

CAPITULO 8. PROPIEDADES TERMICAS DE LOS GASES

Esta sección está dedicada al estudio de las propiedades térmicas de los gases tomando como modelo lo que se conoce como “gas ideal”. Su modelo es bastante sencillo que nos permite tener resultados muy cercanos a la realidad. También mencionaremos un modelo más avanzado como es el de “Gas de Van der Waals” en el cual el gas ideal se acerca para temperaturas altas y presiones bajas. Finalmente Se verá el modelo de la “Teoría Cinética “lo que nos permitirá relacionar la propiedades macroscópicas de los gases con sus propiedades microscópica, relacionándolo posteriormente con la Termodinámica.

GAS IDEAL. DESCRIPCION MACROSCOPICA

Es un modelo de gas real en el cual se asume las siguientes simplificaciones:

- Es un conjunto de partículas en movimiento aleatorio
- Cada partícula representa un átomo o una molécula.
- No hay interacción entre las partículas
- Las partículas tienen volumen cero

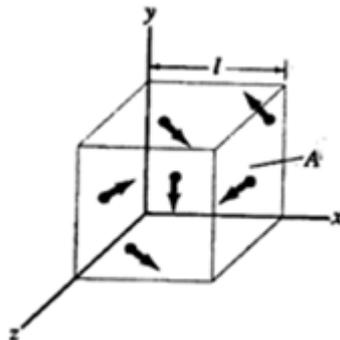


Fig.8.1 Gas ideal modelo de un gas real.

8.1 Parámetros Macroscópicos del Gas ideal

Son cantidades físicas medibles que identifican el estado de un gas. Ej.: La presión (p), el Volumen (V), y la Temperatura (T).

Cantidad de un gas

Hay varias formas de cuantificar la cantidad de un gas

Numero de partículas de un gas (N). El gas por ser un conjunto de partículas, se puede asignar un número que las cuantifique.

Masa de un gas (m). Las partículas tienen cierta masa por tanto el gas es la suma de las masas de las partículas que la conforman.

Mol (n). Es la cantidad de un gas que se refiere un número de partículas igual a $N = N^a = 6,023 \times 10^{23}$ partículas y a esta cantidad se le llama número de Avogadro y cuya masa es la masa atómica o molecular de un gas.

Número de Avogadro (N^a) = $6,023 \times 10^{23}$ partículas / mol

Relación entre número de partículas (N), masa de un gas (m) y número de moles (n)

Si se tiene n moles de un gas ideal.

Número de partículas: $N = nN^a$ (8.1)

Masa (m) = nM (8.2)

EJEMPLO 8.1

Calcular el número de moles y el número de partículas (moléculas) en 90,0 g de agua

Solución.

Número de moles (n). De la ec. (8.2)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{90,0g}{18,0g/mol} = 5,00 \text{ moles}$$

Número de moléculas del agua (N). De la ec.(8.1)

$$N = nN^a = 5,00 \text{ moles} \times 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 30,1 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O$$

8.2 Ecuación de Estado del Gas Ideal.

Los parámetros macroscópicos de un gas ideal como la presión (p), Volumen y temperatura (T) que identifican su estado no son independientes sino están relacionados entre sí.

Algunos experimentos de laboratorio nos muestran esta interdependencia.

8.2.1 EXPERIMENTO DE GAY LUSSAC

Manteniendo el volumen constante se encuentra que al cambiar la temperatura de un gas ideal, la presión cambia proporcionalmente a la temperatura. En la Fig. 8.2 se muestra la proporcionalidad entre la presión y la temperatura, siendo el volumen un parámetro ($V_1 < V_2 < V_3$)

