

## CAPÍTULO 5

### ESTADO GASEOSO

#### 5.1. CARACTERÍSTICAS GENERALES DE LOS GASES:

- No tienen forma propia, toman la forma del recipiente que los contiene
- Ejercen presión sobre las paredes internas del recipiente.
- El volumen ocupado por un gas es igual al volumen del recipiente que lo contiene. Un gas ocupa todo el volumen disponible.
- Se pueden comprimir.
- Su densidad es menor a los líquidos y sólidos.
- Sus moléculas se mueven en forma aleatoria (al azar).
- Las fuerzas de atracción entre las moléculas de un gas son muy débiles, por lo cual cada molécula se mueve en forma independiente de las demás.

#### 5.2. INSTRUMENTOS PARA MEDIR LA PRESION DE LOS GASES

Existen dos tipos de instrumentos para medir la presión de los gases: el **barómetro** que se utiliza para medir la presión de la atmósfera y el **manómetro** que se utiliza para medir la presión de un gas dentro de un recipiente.

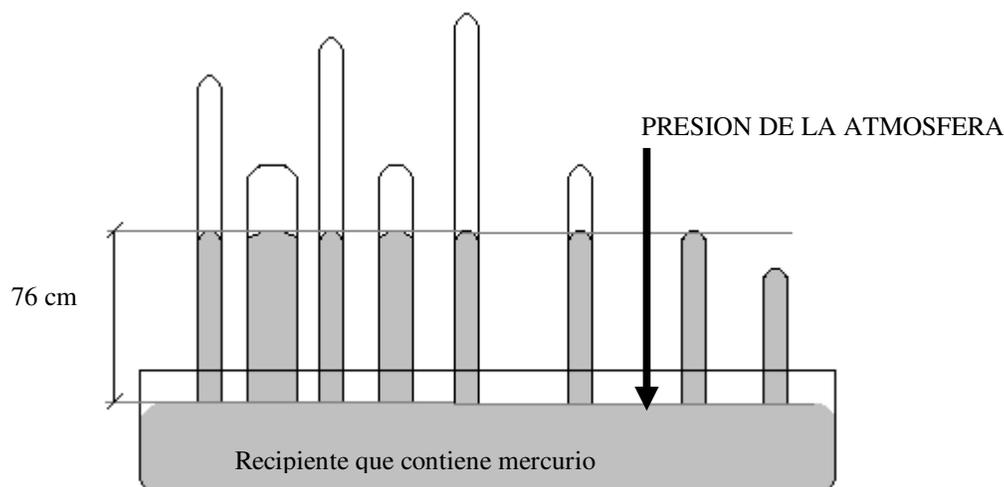
5.2.1. BARÓMETRO DE MERCURIO: este instrumento fue inventado por el científico italiano Evangelista Torricelli. Durante sus experimentos tomó varios tubos largos, cerrados en un extremo, los llenó completamente con mercurio y los invirtió en un recipiente que contenía mercurio, teniendo cuidado que no les entrara aire.

Torricelli observó que si el tubo tenía una longitud mayor a 76 cm, el nivel de mercurio era siempre igual a 76 cm, sin importar el diámetro interno (sin llegar a ser un tubo capilar). Si la longitud del tubo era menor a 76 cm, quedaba completamente lleno de mercurio. (Ver figura 5-1)

Con sus experimentos demostró que la atmósfera ejerce una presión sobre la superficie del mercurio, que es capaz de sostener la columna dentro de los tubos. La altura de la columna de mercurio varía con la presión atmosférica. Será 76 cm en un día despejado al nivel del mar.

La **presión atmosférica estándar** corresponde a la presión que ejerce la atmósfera al nivel del mar, suficiente para sostener una columna de mercurio de 760 mm (760 mmHg) A la unidad **milímetro de mercurio** (mmHg) también se le denomina **torr** en honor a Torricelli.

Figura 5-1 Experimento de Torricelli



El **mmHg**, el **torr** y la **atm** (atmósfera) no son unidades del Sistema Internacional, sin embargo se utilizan con mucha frecuencia en los cálculos relacionados con gases.

La unidad del SI para la presión es el pascal (**Pa**) y es equivalente a la fuerza de 1 newton (1 **N**) sobre una superficie de 1 **m**<sup>2</sup>.

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2}$$

La equivalencia de unidades es la siguiente:

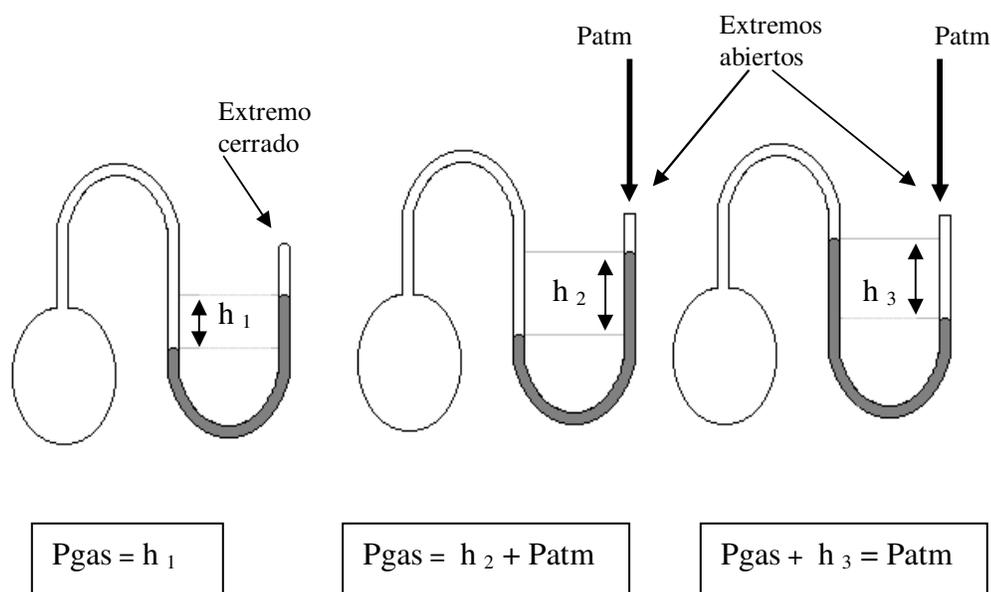
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$$

**5.2.1. MANOMETRO:** esta denominación se aplica al tipo de instrumento que se utiliza para medir la presión de un gas dentro de un recipiente. Existen manómetros de extremo cerrado y de extremo abierto a la atmósfera (figura 5-2); los de extremo cerrado se utilizan para medir presiones mucho menores a la de la atmósfera, mientras que los de extremo abierto se utilizan para medir presiones cercanas a la atmosférica.

El líquido que normalmente se usa en los manómetros es el mercurio, pero también pueden utilizarse otros líquidos. La ventaja del mercurio es su elevada densidad (13,6 g/mL) lo que permite construir manómetros de tamaño pequeño, ya que la altura que alcanza el líquido dentro de un manómetro es inversamente proporcional a su densidad. Una columna de mercurio de 10 mm ejerce la misma presión que una columna de agua de 136 mm.

Figura 5-2 Manómetros



En un manómetro de extremo cerrado la presión del gas es igual a la altura de la columna de mercurio ( $P = h_1$ ). En un manómetro de extremo abierto, la altura de la columna de mercurio indica la diferencia de presiones entre el gas y la atmósfera, por lo tanto la presión del gas se debe calcular, tal como se indica en la figura 5-2

Si el líquido del manómetro no es mercurio, sino agua, se debe determinar la presión equivalente en mmHg. Para ello se utiliza la siguiente fórmula:

$$h_{Hg} \times d_{Hg} = h_a \times d_a$$

Donde:

- $h_{Hg}$  altura de la columna de mercurio (en mm)
- $d_{Hg}$  densidad del mercurio (13,6 g/mL)
- $h_a$  altura de la columna de agua (mm)
- $d_a$  densidad del agua (1,00g/mL)

### 5.3 LEYES DE LOS GASES

Se necesitan cuatro variables para describir completamente el estado físico de un gas: temperatura (T), presión (P), volumen (V) y cantidad de gas en moles (n). Las relaciones entre estas variables se describen por medio de las leyes de los gases.

