la fórmula que nos brinda la Ley de Gay-Lussac (presión y temperatura son directamente proporcionales).

Reemplazamos con los valores conocidos

Desarrollamos la ecuación:

Primero multiplicamos en forma cruzada, dejando a la izquierda el miembro con la incógnita, para luego despejar P 2 :

Respuesta

La presión baja hasta los 639,72 mmHg, equivalentes 0,84 atmósfera (1 atm = 760 mmHg)

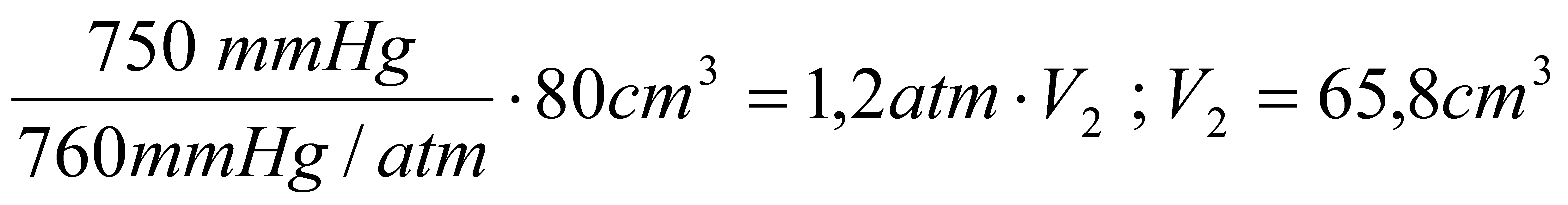
**Ley de los gases ideales.**

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.

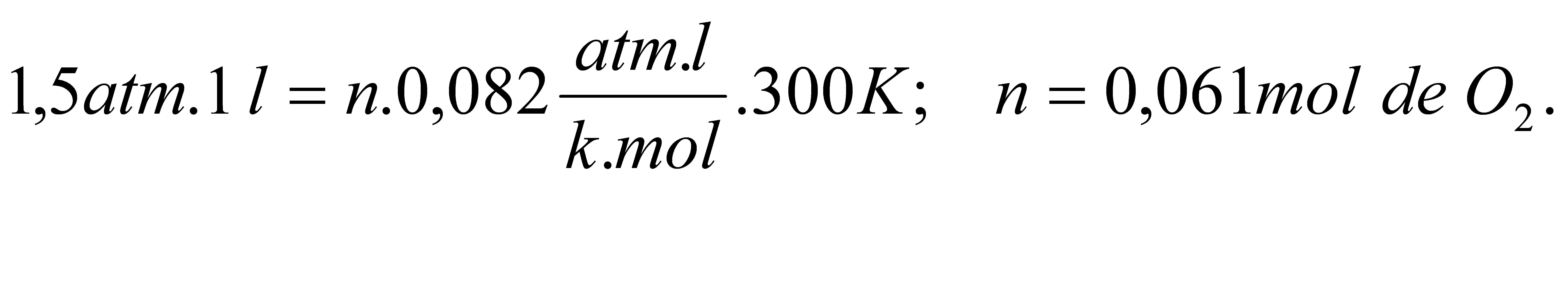
Como 1 atm = 760 mm Hg, sustituyendo en la ecuación de Boyle:

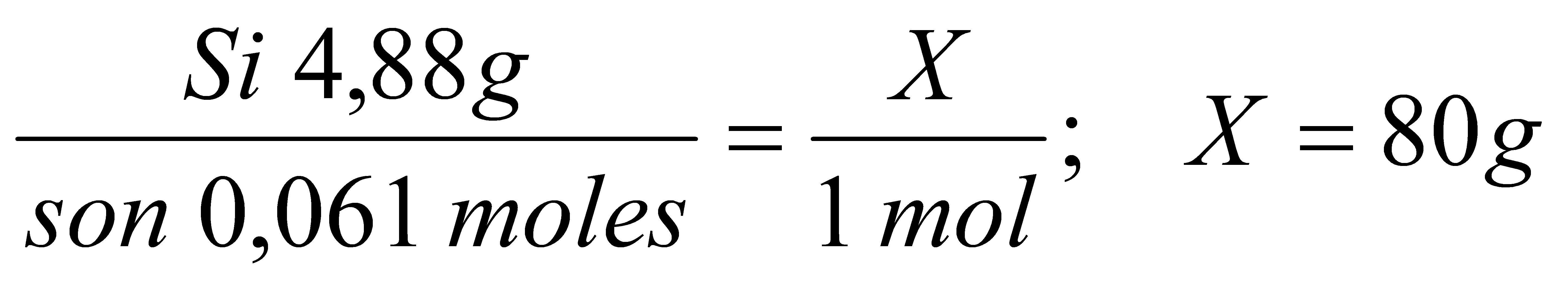
 Se puede resolver igualmente con mm de Hg.

2.- Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es SO2 o SO3. Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 l y observamos que la presión que ejercen a 27ºC es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?

P. a.(S)=32.P. a.(O)=16.

Aplicando la ecuación general de los gases PV= nRT podemos calcular los moles correspondientes a esos 4,88 gramos de gas:



La masa molar del gas será:

Como la M(SO2)=64 g/mol y la M(SO3)=80g/mol. El gas es el SO3

3.- Un recipiente de 4,0 L contiene 7,0 gramos de un gas a 1,2 atm de presión y 303 K de temperatura. Determina la masa molar del gas.

Para poder determinar la masa molar del gas, es necesario saber la cantidad de moles, a través de la ecuación de los gases ideales.

**𝐏 ∙ 𝐕 = 𝐧 ∙ 𝐑 ∙ T**

1,2atm ∙ 4,0L = n ∙ 0,082 (atm L/mol K) ∙ 303K

n = 1,2atm ∙ 4,0L / 0,082 atm L/mol K ∙ 303K

n = 0,19 moles

Usando la fórmula de moles, reemplazando la masa del gas y los moles anteriormente calculado, se obtiene la masa molar del gas.

𝐧 = 𝐦𝐚𝐬𝐚/ MM

4.-Un recipiente de 10 litros contiene gas a 0°C y una precisión de 4 atm ¿Cuántos moles de gas hay en el recipiente? ¿Cuántas moléculas?

PV= MRT M= PV

RT

M= 4.10 = 1,79 moles

0,082.273

N= M.NA = 1,79. 6,022.10 = 1,08.10 moléculas

5.-Suponga que 0,176 moles de un gas ideal ocupa un volumen de 8,64 litros a una precisión de 0,432 atm. ¿Cuál sería su temperatura a grados celcius?

P V = n R T

n=0,176 moles v=8,64L p=0,432atm

T= P.V = (0,432atm)(8,47L)

n.R (0,176mol)(0,082 L.atm)

mol.k

T= 258k T= 258-273 T= -15°C