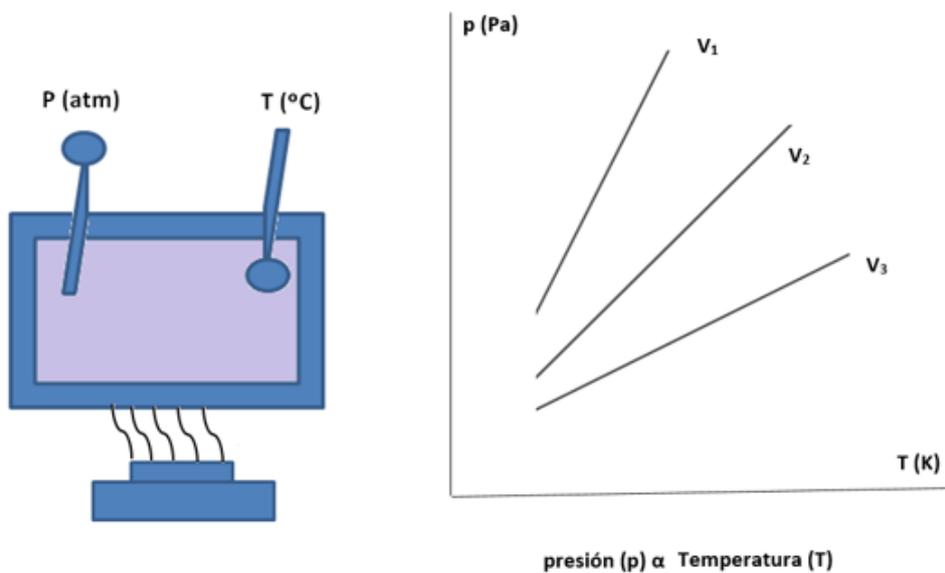


Fig. 8.2. Experimento de Gay Lussac y diagrama pT de una isovolumétrica

8.2.2 EXPERIMENTO DE BOYLE

Manteniendo la temperatura constante se encuentra que al cambiar el volumen de un gas a través de un embolo, la presión cambia proporcionalmente. En la Fig. 8.3 se muestra la proporcionalidad entre la presión (p) y la inversa del volumen ($1/V$), siendo la temperatura un parámetro ($T_1 > T_2 > T_3$)

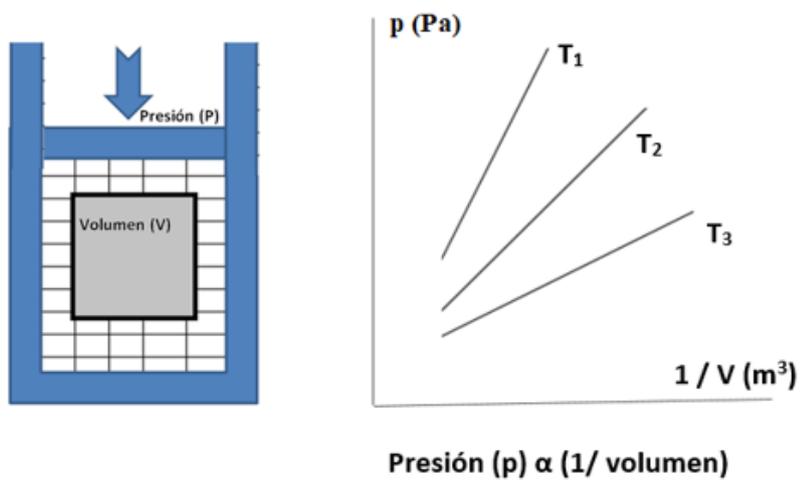


Fig. 8.3. Experimento de Boyle y diagrama pV de una isoterma

8.2.3 EXPERIMENTO DE CHARLES

Manteniendo la presión constante utilizando un émbolo libre, se encuentra que al cambiar la temperatura, cambia el volumen del gas en forma proporcional a la temperatura. En la Fig. 8.4 se muestra la proporcionalidad entre el volumen (V) con la temperatura (T) siendo la presión un parámetro; ($p_1 < p_2 < p_3$).