**5.3.1. LEY DE BOYLE:** Robert Boyle estudió la relación que existe entre la presión y el volumen de una muestra de gas. Encontró que:

*El volumen de una determinada cantidad de gas que se mantiene a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión que soporta.*

$$V = \text{constante} \times \frac{1}{P} \quad \text{o también} \quad P \times V = \text{constante}$$

Esta expresión permite relacionar condiciones iniciales de presión y volumen con condiciones finales, **siempre que la temperatura y la cantidad de gas se mantengan constantes.**

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Donde:

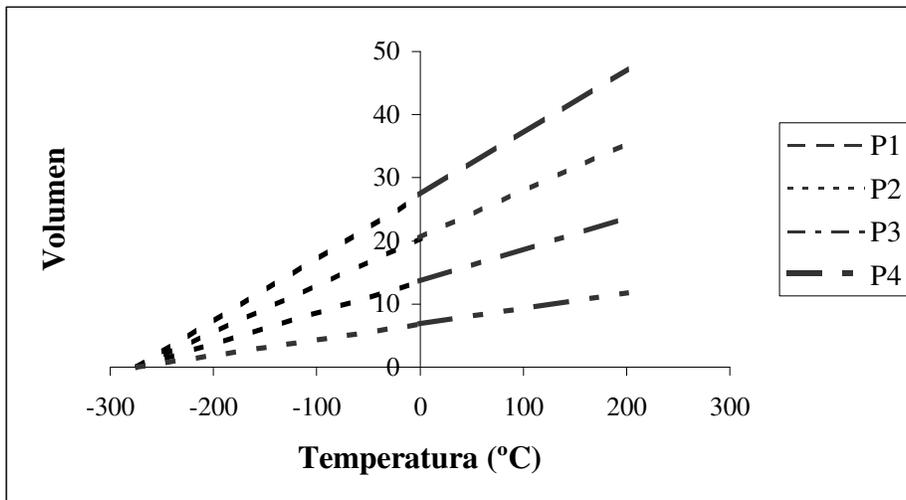
$P_1$  = Presión del gas en el estado inicial  
 $V_1$  = Volumen del gas en el estado inicial  
 $P_2$  = Presión del gas en el estado final  
 $V_2$  = Volumen del gas en el estado final

**5.3.2 LEY DE CHARLES:** Jacques Charles estudió la relación entre el volumen de un gas y su temperatura, manteniendo constantes la presión y la cantidad de gas.

Charles observó que si se aumentaba la temperatura de un gas, su volumen aumentaba. Sin embargo, no es fácil relacionarlos matemáticamente, sobre todo cuando la temperatura se encuentra por debajo de cero (temperaturas negativas).

Si se representa gráficamente la relación entre el volumen y la temperatura de un gas, manteniendo la presión constante, se obtiene una recta para cada presión, similares a las mostradas en la figura 5-3.

Figura 5-3 Relación entre el volumen y la temperatura



Al prolongar las rectas, todas cortan el eje horizontal en un mismo valor de temperatura:  $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ . A esa temperatura el valor correspondiente al volumen es cero. Por debajo de esta temperatura el gas tendría ¡Un volumen negativo! Esto no tiene ningún sentido físico. Lo que sucede es que los gases se licúan o solidifican antes de llegar a esa temperatura.

Lord Kelvin propuso una escala de temperatura en la cual el valor cero estuviese en el punto de  $-273,15^{\circ}\text{C}$  y la separación fuese similar a los grados centígrados. Así surgió la escala absoluta de temperaturas: la escala Kelvin.

Para transformar  $^{\circ}\text{C}$  a Kelvin (K) se aplica la siguiente fórmula:

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273,15$$

La escala de temperatura en Kelvin se conoce como escala absoluta. Siempre que se trabaje con las ecuaciones de los gases, debe expresarse la temperatura en Kelvin.

Si se utiliza la temperatura en Kelvin, ahora sí es posible buscar una relación matemática sencilla entre el volumen y la temperatura de un gas (Ley de Charles).

La ley de Charles se puede expresar como:

*El volumen de una cantidad fija de gas, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.*

$$V = \text{constante} \times T \quad \text{o también} \quad \frac{V}{T} = \text{constante}$$
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Donde:

$T_1$  = Temperatura inicial del gas    $T_2$  = Temperatura final del gas

$V_1$  = Volumen del inicial del gas       $V_2$  = Volumen final del gas

**5.3.3 LEY COMBINADA:** Si se combinan las leyes de Boyle y Charles se obtiene una expresión matemática que relaciona la presión, el volumen y la temperatura absoluta de **una misma cantidad de gas**, en el estado inicial y final.

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

Ejemplo 5.1. Una lata de aerosol tiene la advertencia: “no se incinere, evite calentarla a temperatura alta”. Si la presión dentro de la lata es 1,20 atmósferas a una temperatura de 27°C, ¿Hasta qué temperatura se podrá calentar (sin que explote) si la lata resiste presiones de 3,60 atmósferas?

Cualquier ecuación que involucre la temperatura, sólo será válida si la temperatura se expresa en Kelvin. Si se utiliza la temperatura directamente en °C, la ecuación no es válida y por lo tanto el problema estará incorrecto.

Se recomienda transformar las temperaturas a Kelvin ANTES de comenzar a resolver el problema.

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

Se conoce también la presión inicial y la presión final

$$P_1 = 1,20 \text{ atm}$$

$$P_2 = 3,60 \text{ atm}$$

No se conoce el volumen de la lata, pero el volumen no varía: es el mismo volumen al inicio y antes de que explote, ya que las latas no son flexibles.  $V_1 = V_2$

Se sustituye lo anterior en la ecuación de la Ley Combinada y se despeja  $T_2$

$$T_2 = \frac{T_1 \times V_1 \times P_2}{P_1 \times V_2} = \frac{300 \text{ K} \times V_1 \times 3,60 \text{ atm}}{1,20 \text{ atm} \times V_2} = 900 \text{ K}$$

Esta temperatura se expresa ahora en °C:  $900 \text{ K} - 273 = 627 \text{ °C}$

Respuesta: La lata se puede calentar sin que explote, a cualquier temperatura menor a 627 °C

Ejemplo 5.2. Un gas se encuentra a una presión de 0,850 atm y a 66°C. El gas se expande hasta un volumen de 94,0 cm<sup>3</sup> a 45°C y a 420 mmHg. ¿Cuál era su volumen inicial (en litros)?

Se observa que los datos están presentados en diferentes unidades, por lo tanto es necesario realizar la conversión de unidades donde sea necesario:

$$T_1 = 66^\circ\text{C} + 273 = 339 \text{ K}$$

$$T_2 = 45^\circ\text{C} + 273 = 318 \text{ K}$$

$$P_1 = 0,850 \text{ atm}$$

$$P_2 = 420 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,553 \text{ atm}$$

$$V_2 = 94,0 \text{ cm}^3$$

Se despeja  $V_1$  de la ecuación combinada y se sustituyen los datos:

$$V_1 = \frac{V_2 \times P_2 \times T_1}{P_1 \times T_2} = \frac{94,0 \text{ cm}^3 \times 0,553 \text{ atm} \times 339 \text{ K}}{0,850 \text{ atm} \times 318 \text{ K}} = 65,2 \text{ cm}^3$$

Respuesta: el volumen inicial del gas es 65,2 cm<sup>3</sup>

Una forma de recordar la ecuación combinada es utilizar letras en vez de números: valores iniciales representados por (i) y valores finales representados por (o). Así la ley combinada se expresa como:

$$V_i P_i T_o = V_o P_o T_i$$

**5.3.4 LEY DE AVOGADRO:** *A presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de gas n (en moles)*

$$V = \text{constante} \times n \quad \text{a Presión y Temperatura constantes}$$

La hipótesis de Avogadro dice: *volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.*

**5.3.5 LA ECUACIÓN DEL GAS IDEAL:** Si se relacionan las leyes de Boyle, Charles y Avogadro se obtiene una sola expresión:

$$\frac{P V}{n T} = \text{constante} \quad \text{Si se asigna la letra R a la constante se obtiene:}$$

$$PV = nRT \quad \text{Ecuación de Estado de los Gases Ideales}$$

Un gas ideal es un gas hipotético, cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente por la ecuación del gas ideal. En esta ecuación, R es la constante de proporcionalidad denominada constante de los gases.

Para utilizar esta ecuación se debe expresar la presión en atmósferas (atm), el volumen en litros (L), la cantidad de gas en moles y la temperatura en Kelvin.

Se denominan Condiciones Normales de un gas (TPN) a la presión de 1,00 atmósfera y a la temperatura de 0°C (273 K). Se ha demostrado experimentalmente, que 1,00 mol de gas en estas condiciones ocupa un volumen de 22,4 L.

Si se sustituyen en la ecuación de estado los valores de  
 $P = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$  y  $n = 1 \text{ mol}$  y  $V = 22,4 \text{ L}$   
 y se despeja el valor de R se obtiene:

$$R = \frac{P \times V}{n \times T} = \frac{1,00 \text{ atm} \times 22,4 \text{ L}}{1,00 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}}$$

Ejemplo 5.3. Determine la masa (en gramos) de helio gaseoso, contenido en un recipiente de 2,00 L a una presión de 0,980 atm y a una temperatura de 27°C.

Se transforma la temperatura de °C a K:  $27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$

Si se conocen el volumen, la presión y la temperatura se pueden calcular los moles de gas:

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{0,980 \text{ atm} \times 2,00 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}} = 0,0797 \text{ mol}$$

El Helio es un gas monoatómico, por lo tanto se encuentra como He. Su masa molar es igual a su masa atómica: 4,0 g/mol. Luego se transforman los moles a gramos:

$$0,0797 \text{ mol de He} \times \frac{4,0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}} = 0,319 \text{ g He}$$



Ejemplo 5.4 Determine el volumen ocupado por el gas del ejemplo 5.3 en condiciones normales.