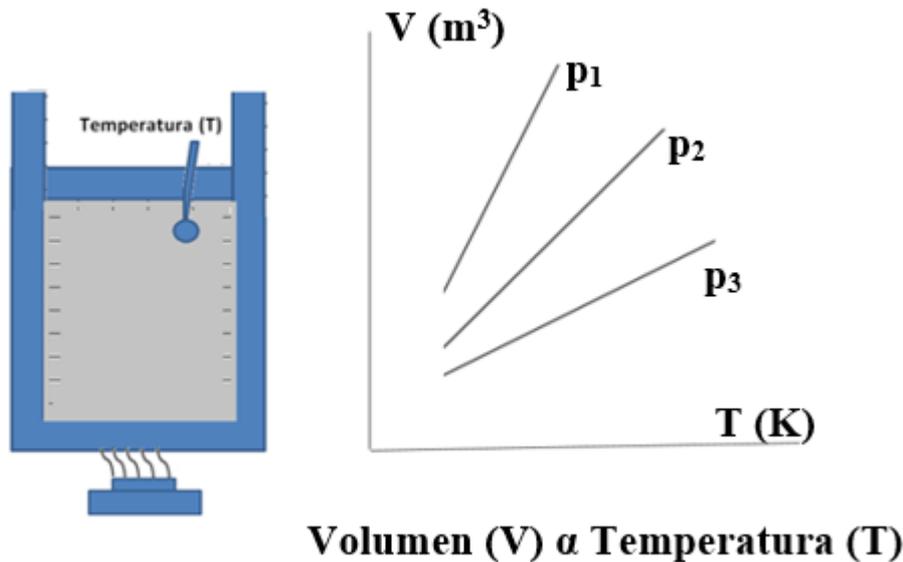


Fig. 8.4. Experimento de Charles y diagrama VT de un a isobárica

Ecuación del Gas Ideal

Reuniendo estos resultados experimentales, se puede plantear la siguiente ecuación que gobierna la dinámica de un gas ideal.

$$pV = nRT \text{ ----- (8.3)}$$

Siendo la constante universal del gas ideal:

$$R = 0,0821 \frac{\text{atm} - \text{L}}{\text{mol K}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = 1,99 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

Otra forma de expresar la ecuación de estado del gas ideal es en base al número de partículas (N). Combinando la ec. (8.3) y la ec. (8.1), resulta:

$$pV = \frac{N}{N^a} RT = Nk_B T \text{ ----- (8.4)}$$

Siendo la Constante de Boltzmann (k_B) = $1,38 \times 10^{-23}$ J/K

EJEMPLO 8.2

Una burbuja de aire en el fondo de un lago de 40,0m de profundidad tiene un volumen de $0,850 \text{ cm}^3$. Si la temperatura en el fondo es de $4,20^\circ\text{C}$ y en la superficie de $18,0^\circ\text{C}$, halle el volumen de la burbuja en el momento de llegar a la superficie.

8.3 Modelo de gas de Van Der Waals.

Es el modelo de un gas en el cual, a diferencia de un gas ideal, considera los volúmenes de las partículas y las fuerzas de interacción. A temperaturas bajas la ecuación tiene muy buena aproximación para el estado líquido y estado gaseoso a baja presión

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad \text{-----} \quad (8.5)$$

b = volumen de un mol de moléculas (m^3/mol)

nb = volumen total del gas (m^3)

$V-nb$ = Volumen libre neto

a = representa las fuerzas de atracción moleculares cuyo efecto es la reducción en la presión del gas.

Tabla 8.1. Valores de las constantes “a” y “b” en el modelo de gas de Van der Waals

| Gas | $a(\text{L}^2\text{-atm/mol}^2)$ | $b(\text{L/mol})$ |
|---------------|----------------------------------|-------------------|
| CO_2 | 3,64 | 0,0427 |
| He | 0,03412 | 0,02370 |
| N_2 | 1,390 | 0,03913 |
| NO_2 | 5,284 | 0,04424 |
| O_2 | 1,360 | 0,03183 |

En la figura 8.5 se puede apreciar que el modelo de gas de Van Der Waals (a,b y c) y el modelo de gas ideal (d). A mayor temperatura y menor presión el modelo de Van Der Waals se acerca al modelo del gas ideal.

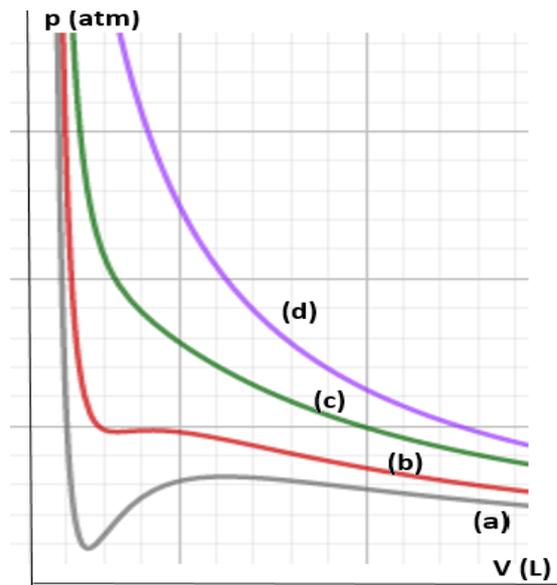


Fig.8.5. Grafica presión vs volumen de isotermas. Modelo de Van Der Waals ($T_a < T_b < T_c$) y gas ideal, (T_d).

8.4 GAS IDEAL. TEORIA CINETICA

La teoría cinética permite estudiar las propiedades térmicas macroscópicas de un gas ideal relacionándolas con fenómenos y cantidades a nivel atómico. Para ello asume un modelo de gas con las siguientes características:

- Es un conjunto de partículas en movimiento aleatorio
- Cada partícula representa un átomo o una molécula.
- No hay interacción entre las partículas
- Las partículas tienen volumen cero

Consideremos un recipiente cúbico conteniendo un gas ideal (Fig. 8.6)

V = Volumen del recipiente que contiene al gas

N = Número de partículas del gas

m = masa de cada partícula

n = número de moles

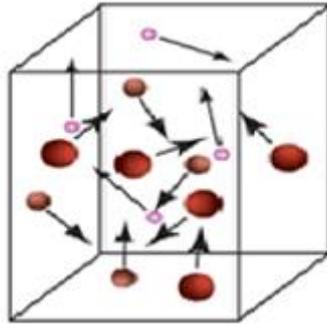


Fig. 8.6 Modelo de gas ideal

8.4.1 Interpretación Cinética de la Presión

Fuerza ejercida contra la pared debido a las colisiones: Durante el movimiento de un gas ideal, las partículas chocan con las paredes resultando un cambio en el momento lineal y una fuerza sobre las paredes.

$$F = \Delta P/t = mA(N/V) v^2/3$$

Siendo $v = v_{rms}$, la velocidad media cuadrática de las partículas.

Presión ejercida por el gas contra la pared. Como resultado del impacto de las partículas con las paredes del recipiente, se ejerce una presión:

$$p = \frac{F}{A} = m \left(\frac{N}{V} \right) \frac{v^2}{3} \text{ ----- (8.6)}$$

8.4.2 Interpretación Cinética de la Temperatura

De la ec. (8.6), obtenemos:

$$pV = mNv^2/3$$

Comparando esta igualdad con la ecuación del gas ideal ec.(8.4), resulta:

$$mNv^2/3 = k_B T,$$

Obteniendo la energía Cinética Traslacional de cada partícula del gas

$$E_c = \frac{mv^2}{2} = \frac{3k_B T}{2} \text{ ----- (8.7)}$$

EJEMPLO 8.3

Calcule la velocidad media cuadrática de los átomos del gas helio a temperatura ambiente ($T=27^\circ\text{C}$).

8.5 ENERGIA INTERNA DE UN GAS IDEAL

El gas es un conjunto de partículas en movimiento permanente. La energía total del movimiento traslacional y del movimiento rotacional es la energía interna.

8.5.1 Gas ideal monoatómico. Es el gas conformado solo por átomos, es decir cada partícula es un átomo. La energía interna consiste solo del movimiento traslacional. Ej. Helio, Neón, Argón, etc.