Condiciones normales: 1,00 atm de presión y temperatura de 0°C = 273 K. Utilizando estos valores y la cantidad de gas en moles, se puede calcular el nuevo volumen:

$$V = \frac{n \times R \times T}{P} = \frac{0,0797 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 273^\circ\text{C}}{1,00 \text{ atm}} = 1,78 \text{ L}$$

5.3.2 LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES: *La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviese solo.*

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Si se colocan  $n_a$  moles de gas a y  $n_b$  moles de gas b en un recipiente, la presión ejercida por cada uno de los gases se puede calcular por:

$$P_a = \frac{n_a \times R \times T}{V} \quad \text{y} \quad P_b = \frac{n_b \times R \times T}{V}$$

y la presión total sería:

$$P_T = \frac{n_T \times R \times T}{V} = \frac{(n_a + n_b) \times R \times T}{V}$$

Si se suman  $P_a$  y  $P_b$  se obtiene  $P_T$ :

$$P_a + P_b = \frac{n_a \times R \times T}{V} + \frac{n_b \times R \times T}{V} = \frac{(n_a + n_b) \times R \times T}{V} = \frac{n_T \times R \times T}{V} = P_T$$

Si se divide la presión parcial de un gas entre la presión total se obtiene:

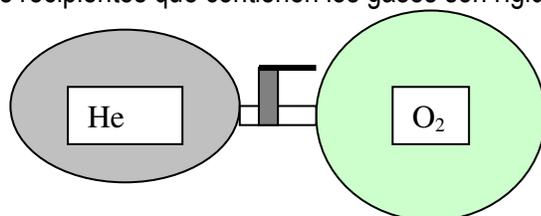
$$\frac{P_a}{P_T} = \frac{\frac{n_a \times R \times T}{V}}{\frac{(n_a + n_b) \times R \times T}{V}} = \frac{n_a}{n_a + n_b} = X_a$$

$X_a$  es la fracción molar del gas a. La Fracción Molar es una cantidad sin unidades (adimensional) que expresa la relación entre los moles de un gas y los moles de todos los gases presentes en el recipiente.

La presión parcial puede relacionarse con la presión total por medio de la fracción molar:

$$P_a = X_a \times P_T$$

Ejemplo 5.5. En un experimento de laboratorio se montó un equipo, como el que muestra la figura; los recipientes que contienen los gases son rígidos:



Presión: 600 mmHg

Presión: 500 mmHg

Volumen: 300 cm<sup>3</sup>

Volumen: 1000 cm<sup>3</sup>

La temperatura inicial del experimento era 27°C.

Inicialmente la llave que comunica ambos recipientes está cerrada.

- Se abre la llave de paso y se permite la mezcla de los gases. Determine la presión parcial de cada gas y la presión total luego de abrir la llave a 27°C.
- Se calienta el recipiente hasta que la temperatura del sistema es 127°C. Determine la presión parcial de cada gas y la presión total del sistema a 127°C.

Para resolver la parte (a) del problema, se trabaja cada gas por separado, como si fuesen dos problemas de expansión de gases. El volumen final para cada gas es la suma de los dos volúmenes.

Para el helio:

	Condiciones iniciales	Condiciones finales
Presión	600 mmHg	Desconocida
Volumen	300 cm <sup>3</sup>	300 + 1000 = 1300 cm <sup>3</sup>
Temperatura	27°C + 273 = 300 K	27°C + 273 = 300 K

Se determina la presión final del helio utilizando la ley combinada:

$$P_2 = \frac{V_1 \times P_1 \times T_2}{V_2 \times T_1} = \frac{300 \text{ cm}^3 \times 600 \text{ mmHg} \times 300 \text{ K}}{1300 \text{ cm}^3 \times 300 \text{ K}} = 138 \text{ mmHg}$$

Esta es la presión parcial del helio en la mezcla, luego de abrir la llave.

Debido a que la temperatura no cambia, se ha podido utilizar la ley de Boyle en vez de la ley combinada.

Para el oxígeno:

	Condiciones iniciales	Condiciones finales
Presión	500 mmHg	Desconocida
Volumen	1000 cm <sup>3</sup>	300 + 1000 = 1300 cm <sup>3</sup>
Temperatura	27°C + 273 = 300 K	27°C + 273 = 300 K

Se determina la presión final del oxígeno utilizando la ley combinada (o la ley de Boyle ya que la temperatura no cambia):

$$P_2 = \frac{V_1 \times P_1 \times T_2}{V_2 \times T_1} = \frac{1000 \text{ cm}^3 \times 500 \text{ mmHg} \times 300 \text{ K}}{1300 \text{ cm}^3 \times 300 \text{ K}} = 385 \text{ mmHg}$$

Esta es la presión parcial del oxígeno en la mezcla, luego de abrir la llave.

La presión final de la mezcla de gases es la suma de las presiones finales de cada gas:

$$P_T = P_{\text{He}} + P_{\text{O}_2} = 138 \text{ mmHg} + 385 \text{ mmHg} = 523 \text{ mmHg}$$

Para resolver la parte (b), donde se calienta el recipiente hasta 127 °C, se utiliza la ley combinada, para cada gas, sabiendo que el volumen no cambia:

Para el helio:

	Condiciones iniciales	Condiciones finales
Presión	138 mmHg	Desconocida
Volumen	1300 cm <sup>3</sup>	1300 cm <sup>3</sup>
Temperatura	27°C + 273 = 300 K	127°C + 273 = 400 K

$$P_2 = \frac{V_1 \times P_1 \times T_2}{V_2 \times T_1} = \frac{1300 \text{ cm}^3 \times 138 \text{ mmHg} \times 400 \text{ K}}{1300 \text{ cm}^3 \times 300 \text{ K}} = 184 \text{ mmHg}$$

Esta es la presión parcial del helio en la mezcla, luego de calentar.

Para el oxígeno:

	Condiciones iniciales	Condiciones finales
Presión	385 mmHg	Desconocida
Volumen	1300 cm <sup>3</sup>	300 + 1000 = 1300 cm <sup>3</sup>
Temperatura	27°C + 273 = 300 K	127°C + 273 = 400 K

$$P_2 = \frac{V_1 \times P_1 \times T_2}{V_2 \times T_1} = \frac{1300 \text{ cm}^3 \times 385 \text{ mmHg} \times 400 \text{ K}}{1300 \text{ cm}^3 \times 300 \text{ K}} = 513 \text{ mmHg}$$

Esta es la presión parcial del oxígeno en la mezcla, luego de calentar.

La presión final de la mezcla de gases es la suma de las presiones finales de cada gas:

$$P_T = P_{He} + P_{O_2} = 184 \text{ mmHg} + 513 \text{ mmHg} = 697 \text{ mmHg}$$

La ley de Dalton es útil cuando se recogen gases sobre agua. En estos casos el gas se burbujea a través de agua para recolectarlo, con lo cual se arrastra vapor de agua, que también ejerce presión, por lo tanto, se obtiene una mezcla de dos gases: el gas recogido y vapor de agua. Este método de recolección se aplica a gases que no reaccionen con el agua ni se disuelvan en ella en forma apreciable.

La presión del gas recolectado es igual a la presión atmosférica y es la presión de la mezcla de los gases:

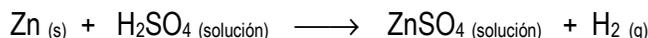
$$P_{\text{atmosférica}} = P_{\text{gas seco}} + P_{\text{vapor de agua}}$$

La presión de vapor de agua a determinada temperatura se obtiene de una tabla similar a la tabla 5-1.

**Tabla 5-1 Presión de vapor de agua a diferentes temperaturas**

Temperatura (°C)	Presión de vapor de agua (mmHg)
0	4,58
5	6,54
10	9,21
15	12,79
20	17,54
21	18,65
22	19,83
23	21,07
24	22,38
25	23,76
26	25,21
27	26,74
28	28,35
29	30,04
30	31,82
35	42,20
40	55,30

Ejemplo 5.6 Cuando el cinc reacciona con ácido sulfúrico ocurre la reacción:



El gas se recolecta sobre agua y se obtienen 160 mL de hidrógeno a 24°C y a una presión de 722 mmHg. ¿Qué cantidad de cinc, en gramos, reaccionó?

En todo problema que incluya una reacción química, ANTES de comenzar a resolver el problema debe balancearse la ecuación. En este caso la ecuación ya está balanceada.

La mezcla de gases recolectada (hidrógeno + vapor de agua) ejerce una presión de 722 mmHg, por lo tanto la presión del gas seco será:

$$P_{\text{gas seco}} = P_{\text{atmosférica}} - P_{\text{vapor de agua}}$$

La presión de vapor de agua a 24°C se obtiene de la tabla 5-1.

$$P_{\text{gas seco}} = 722 \text{ mmHg} - 22,38 \text{ mmHg} = 700 \text{ mmHg}$$

Se conoce ahora la presión del gas seco, su temperatura y su volumen, por lo tanto se puede calcular la cantidad de gas en moles utilizando la ecuación de los gases ideales:

$$\text{Presión} = 700 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,921 \text{ atm}$$

$$\text{Volumen} = 160 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,160 \text{ L}$$

$$\text{Temperatura} = 24^\circ \text{C} + 273 = 297 \text{ K}$$

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{0,921 \text{ atm} \times 0,160 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 297 \text{ K}} = 0,00605 \text{ mol}$$

Se obtuvieron 0,00605 mol de hidrógeno. La relación estequiométrica entre el cinc y el hidrógeno es 1 a 1, por lo tanto reaccionaron 0,00605 moles de cinc. Luego se determina la cantidad de cinc en gramos:

$$0,00605 \text{ mol Zn} \times \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,396 \text{ g Zn}$$

### 5.4 TEMPERATURA Y PRESION CRITICAS

Para cada sustancia existe una temperatura por encima de la cual en estado gaseoso no puede licuarse, aunque se aumente la presión, ésta es su temperatura crítica. La presión crítica es la presión que debe aplicarse a una sustancia para lograr licuarla a la temperatura crítica. Por encima de estos valores de temperatura y presión no existe distinción entre líquido y gas, es más apropiado referirse a la sustancia como un fluido; la sustancia se comporta como líquido ya que es capaz de disolver otras sustancias, pero también se comporta como gas ya que ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene.

La temperatura crítica de una sustancia refleja la intensidad de las fuerzas intermoleculares: a mayores fuerzas intermoleculares, la temperatura crítica será más alta.

La temperatura y la presión críticas son datos importantes para un ingeniero ya que proporcionan información acerca de las condiciones en que los gases se licuan. En ocasiones se desea licuar un gas, pero en otras se desea evitar que se licúe

La tabla 5-2 muestra los valores de presión y temperatura críticas de algunas sustancias.

**Tabla 5-2 Presión y temperatura críticas de algunas sustancias.**

Sustancia	Temperatura crítica		Presión crítica (atm)
	(°C)	(K)	
NH <sub>3</sub>	132,4	405,6	111,5
CO <sub>2</sub>	31,0	304,2	73,0
N <sub>2</sub>	- 147,1	126,1	33,5
O <sub>2</sub>	- 118,8	154,4	49,7
H <sub>2</sub> O	374,4	647,6	217,7
Freón 12 (CCl <sub>2</sub> F <sub>2</sub> )	111,5	384,7	39,6

### 5.4 GASES REALES

Se denomina gas real, aquél cuyo comportamiento NO se puede describir completamente por la ecuación del gas ideal. Esto ocurre cuando el gas está sometido a presiones mayores de 5 atmósferas. En estas condiciones las moléculas del gas se encuentran muy cerca unas de otras, con lo cual ocurren interacciones entre ellas, lo cual

puede afectar el movimiento de las moléculas, desviándose del comportamiento ideal. También ocurren desviaciones a bajas temperaturas, la energía cinética disminuye, lo que afecta el movimiento de las moléculas.

Se necesita modificar la ecuación de los gases ideales para trabajar con gases reales. Van der Waals propuso una modificación a la presión y al volumen en el caso de gases reales. La ecuación es la siguiente:

$$\text{Ecuación de van der Waals: } \left(P + \frac{a n^2}{V^2}\right)(V - n b) = n R T$$

donde a y b (constantes de van der Waals) se determinan experimentalmente y son específicas para cada gas, como se muestra en la tabla 5-3.

**Tabla 5-3 Constantes de van der Waals para algunos gases.**

Gas	a (atm L <sup>2</sup> /mol <sup>2</sup> )	b L/mol
He	0,034	0,0237
Ne	0,211	0,0171
H <sub>2</sub>	0,244	0,0266
O <sub>2</sub>	1,36	0,0318
CO <sub>2</sub>	3,59	0,0427
CH <sub>4</sub>	2,25	0,0428
NH <sub>3</sub>	4,17	0,0371

Ejemplo 5.7 Se ha determinado experimentalmente que 5,00 moles de CO<sub>2</sub> ocupan un volumen de 5,50 L a 27°C. Determine la presión ejercida por el gas si:

- Se comporta como gas ideal
- Se comporta como gas real.

Si se comporta en forma ideal:

$$P_{\text{ideal}} = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{5,00 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times (27 + 273) \text{ K}}{5,00 \text{ L}} = 24,6 \text{ atm}$$

Si se comporta como gas real, se utiliza la ecuación de van der Waals y los valores de a y de b se toman de la tabla 5-3.

$$\left(P + \frac{3,59 \frac{\text{atm L}^2}{\text{mol}^2} \times (5,00 \text{ mol})^2}{(5,00 \text{ L})^2}\right) (5,00 \text{ L} - 5,00 \text{ mol} \times 0,0427 \frac{\text{L}}{\text{mol}}) = n R T$$

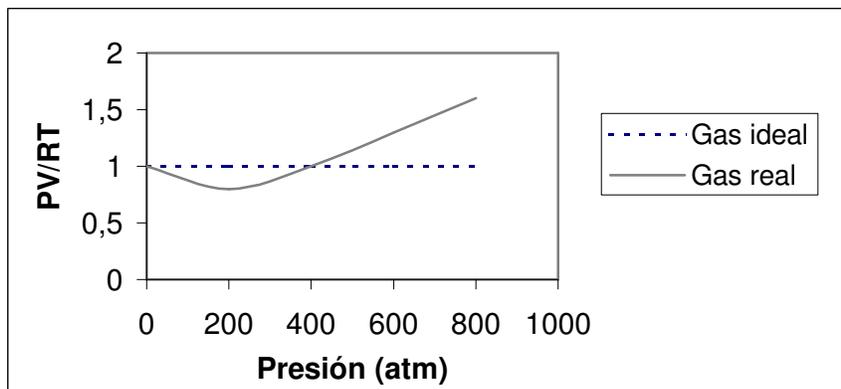
$$(P + 3,59 \text{ atm})(4,78 \text{ L}) = 5,00 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K} = 123 \text{ atm L}$$

$$P = \frac{123 \text{ atm L}}{4,78 \text{ L}} - 3,59 \text{ atm} = 22,1 \text{ atm}$$

Se observa una diferencia mayor de 2 atm entre ambos cálculos.

Si el gas se comporta en forma ideal, para 1 mol de gas, el término PV/RT es igual a 1, si se grafica PV/RT vs P se obtiene una línea recta. Si el comportamiento no es ideal, la gráfica PV/RT vs P es una curva similar a la que se muestra en el gráfico 5-1

Gráfico 5-1 Relación PV/RT vs P



La cantidad  $\frac{P V}{n R T}$  Se denomina Factor de Compresibilidad Z

Una forma más sencilla de resolver los problemas de gases reales es utilizar el factor de compresibilidad Z, con lo cual la ecuación de los gases reales quedaría:

$$P V = Z n R T$$

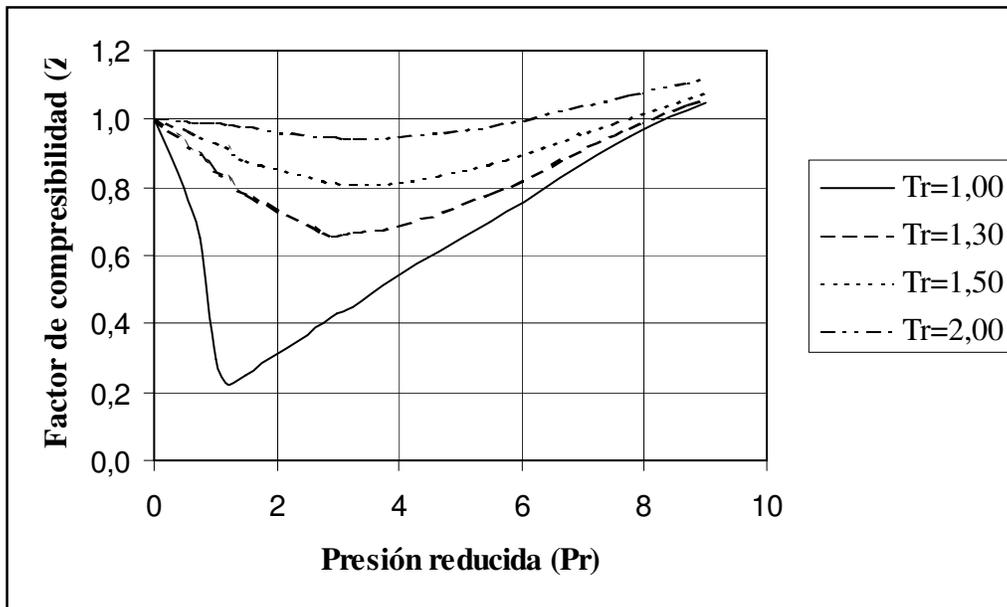
Existen gráficos como el del gráfico 5-2, que permiten calcular el valor de Z para cualquier gas, a partir de los siguientes datos:

$$\text{Presión reducida} = \frac{\text{Presión del gas}}{\text{Presión crítica}}$$

$$\text{Temperatura reducida} = \frac{\text{Temperatura del gas (K)}}{\text{Temperatura crítica(K)}}$$

La presión reducida se lee en el eje horizontal. Luego se selecciona la curva correspondiente a la temperatura reducida y se lee el valor de Z en el eje vertical. El valor de Z determinado gráficamente es un valor aproximado. Sin embargo, para efectos de rapidez de respuesta, es más rápido realizar el cálculo utilizando el gráfico 5-2, que utilizando la ecuación de van der Waals. El ingeniero debe aprender a decidir cuando es válida la aproximación.