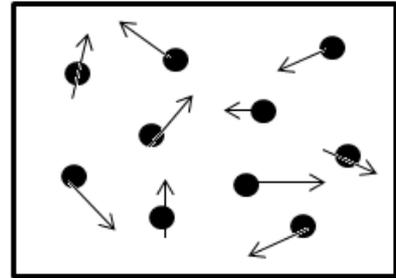


Fig. 8.7. Movimiento de traslación aleatorio de un gas monoatómico

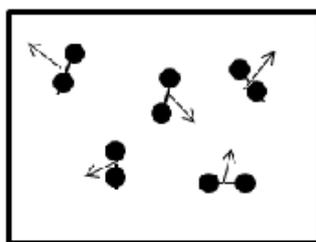
Energía cinética de cada partícula del gas monoatómico: $E_c = mv^2/2$

Energía interna del gas monoatómico. Utilizando la ec. (8.7)

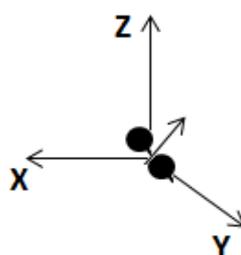
$$U = NE_c = \frac{Nmv^2}{2} = \frac{3Nk_B T}{2} = \frac{3nRT}{2} \text{ ----- (8.8)}$$

N = Numero de partículas o átomos del gas ideal

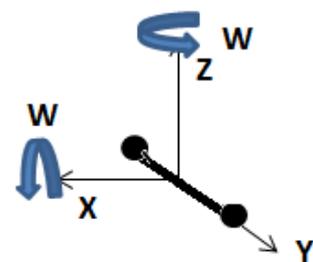
8.5.2 Gas ideal diatómico. Es un gas conformado por moléculas diatómicas, es decir cada partícula consiste de dos átomos. Ej. O₂, CO, H₂, etc. La energía de cada partícula es la energía de una molécula diatómica y posee movimiento traslacional y movimiento rotacional.



(a)



(b)



(c)

Fig. 8.8. Movimiento traslacional (a) y movimiento rotacional en dos direcciones independientes (b) y (c) de una molécula diatómica.

Energía cinética de traslación en 3 dimensiones de cada molécula: $E_{c,t} = 3(k_B T/2)$

Energía cinética rotacional en dos direcciones independientes de cada molécula:

$$E_{c,r} = 2(k_B T/2)$$

Energía Interna del gas diatomico de N moléculas y considerando la ec. (8.7)

$$U = NE_{c,t} + NE_{c,r} = \frac{5Nk_B T}{2} = \frac{5nRT}{2} \quad \text{-----} \quad (8.9)$$

8.6 CALOR ESPECÍFICO MOLAR DE UN GAS IDEAL

Cuando n moles de un gas absorben calor (Q), se incrementa tanto su energía interna como la temperatura.

Se define como calor especifico molar o capacidad térmica molar:

$$c = \frac{Q}{n\Delta T} \quad \text{-----} \quad (8.10)$$

Unidades: [c]=cal/mol-K

El calor específico molar depende del gas y del proceso.

8.6.1 Gas Monoatómico a Volumen Constante (c_v)

Siendo el volumen constante y la energía interna solo es de traslación, de la ec. (8.8), $Q = \Delta U = 3nR\Delta T/2$, y de la ec. (8.10)

$$c_v = \frac{3R}{2} \quad \text{-----} \quad (8.11)$$

8.6.2 Gas Diatomico a Volumen Constante (c_v)

Siendo el volumen constante y la energía interna es de traslación y de rotación, de la ec.(8.9), $Q = \Delta U = 5nR\Delta T/2$, y de la ecuación (8.10)

$$c_v = \frac{5R}{2} \quad \text{-----} \quad (8.12)$$

Podemos escribir una expresión general para el calor absorbido por un gas con el cambio de temperatura ocurrido en un proceso a volumen constante: $Q = nc_v\Delta T$

$c_v=3R/2$ gas monoatómico

$c_v=5R/2$ gas diatomico

EJEMPLO 8.4

Calcule la cantidad de calor requerida para aumentar la temperatura de 8,50 moles de un gas de N_2 , en 20,0K, siendo el proceso a volumen constante.