**Gráfico 5-2 Factor de Compresibilidad Z**



Ejemplo 5.8 Una bombona de 3,00 Litros contiene CO<sub>2</sub>. Si la presión del gas es 438 atm y la temperatura es 456,3 K, determine:



- El factor de compresibilidad Z utilizando el gráfico 5-2
- La cantidad de gas en moles, suponiendo comportamiento no ideal

Se debe calcular la temperatura y la presión reducidas, utilizando los datos de presión y temperatura crítica de la tabla 5-2:

$$\text{Presión reducida} = \frac{438 \text{ atm}}{73,0 \text{ atm}} = 6,00$$

$$\text{Temperatura reducida} = \frac{456,3 \text{ K}}{304,2 \text{ K}} = 1,50$$

Con estos valores se ingresa al gráfico 5-3 y se obtiene el valor de Z = 0,9. Luego se utiliza la ecuación:  $P V = Z n R T$ , de donde se despeja n:

$$n = \frac{P \times V}{Z \times R \times T} = \frac{438 \text{ atm} \times 3,00 \text{ L}}{0,9 \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 456,3 \text{ K}} = 39,0 \text{ mol}$$

Nota: si se hubiese considerado comportamiento ideal, el resultado sería 35,1 mol.

Si se desea utilizar la ecuación de van der Waals para resolver este problema, es necesario despejar el valor de n de la ecuación:

$$\left(P + \frac{a n^2}{V^2}\right)(V - n b) = n R T$$

lo que supondría resolver una ecuación de grado tres, por lo tanto es más sencillo y más rápido utilizar el factor de compresibilidad.

## 5.5 EFUSION Y DIFUSIÓN DE GASES

Se denomina efusión al escape de las moléculas de un gas a través de un agujero diminuto hacia un espacio vacío (o a menor presión). Este es el caso de los aerosoles.

La difusión es la dispersión dentro de un espacio o dentro de una segunda sustancia. Cuando se destapa un frasco de perfume dentro de una habitación, las moléculas del gas se difunden en la habitación, con lo cual se puede percibir el aroma.

En 1846 Thomas Graham descubrió que la rapidez de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar. Se puede relacionar la rapidez de efusión de dos gases bajo las mismas condiciones, por medio de la Ley de Graham:

$$\frac{\text{velocidad de efusión del gas A}}{\text{velocidad de efusión del gas B}} = \sqrt{\frac{\text{Masa molar del gas B}}{\text{Masa molar del gas A}}}$$

Ejemplo 5.9 Un gas de masa molar desconocida y una muestra de  $O_2$  se encuentran en recipientes separados mantenidos a las mismas condiciones. Se dejan efundir ambos gases y se observa que la efusión de 1,00 litro del gas demora 72 segundos, mientras que la efusión de 1,00 litro de oxígeno demora 28 segundos. Determine la Masa Molar del gas.

La velocidad de efusión se puede expresar como volumen/tiempo. Se sustituyen los valores en la Ley de Graham y se despeja la masa molar del gas.

$$\frac{\text{velocidad de A}}{\text{velocidad de } O_2} = \sqrt{\frac{\text{Masa molar de } O_2}{\text{Masa molar del gas A}}}$$

$$\frac{\frac{1,00 \text{ L}}{72 \text{ s}}}{\frac{1,00 \text{ L}}{28 \text{ s}}} = 0,39 = \sqrt{\frac{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{\text{Masa molar del gas A}}}$$

$$\text{Masa molar del gas A} = \frac{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{(0,39)^2} = 210 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La masa molar del gas es 210 g/mol.

### 5.7 PROBLEMAS PROPUESTOS

1.- Antes de salir de viaje en automóvil, se recomienda revisar las condiciones del vehículo: gasolina, aceites, agua del radiador y aire de los cauchos. Antes de salir del estacionamiento, una persona revisa el aire de los cauchos utilizando un pequeño manómetro y determina que la presión es 38 psi; la temperatura ambiente en ese momento era 22 °C.



Luego de viajar durante tres horas se detiene en una estación de gasolina y mide la presión de los cauchos. Al hacerlo se da cuenta que los cauchos están muy calientes: 80 °C. Si se considera que el volumen de los cauchos no varía de manera significativa, ¿Qué presión tenían los cauchos cuando se detuvo en la estación de gasolina?  
(1 atmósfera = 14,70 lb/pulg<sup>2</sup>      1 psi = 1 lb/pulg<sup>2</sup>)

2.- Un gas liberado durante la fermentación de glucosa (elaboración de vino) tiene un volumen de 780 cm<sup>3</sup> cuando se mide a 20°C y a 750 torr. ¿Cuál era el volumen del gas (en litros) a la temperatura de fermentación de 36°C y a una presión de 0,960 atm?

3.- Un buceador que se encuentra en el fondo del mar a una profundidad donde la presión es 1520 torr y la temperatura es 5,0 °C, infla un globo con el aire que sale de su máscara, hasta que el volumen del globo es 20,0 cm<sup>3</sup> y lo suelta.



El globo sube a la superficie donde la presión atmosférica es 1,00 atmósferas y la temperatura es 27°C.

- Diga si el volumen del globo será mayor o menor al llegar a la superficie y justifique su respuesta.
- Determine el volumen del globo al llegar a la superficie y expréselo en litros.

4.- Un globo utilizado para evaluar las condiciones atmosféricas se llena con Helio gaseoso a una temperatura de 22°C. La presión atmosférica al momento de llenarlo eran 700 torr. El globo comienza a elevarse lentamente hasta una altura en la cual la presión atmosférica es 620 torr y la temperatura ambiente es 11 °C.



El volumen del globo al momento de llenarse era 20,00 m<sup>3</sup>

- a) Determine la cantidad de gas (en gramos) que contenía el globo después de llenarlo, antes de comenzar su ascenso.
- b) Determine el volumen del globo luego de su ascenso.
- c) Debido a una fuerte ráfaga el globo continúa elevándose sin control hasta una altitud en la cual explota. Explique BREVEMENTE la razón de la explosión del globo.

5.- El nitrógeno que se encuentra dentro de un tanque de acero inoxidable de 50,00 litros a una temperatura de  $-21^{\circ}\text{C}$  ejerce una presión de 10,1 atmósferas.

- a) ¿Cuántos moles de gas habrá dentro del tanque?
- b) ¿Qué presión ejercerá el gas si se calienta el recipiente hasta  $0^{\circ}\text{C}$ ?

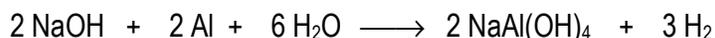
6.- Un buceador llena un globo de aire de un tanque a una profundidad en la cual la presión del agua es 2,00 atm y la temperatura del agua son  $6^{\circ}\text{C}$ , el volumen del globo es  $750\text{ cm}^3$ . Una vez lleno de aire el buceador suelta el globo.

- a) Determine el volumen del globo al llegar a la superficie del agua (nivel del mar) si la temperatura es  $25^{\circ}\text{C}$
- b) Si el aire del tanque está constituido por oxígeno y nitrógeno y la presión parcial del oxígeno dentro del globo lleno (al momento de soltarlo) es 0,200 atm, determine la masa de aire que contenía el globo.

7.- En una fiesta infantil, un payaso está llenando globos con gas helio (He), para lo cual tiene una bombona que contiene 5,00 kg de gas Helio. Cada globo se puede llenar hasta que alcance un volumen de 15,0 litros. Si la temperatura ambiente es  $27^{\circ}\text{C}$  y la presión ambiental es 710,0 torr, ¿Cuántos globos puede llenar el payaso?



8.- Algunos destapadores de cañerías contienen dos componentes: hidróxido de sodio y polvo de aluminio. Cuando la mezcla se vacía en un drenaje tapado ocurre la siguiente reacción:



El calor generado en esta reacción ayuda a derretir las obstrucciones de grasa y el hidrógeno gaseoso remueve los sólidos destapando el drenaje.

Determine el volumen de hidrógeno producido a 1,00 atm y  $27^{\circ}\text{C}$ , si se añade a un drenaje una mezcla de 3,12 g de aluminio en polvo y exceso de NaOH.

9.- En la industria de alimentos se utilizan algunos compuestos químicos como leudantes; estas sustancias se descomponen durante el proceso de horneado produciendo gases que “levantan” el alimento, obteniéndose un efecto esponjoso. En la elaboración de ciertos tipos

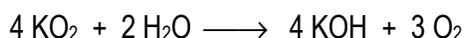
de galletas se utiliza el bicarbonato de amonio que se descompone por calentamiento según la reacción:



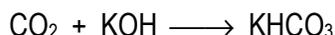
Este leudante tiene la ventaja que no deja ningún residuo en el alimento, pues se “gasifica” completamente. Durante un experimento se someten a calentamiento, en un horno, 125,0 g de bicarbonato de amonio.

Determine el volumen total de los gases obtenidos a la temperatura de horneado: 175°C y a una presión de 690 torr.

10.- Las mascarillas que utilizan los bomberos en un incendio son similares a las que utilizan los mineros; contienen  $\text{KO}_2$  (superóxido de potasio) sólido, el cual, cuando la persona inhala, reacciona con el vapor de agua produciendo oxígeno según la siguiente reacción:

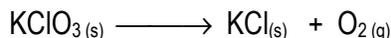


Al exhalar, el  $\text{CO}_2$  reacciona con el  $\text{KOH}$  formado en la primera reacción y produce bicarbonato de potasio:



- ¿Qué volumen de oxígeno puede obtenerse con una mascarilla cargada con 50,00 g de superóxido de potasio, sabiendo que la temperatura de los pulmones es 37 °C y la presión es 690 torr?
- Si el ser humano normalmente consume aproximadamente 0,210 litros de oxígeno (presentes en el aire que inhala) cada vez que respira, y realiza unas 15 inspiraciones por minuto, ¿De cuánto tiempo dispone un bombero si utiliza una mascarilla que contiene 50,00 g de  $\text{KO}_2$ ?

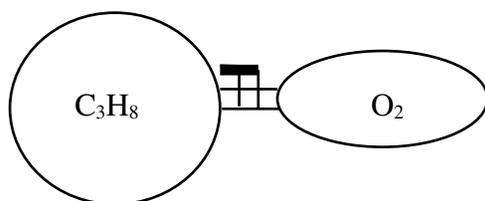
11.- Una muestra impura de  $\text{KClO}_3$  tiene una masa de 30,00 g. Para analizarla se calienta hasta que el  $\text{KClO}_3$  se descompone completamente de acuerdo a la siguiente reacción:



El oxígeno liberado es recogido sobre agua y ocupa un volumen de 9,72 litros a una presión atmosférica de 0,900 atm y a una temperatura de 25°C.

- Determine el % de  $\text{KClO}_3$  (% de pureza) en la muestra original.
- El volumen que ocupará el oxígeno en condiciones normales

12.- En el laboratorio se prepara un equipo como el que muestra la figura:



V de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> = 5,00 Litros

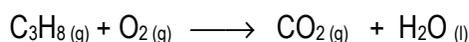
V de O<sub>2</sub> = 2,00 Litros

P de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> = 150 torr

P de O<sub>2</sub> = 3,00 atm

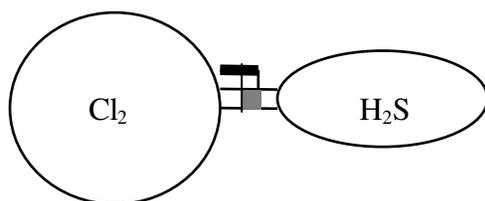
La temperatura a la cual se lleva a cabo el experimento es 20 °C.

- Determine la presión parcial de cada gas y la presión final del sistema luego de abrir la llave de paso que comunica ambos recipientes
- Si se hace saltar una chispa para que ocurra la reacción:



Determine la presión parcial de CADA GAS presente en el recipiente luego de la reacción si la temperatura final del sistema es igual a la temperatura inicial.

13.- En el laboratorio se prepara un equipo como el que muestra la figura:



V de Cl<sub>2</sub> = 3,00 litros

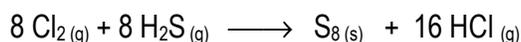
V de H<sub>2</sub>S = 1,20 litros

P de Cl<sub>2</sub> = 250 torr

P de H<sub>2</sub>S = 3,00 atm

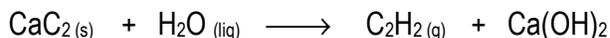
La temperatura a la cual se lleva a cabo el experimento es 22 °C.

- Determine la presión parcial de cada gas y la presión final del sistema luego de abrir la llave de paso que comunica ambos recipientes
- Si se permite que ocurra la reacción:



Determine la presión parcial de CADA GAS presente en el recipiente luego de la reacción si la temperatura final del sistema es igual a la temperatura inicial.

14.- Las lámparas de los mineros funcionan por reacción entre el carburo de calcio sólido y agua según la reacción:



El acetileno producido se quema produciendo luz.



En un laboratorio se desea obtener acetileno por la reacción anterior, recogiéndolo sobre agua. Determine el volumen de gas húmedo que se obtendrá a partir de 0,640 g de carburo de calcio y suficiente agua, a una temperatura de 24°C y a una presión atmosférica de 690 torr.

15.- Si se conoce la composición porcentual de un compuesto gaseoso, se puede determinar su fórmula molecular utilizando las leyes de los gases.

En un laboratorio se tiene una muestra de un gas tóxico, que se desea analizar. En un primer análisis se determinó que el compuesto está formado sólo por carbono y nitrógeno y su composición porcentual es: 46,20 % de carbono y 53,80 % de nitrógeno.

En otro experimento una muestra de 1,05 g del gas a 25°C y 750 torr, ocupó un volumen de 0,500 L.

Determine la fórmula molecular del gas tóxico.

16.- Un extintor de incendios contiene 20,0 moles de CO<sub>2</sub> en una bombona de 3,00 Litros. El extintor está ubicado en el pasillo de un edificio a una temperatura ambiente de 27°C.



- Determine la presión del gas dentro del extintor, sabiendo que se comporta como un gas real
- Determine el factor de compresibilidad

Para el CO<sub>2</sub>  $a = 3,59 \text{ L}^2 \text{ atm} / \text{mol}^2$  y  $b = 0,0427 \text{ L} / \text{mol}$

17.- Durante un experimento que se llevó a cabo a temperatura ambiente (25 °C) se utilizaron dos bombonas de igual volumen (60,00 dm<sup>3</sup>). Una de las bombonas se llenó con 0,160 kg de gas metano (CH<sub>4</sub>) y la otra con 0,170 kg de gas amoníaco (NH<sub>3</sub>)

- a) Si se considera que ambos gases se comportan idealmente, ¿Cuál será la presión de cada gas en la bombona respectiva?
- b) Si se considera que ambos gases son reales, ¿Cuál será la presión que marcará el manómetro de cada bombona? Utilice los valores de a y b de la tabla siguiente:

Gas	a (atm. L <sup>2</sup> / mol <sup>2</sup> )	b (L/mol)
Metano	2,25	0,0428
Amoníaco	4,17	0,0371

- c) Si se abren simultáneamente las llaves de ambas bombonas, ¿Cuál de ellas se vacía en menor tiempo? Justifique su respuesta por medio de la Ley de Graham.

18.- Durante un experimento de laboratorio se obtuvo un gas desconocido. Para su análisis se colocó una muestra del gas dentro de un globo, se colocó una tapa de material poroso y se dejó desinflar el globo, lo cual demoró 30,0 segundos. Bajo las mismas condiciones un globo lleno de oxígeno gaseoso (O<sub>2</sub>) demoró 25,6 segundos en desinflarse.

- a) Determine la masa molar del gas desconocido
- b) Determine el tiempo que demorará en desinflarse un globo lleno de helio gaseoso en las mismas condiciones.

19.- Durante un experimento se utilizaron globos de un material poroso, los cuales se llenaron bajo las mismas condiciones, uno de ellos con gas hilarante (N<sub>2</sub>O) y el otro con un gas tóxico, que es lacrimógeno al ser inhalado. Cada globo tenía un volumen de 5,00 L al comenzar el experimento.

El globo con el gas hilarante de desinfló en 130,0 segundos y el otro se desinfló en 215,6 segundos.

- a) Determine la masa molar del gas tóxico.
- b) Una persona que estaba en la puerta del laboratorio al comenzar el experimento, presenta cierto malestar después de cierto tiempo. ¿Qué sentirá primero: un lagrimeo o ganas de reírse sin motivo? Justifique su respuesta.

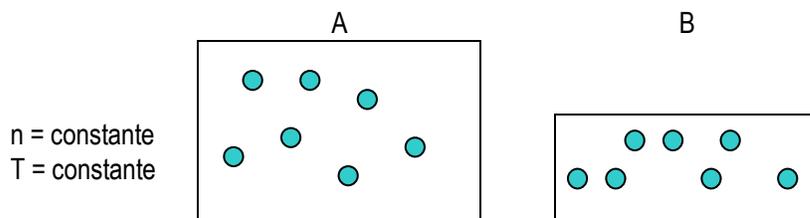
20.- \*La teoría cinética de los gases se basa en varios postulados cuyos enunciados se dan a continuación:

- I) El tamaño de las moléculas es despreciable con respecto al volumen del recipiente
- II) Las moléculas de los gases están en continuo movimiento en diferentes direcciones y chocan constantemente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. Los choques son perfectamente elásticos
- III) Las moléculas de los gases no ejercen fuerza de atracción o repulsión entre sí.
- IV) La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta del gas.

$$E_c = \frac{1}{2} m \bar{v}^2 \qquad \frac{1}{2} m \bar{v}^2 = C T$$

$E_c$ : Energía cinética promedio  
 $m$ : masa  
 $\bar{v}^2$ : velocidad cuadrática media  
 $C$ : constante  
 $T$ : temperatura en Kelvin

Se tienen dos recipientes A y B de diferente volumen, que contienen igual cantidad, en moles (n), de un gas y a la misma temperatura. (Ver gráfico)



La energía cinética promedio de las moléculas del gas en ambos recipientes será:

- 1)  $E_c B = E_c A$     2)  $E_c B > E_c A$     3)  $E_c B < E_c A$

La razón que justifica su respuesta es:

- a) La temperatura es la misma, por lo que la energía cinética de las moléculas en ambos recipientes será la misma
- b) Las moléculas del gas en el recipiente B tienen mayor energía cinética porque se encuentran en un volumen menor
- c) Al ser mayor el volumen, las moléculas se mueven más libremente y su energía cinética es mayor.
- d) La fuerza con la cual las moléculas chocan con las paredes del recipiente que las contiene es mayor en el recipiente B.