EJERCICIOS PROPUESTOS

EJERCICIO 8.1

Un volumen gaseoso de un litro es calentado a presión constante desde 18 °C hasta 58 °C, ¿qué volumen final ocupará el gas?

EJERCICIO 8.2

Una masa gaseosa a 32 °C ejerce una presión de 18 atmósferas, si se mantiene constante el volumen, ¿qué aumento de presión sufrió el gas al ser calentado a 52 °C?

EJERCICIO 8.3

En un laboratorio se obtienen 30 cm³ de nitrógeno a 18 °C y 750 mm de Hg de presión, se desea saber cuál es el volumen normal.

EJERCICIO 8.4

Una masa de hidrógeno en condiciones normales ocupa un volumen de 50 litros, ¿cuál es el volumen a 35 °C y 720 mm de Hg?

EJERCICIO 8.5

Un gas a 18 °C y 750 mm de Hg ocupa un volumen de 150 cm³, ¿cuál será su volumen a 65 °C si se mantiene constante la presión?

EJERCICIO 8.6

Una masa gaseosa a 15 °C y 756 mm de Hg ocupa un volumen de 300 cm³, ¿cuál será su volumen a 48 °C y 720 mm de Hg?

EJERCICIO 8.7

La masa de un gas ocupa un volumen de 4,00 m³ a 758 mmHg. Calcúlese su volumen a 635 mmHg, si la temperatura permanece constante. Resp. 4,77 m³

EJERCICIO 8.8

Una masa de gas dada ocupa 38 mL a 20 °C. Si su presión se mantiene constante, ¿cuál es el volumen que ocupa a una temperatura de 45 °C? Resp. 41 mL

EJERCICIO 8.9

En un día en que la presión atmosférica es de 75.8 cmHg, un manómetro de un tanque para gas marca la lectura de la presión de 259 cmHg. ¿Cuál es la presión absoluta (en atmósferas y en kPa) del gas dentro del tanque? Resp. 334 cmHg = 4,40 atm = 446 kPa

EJERCICIO 8.10

Un tanque que contiene un gas ideal se sella a 20 °C y a una presión de 1,00 atm. ¿Cuál será la presión (en kPa y mmHg) en el tanque, si la temperatura disminuye a -35 °C? Resp. 82 kPa =

6.2 x 10² mmHg 5. Dados 1000 mL de helio a 15 °C y 763 mmHg, determínese su volumen a – 6 °C y 420 mmHg. Resp. 1,68 L

EJERCICIO 8.11

Un kilomol de gas ideal ocupa 22.4 m³ a 0 °C y 1,00 atm.

a) ¿Cuál es la presión que se requiere para comprimir 1.00 kmol de gas en un contenedor de 5.00 m³ a 100 °C?

b) Si se va a encerrar en un tanque de 5.00 m³, el cual puede resistir una presión manométrica máxima de 3,00 atm, ¿cuál sería la máxima temperatura del gas si se desea que el tanque no estalle?

Resp. a) 6.12 atm; b) –30 °C

EJERCICIO 8.12

Un tanque de 5000 cm³ contiene un gas ideal (M = 40 kg/kmol) a una presión manométrica de 530 kPa y a una temperatura de 25 °C. Si se supone que la presión atmosférica es de 100 kPa, ¿qué cantidad de masa de gas se encuentra en el depósito? Resp. 0,051 kg

EJERCICIO 8.13

La presión de aire en un vacío razonablemente bueno podría ser de 2.0 x 10⁻⁵ mmHg. ¿Qué masa de aire existe en un volumen de 250 mL a esta presión y a 25 °C? Tómese M = 28 kg/kmol para el aire. Resp. 7.5 x 10⁻¹² kg