\* Olimpiada Venezolana de Química 1995

CAPITULO 5

RESOLUCION DETALLADA DE LOS PROBLEMAS DEL ESTADO GASEOSO

1.-

	Condiciones iniciales (1)	Condiciones finales (2)
Presión	38 psi	Desconocida
Temperatura	22°C + 273 = 295 K	80°C + 273 = 353 K
Volumen	V	V

Se utiliza la Ley Combinada:  $V_1 P_1 T_2 = V_2 P_2 T_1$  y se despeja  $P_2$ .

$$P_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{V \times 38 \text{ psi} \times 353 \text{ K}}{V \times 295 \text{ K}} = 45 \text{ psi}$$

2.-

	Condiciones iniciales (1)	Condiciones finales (2)
Presión	750 torr	$0,960 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} = 730 \text{ torr}$
Temperatura	20°C + 273 = 293 K	36°C + 273 = 309 K
Volumen	780 cm <sup>3</sup>	Desconocido

Se utiliza la Ley Combinada:  $V_1 P_1 T_2 = V_2 P_2 T_1$  y se despeja  $V_2$ .

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{780 \text{ cm}^3 \times 750 \text{ torr} \times 309 \text{ K}}{730 \text{ torr} \times 293 \text{ K}} = 846 \text{ cm}^3$$

3.-

	Condiciones iniciales (1) En el fondo	Condiciones finales (2) En la superficie del mar
Presión	$1520 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 2,000 \text{ atm}$	1,00 atm
Temperatura	5,0°C + 273 = 278 K	27°C + 273 = 300 K
Volumen	20,0 cm <sup>3</sup>	Desconocido

- a) Si la presión es menor en la superficie, según la ley de Boyle, el volumen debe ser mayor: a menor presión, mayor volumen. Así mismo, si la temperatura en la superficie es mayor, según la ley de Charles, el volumen será mayor: a mayor temperatura, mayor volumen.

b) Se utiliza la Ley Combinada:  $V_1 P_1 T_2 = V_2 P_2 T_1$  y se despeja  $V_2$ .

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{20,0 \text{ cm}^3 \times 2,000 \text{ atm} \times 300 \text{ K}}{1,00 \text{ atm} \times 278 \text{ K}} = 43,2 \text{ cm}^3$$

$$43,2 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} = 0,0432 \text{ L}$$

4.- a)

$$\text{Presión} = 700 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,921 \text{ atm}$$

$$\text{Volumen} = 20,00 \text{ m}^3 \times \frac{10^3 \text{ dm}^3}{1 \text{ m}^3} \times \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} = 2,000 \times 10^4 \text{ L}$$

$$\text{Temperatura} = 22^\circ \text{ C} + 273 = 295 \text{ K}$$

La cantidad de gas al terminar de llenarlo se determina por la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{0,921 \text{ atm} \times 2,000 \times 10^4 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 295 \text{ K}} = 761 \text{ mol}$$

$$761 \text{ mol} \times \frac{4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 3,05 \times 10^3 \text{ g de Helio gas}$$

b)

	Condiciones iniciales (1)	Condiciones finales (2)
Presión	700 mmHg	620 mmHg
Temperatura	22°C + 273 = 295 K	11°C + 273 = 284 K
Volumen	2,000 L	Desconocido

Se despeja  $V_2$  de la ley combinada:

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{2,000 \times 10^4 \text{ L} \times 700 \text{ mmHg} \times 284 \text{ K}}{620 \text{ mmHg} \times 295 \text{ K}} = 2,17 \times 10^4 \text{ L}$$

- c) Al seguir elevándose, la presión atmosférica disminuye, con lo cual el volumen aumenta, hasta el punto que el material del globo no puede seguir estirándose y explota.

5.-

$$a) \quad n = \frac{P V}{R T} = \frac{10,1 \text{ atm} \times 50,00 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times (-21 + 273) \text{ K}} = 24,4 \text{ mol}$$

- b) Se puede usar la Ley Combinada o la ecuación de los gases ideales:

$$P = \frac{n R T}{V} = \frac{24,4 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 273 \text{ K}}{50,00 \text{ L}} = 10,9 \text{ atm}$$

6.- a)

	<b>Condiciones iniciales (1)</b> En el fondo	<b>Condiciones finales (2)</b> En la superficie del mar
Presión	$1520 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 2,000 \text{ atm}$	1,00 atm
Temperatura	$6,0^{\circ}\text{C} + 273 = 278 \text{ K}$	$25^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$
Volumen	750 cm <sup>3</sup>	Desconocido

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{750 \text{ cm}^3 \times 2,00 \text{ atm} \times 298 \text{ K}}{1,00 \text{ atm} \times 278 \text{ K}} = 1,61 \times 10^3 \text{ cm}^3 = 1,61 \text{ L}$$

- b) Con la presión parcial del O<sub>2</sub> se calcula la cantidad de este gas en moles:

$$n \text{ de O}_2 = \frac{P V}{R T} = \frac{0,200 \text{ atm} \times 0,750 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 279 \text{ K}} = 0,00656 \text{ mol de O}_2$$

$$0,00565 \text{ mol O}_2 \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol}} = 0,210 \text{ g O}_2$$

$$P_{N_2} = P_{\text{globo}} - P_{O_2} = 2,00 \text{ atm} - 0,200 \text{ atm} = 1,80 \text{ atm}$$

$$n \text{ de } N_2 = \frac{P V}{R T} = \frac{1,80 \text{ atm} \times 0,750 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 279 \text{ K}} = 0,0590 \text{ mol de } N_2$$

$$0,0590 \text{ mol } N_2 \times \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol}} = 1,65 \text{ g } N_2$$

$$\text{masa del globo} = \text{masa de } O_2 + \text{masa de } N_2 = 0,210 \text{ g} + 1,65 \text{ g} = 1,86 \text{ g}$$

7.- Se determina la cantidad de gas en moles:

$$n_{He} = 5,00 \text{ kg} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol}}{4 \text{ g}} = 1,25 \times 10^3 \text{ mol}$$

Luego se determina el volumen total que ocuparía el gas fuera de la bombona, a presión atmosférica:

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{1,25 \times 10^3 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{mol K}} \times (27 + 273) \text{ K}}{710,0 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 3,29 \times 10^4 \text{ L}$$

$$N^\circ \text{ globos} = \frac{V \text{ total}}{V \text{ de un globo}} = \frac{3,29 \times 10^4 \text{ L}}{15,0 \frac{\text{L}}{\text{globo}}} = 2193 \text{ globos}$$

8.- Por estequiometría se determina la cantidad de  $H_2$  que se obtiene cuando reaccionan 3,12 g de Al:

$$3,12 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol}}{27 \text{ g}} \times \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol Al}} = 0,173 \text{ mol } H_2$$

Se utiliza la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen de  $H_2$ :

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,173 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 4,26 \text{ L}$$

9.- Se determina la cantidad de leudante en moles:

$$125,0 \text{ g NH}_4\text{HCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol}}{79 \text{ g}} = 1,582 \text{ mol NH}_4\text{HCO}_3$$

De la estequiometría de la reacción se deduce:

$$\text{mol NH}_3 = \text{mol CO}_2 = \text{mol H}_2\text{O} = \text{mol NH}_4\text{HCO}_3 = 1,582 \text{ mol}$$

$$\text{mol de gas producido} = \text{mol NH}_3 + \text{mol CO}_2 + \text{mol de H}_2\text{O} = 4,746 \text{ mol}$$

$$V_{\text{gases}} = \frac{n_T R T}{P} = \frac{4,746 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times (175 + 273) \text{ K}}{690 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 192 \text{ L}$$

10.- a) Por estequiometría se calcula la cantidad de oxígeno producido:

$$50,00 \text{ g KO}_2 \times \frac{1 \text{ mol KO}_2}{71 \text{ g}} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol KO}_2} = 0,5282 \text{ mol O}_2$$

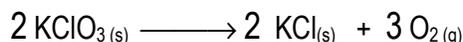
Se calcula el volumen que ocupará este oxígeno:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{n R T}{P} = \frac{0,5282 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times (37 + 273) \text{ K}}{690 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 14,8 \text{ L}$$

b)

$$14,8 \text{ L} \times \frac{1 \text{ inspiración}}{0,21 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ min}}{15 \text{ inspiraciones}} = 4,7 \text{ min utos}$$