EJERCICIO 8.14

¿Qué volumen ocupará 1.216 g de SO₂ gaseoso (M = 64.1 kg/kmol) a 18.0 °C y 775 mmHg, si este actúa como un gas ideal? Resp. 457 mL 10. Calcúlese la densidad del H₂S gaseoso (M = 34.1 kg/kmol) a 27 °C y 2.00 atm, considerándolo como gas ideal. Resp. 2.76 kg/m³

EJERCICIO 8.15

Un tubo cerrado de 30 mL, contiene 0,25 g de vapor de agua (M = 18 kg/kmol) a una temperatura de 340 °C. Suponiendo que es un gas ideal, ¿cuál es su presión? Resp. 2,4 MPa

EJERCICIO 8.16

Un método para estimar la temperatura en el centro del Sol se basa en la ley de los gases ideales. Si se supone que el centro consiste de gases cuya masa promedio es de 0,70 kg/kmol, y si la densidad y la presión son 90 x 10³ kg/m³ y 1.4 x 10¹¹ atm, respectivamente; calcúlese la temperatura. Resp. 1,3 x 10⁷ K

EJERCICIO 8.17

Una burbuja de aire de volumen V₀ se deja escapar del fondo de un lago a una profundidad de 11,0 m ¿Cuál será su volumen en la superficie? Considérese que su temperatura es de 4,0 °C en el punto de partida y de 12 °C en la superficie. El agua tiene una densidad de 1000 kg/m³ y la presión atmosférica es de 75 cm Hg.

EJERCICIO 8.18

Se tienen 5 litros de Helio a 20°C y 380 mm de presión. ¿Cuántos átomos hay? ¿Cuántos gramos de Hidrógeno contendrían el mismo número de moléculas que de átomos tiene dicho Helio?

EJERCICIO 8.19

¿Qué presión hay que aplicar a 2,0 litros de un gas que se encuentra a una presión de 1,0 atm para comprimirlo hasta que ocupe 0,80 litros?

EJERCICIO 8.20

El volumen inicial de un gas es 4,00 litros, ¿cuál es el volumen final después de que la presión se haya reducido desde 760 mmHg a 50 mmHg?

PROBLEMAS PROPUESTOS

PROBLEMA 8.1

Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 230 litros en un tanque a una presión de 1.5 atmósferas y a una temperatura de 35°C. Calcular:

- ¿Cuántos moles de hidrógeno se tienen?
- ¿A qué masa equivale el número de moles contenidos en el tanque?

PROBLEMA 8.2

El hexafluoruro de azufre (SF₆) es un gas incoloro e inodoro muy poco reactivo. Calcule la presión (en atm) ejercida por 2,35 moles del gas en un recipiente de acero de 5,92 litros de volumen a 71,5°C.

PROBLEMA 8.3

Se coloca 160 gramos de oxígeno a 27°C en un recipiente con capacidad de 5,00 litros. Considerando que el oxígeno se comporta como un gas perfecto. ¿Cuál es el valor de la presión ejercida por la sustancia?

PROBLEMA 8.4

Una masa de oxígeno gaseoso ocupa un volumen de 70 litros en un recipiente que se encuentra a una presión de 1,5 atmósferas y a una temperatura de 298K. Determinar la cantidad de moles de oxígeno que tiene.

PROBLEMA 8.5

En un laboratorio, hay una cantidad de 20 moles de un gas perfecto que sufre expansión isotérmica. La presión inicial de esta masa de gas es de 10 atm y el volumen, 8,0 L. Al final de la expansión, el volumen es de 40 L. Por lo tanto, determine.

- La presión final de la masa de gas,

b) la temperatura que se produce en la transformación

PROBLEMA 8.6

Un recipiente cerrado de 20 L. contiene gas oxígeno a 200°C y 740 mmHg. Calcula:

- Los moles de oxígeno contenidos en el recipiente.
- Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.

Datos: Masas atómicas O=16 g/mol; ver solución

PROBLEMA 8.7

Un recipiente contiene 1000 L de gas oxígeno a 20°C. Calcula:

- la presión del O₂, sabiendo que su masa es de 3,0 kg.
- El volumen que ocupara esa cantidad de gas en c.n.

Datos: Masas atómicas O=16

PROBLEMA 8.8

Un recipiente cerrado de 10 L. contiene CO_{2(g)} a 20°C y 2,0 atm. Calcula:

Datos: Masas atómicas g/mol: O=16; C=12

- Los moles de CO₂ contenidos en el recipiente.
- Los gramos de CO₂ contenidos en el recipiente.
- las moléculas de CO₂ contenidos en el recipiente.
- los átomos de oxígeno contenidos en el recipiente

PROBLEMA 8.9

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 27°C es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?

Masas atómicas O=16; S=32

PROBLEMA 8.10

El "hielo seco" es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior a -55 °C y presión de 1 atmósfera. Una muestra de 0,050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4,6 L, a la temperatura de 50°C a) Calcule la presión, en atm, dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en gas. b) Explique si se producen cambios en la presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento lo realizáramos manteniendo el recipiente a 60°C.

PROBLEMA 8.11

El propileno es un compuesto orgánico que se utiliza en la síntesis de otros compuestos orgánicos, como por ejemplo el polipropileno. Si en un recipiente de vidrio que pesa 40,1 g limpio, seco y hecho el vacío; 138 g cuando se llena con agua a 25°C (Densidad del agua 0,9970 g/mL) y 40,2950 g cuando se llena con gas propileno a 740 mm Hg y 24°C. Calcular la masa molar del propileno ($R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{°K}$)

PROBLEMA 8.12

Tenemos tres recipientes de igual capacidad. En uno introducimos 2,0 g de nitrógeno, en otro 2,0 g de metano y en otro 2,0 g de amoníaco, todos son gases y están a la misma temperatura. ¿Qué se puede decir sobre la presión en los tres recipientes? (Masas atómicas g/mol: H = 1, C = 12, N = 14).

PROBLEMA 8.13

Una vasija cerrada contiene CO_2 a 740 mm Hg y 27 °C. Se enfría a una temperatura de -52 °C. Determinar la presión ejercida por el gas en esas condiciones.

PROBLEMA 8.14

Si se calientan 2,0 litros de un gas desde 0°C a 91°C a presión constante, ¿Cuál es el volumen del gas a 91°C?

PROBLEMA 8.15

¿Qué presión hay que aplicar a 2,0 litros de un gas que se encuentra a una presión de 1,0 atm para comprimirlo hasta que ocupe 0,80 litros?

PROBLEMA 8.16

Un aerosol contiene un gas a 25°C y 2,0 atm y se arroja a un fuego cuya temperatura es de 575°C. ¿Cuál es la presión final del gas?

PROBLEMA 8.17

La presión de 100 mL de un gas es inicialmente 760 mm Hg, pero se incrementa a continuación hasta 850 mm Hg. ¿Cuál es el volumen final de la mezcla?

PROBLEMA 8.18

Se tienen 64 gramos de oxígeno (O_2) en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuántas moles y moléculas contiene? ¿Qué volumen ocupan? ¿Qué volumen ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C?

PROBLEMA 8.19

Se tiene una esfera de 40 cm de diámetro y se llena de hidrógeno a 20°C y 800 mm Hg de presión. Calcular la cantidad de gas introducida, expresándola en unidades de masa, moles y moléculas. Si se abre el recipiente y la presión exterior es de 1,0 atm, ¿Cuánto gas hidrógeno entraría o saldría?

PROBLEMA 8.20

Calcular la temperatura a la que deberán encontrarse 7,00 g de nitrógeno que están en un recipiente de 10 Litros a una presión de 870 mm Hg. ¿Qué cantidad de gas habrá en el recipiente si se duplica la presión si la temperatura desciende 100°C? Dato: Peso atómico del Nitrógeno = 14,0 g/mol