11.- Se debe balancear la ecuación ANTES de cualquier cálculo:



Si el gas fue recogido sobre agua, se debe restar a la presión del gas húmedo, la presión de vapor del agua a 25°C (tabla 5-1 página 138) para obtener la presión del gas seco:

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{gas húmedo}} - P_{\text{vapor de agua}} = 0,900 \text{ atm} - \left( 23,76 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right)$$

$$P_{O_2 \text{ seco}} = 0,869 \text{ atm}$$

Se calcula la cantidad de gas oxígeno seco obtenido:

$$n \text{ de } O_2 = \frac{P V}{R T} = \frac{0,869 \text{ atm} \times 9,72 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times (25 + 273) \text{ K}} = 0,346 \text{ mol de } O_2$$

De la estequiometría se obtiene:

$$0,346 \text{ mol } O_2 \times \frac{2 \text{ mol } KClO_3}{3 \text{ mol } O_2} \times \frac{122,5 \text{ g } KClO_3}{1 \text{ mol } KClO_3} = 28,3 \text{ g } KClO_3$$

Estos gramos son puros ya que proviene de los cálculos estequiométricos. Por lo tanto se debe calcular el % de pureza de la siguiente forma:

$$\% \text{ pureza} = \frac{\text{g puros}}{\text{g muestra}} \times 100 = \frac{28,3 \text{ g}}{30,00 \text{ g}} \times 100 = 77,7 \%$$

b) El volumen que ocupará el oxígeno en condiciones normales (1,00 atm y 273 K) se calcula por:

$$V_{O_2} = \frac{n R T}{P} = \frac{0,346 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 273 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 7,75 \text{ L}$$

12.- a) Para el  $C_3H_8$

	Condiciones iniciales (1)	Condiciones finales (2)
Temperatura	$20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$	$20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$
Volumen	5,00 L	$5,00 \text{ L} + 2,00 \text{ L} = 7,00 \text{ L}$
Presión	$150 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0,197 \text{ atm}$	Desconocida

$$P_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{5,00 \text{ L} \times 0,197 \text{ atm} \times 293 \text{ K}}{7,00 \text{ L} \times 293 \text{ K}} = 0,141 \text{ atm}$$

Se calcula la cantidad de gas en moles, utilizando las condiciones iniciales:

$$n \text{ de } C_3H_8 = \frac{P V}{R T} = \frac{0,197 \text{ atm} \times 5,00 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 293 \text{ K}} = 0,0410 \text{ mol de } C_3H_8$$

Para el O<sub>2</sub>

	Condiciones iniciales (1)	Condiciones finales (2)
Temperatura	20°C + 273 = 293 K	20°C + 273 = 293 K
Volumen	2,00 L	2,00 L + 5,00 L = 7,00 L
Presión	3,00 atm	Desconocida

$$P_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{2,00 \text{ L} \times 3,00 \text{ atm} \times 293 \text{ K}}{7,00 \text{ L} \times 293 \text{ K}} = 0,857 \text{ atm}$$

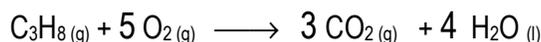
Se calcula la cantidad de gas en moles, utilizando las condiciones iniciales:

$$n \text{ de } O_2 = \frac{P V}{R T} = \frac{3,00 \text{ atm} \times 2,00 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 293 \text{ K}} = 0,250 \text{ mol de } O_2$$

La presión final después de abrir la llave será la suma de las presiones parciales:

$$P_{\text{final}} = P_{C_3H_8} + P_{O_2} = 0,141 \text{ atm} + 0,857 \text{ atm} = 0,998 \text{ atm}$$

b) Si se hace saltar una chispa ocurre la reacción (balanceada):



Cálculo del reactivo limitante:

Se determina la cantidad de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> que se necesita para que se consuma TODO el O<sub>2</sub>

$$0,0410 \text{ mol de } C_3H_8 \times \frac{5 \text{ mol de } O_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 0,205 \text{ mol de } O_2 \text{ Necesito}$$

Se determina la cantidad de O<sub>2</sub> que se necesita para que se consuma TODO el C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>

$$0,250 \text{ mol de } O_2 \times \frac{1 \text{ mol de } C_3H_8}{5 \text{ mol de } O_2} = 0,0500 \text{ mol de } C_3H_8 \text{ Necesito}$$

Compuesto:	Tengo:	Necesito:	Conclusión:
------------	--------	-----------	-------------

Química General para Ingenieros

C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	0,0410 mol	0,0500 mol	Tengo menos de lo que necesito: Falta C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Reactivo limitante
O <sub>2</sub>	0,250 mol	0,205 mol	Tengo más de lo que necesito: sobra O <sub>2</sub>	Reactivo en exceso

	(RL)			
	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (g)	+ 5 O <sub>2</sub> (g)	→	3 CO <sub>2</sub> (g) + 4 H <sub>2</sub> O(l)
Inicial (mol)	0,0410	0,250		
Reacción	- 0,0410	- 0,205		+ 0,123 + 0,164
Final (mol)	0,000	0,045		0,123 0,164

Los gases que quedan en el recipiente son: 0,045 mol de O<sub>2</sub> y 0,123 mol de CO<sub>2</sub>. El agua que se forma es líquida, por lo tanto no se toma en cuenta dentro de los gases. Con los moles de O<sub>2</sub> y CO<sub>2</sub> se calcula la presión parcial de cada uno.

$$P_{O_2} = \frac{n R T}{V} = \frac{0,045 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 293 \text{ K}}{7,00 \text{ L}} = 0,154 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = \frac{n R T}{V} = \frac{0,123 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 293 \text{ K}}{7,00 \text{ L}} = 0,422 \text{ atm}$$

13.- a) Para el Cl<sub>2</sub>

	Condiciones iniciales (1)	Condiciones finales (2)
Temperatura	22°C + 273 = 295 K	22°C + 273 = 295 K
Volumen	3,00 L	3,00 L + 1,20 L = 4,20 L
Presión	250 torr x $\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}$ = 0,329 atm	Desconocida

$$P_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{3,00 \text{ L} \times 0,329 \text{ atm} \times 295 \text{ K}}{4,20 \text{ L} \times 295 \text{ K}} = 0,235 \text{ atm}$$

Se calcula la cantidad de gas en moles, utilizando las condiciones iniciales:

$$n \text{ de Cl}_2 = \frac{P V}{R T} = \frac{0,329 \text{ atm} \times 3,00 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 295 \text{ K}} = 0,0408 \text{ mol de Cl}_2$$

Para el H<sub>2</sub>S

	Condiciones iniciales (1)	Condiciones finales (2)
Temperatura	22°C + 273 = 295 K	22°C + 273 = 295 K
Volumen	1,20 L	1,20 L + 3,00 L = 4,20 L
Presión	3,00 atm	Desconocida

$$P_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{1,20 \text{ L} \times 3,00 \text{ atm} \times 295 \text{ K}}{4,20 \text{ L} \times 295 \text{ K}} = 0,857 \text{ atm}$$

Se calcula la cantidad de gas en moles, utilizando las condiciones iniciales:

$$n \text{ de H}_2\text{S} = \frac{P V}{R T} = \frac{3,00 \text{ atm} \times 1,20 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 295 \text{ K}} = 0,149 \text{ mol de H}_2\text{S}$$

La presión final después de abrir la llave será la suma de las presiones parciales:

$$P_{\text{final}} = P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{H}_2\text{S}} = 0,235 \text{ atm} + 0,857 \text{ atm} = 1,092 \text{ atm}$$

b) Si ocurre la reacción (balanceada):



Cálculo del reactivo limitante:

Se determina la cantidad de H<sub>2</sub>S que se necesita para que se consuma TODO el Cl<sub>2</sub>

$$0,0408 \text{ mol de Cl}_2 \times \frac{8 \text{ mol de H}_2\text{S}}{8 \text{ mol de Cl}_2} = 0,0408 \text{ mol de H}_2\text{S} \quad \underline{\text{Necesito}}$$

Se determina la cantidad de Cl<sub>2</sub> que se necesita para que se consuma TODO el H<sub>2</sub>S

$$0,149 \text{ mol de H}_2\text{S} \times \frac{8 \text{ mol de Cl}_2}{8 \text{ mol de H}_2\text{S}} = 0,149 \text{ mol de Cl}_2 \quad \underline{\text{Necesito}}$$

Compuesto:	Tengo:	Necesito:	Conclusión:	
H <sub>2</sub> S	0,149 mol	0,0408 mol	Tengo más de lo que necesito: sobra H <sub>2</sub> S	Reactivo en exceso
Cl <sub>2</sub>	0,0408 mol	0,149 mol	Tengo menos de lo que necesito: Falta Cl <sub>2</sub>	

	(RL)				
	$8 \text{ Cl}_2(\text{g})$	$+ 8 \text{ H}_2\text{S}(\text{g})$	$\longrightarrow$	$\text{S}_8(\text{s})$	$+ 16 \text{ HCl}(\text{g})$
Inicial (mol)	0,0408	0,1490			
Reacción	- 0,0408	- 0,0408		+ 0,0051	+ 0,0816
Final (mol)	0,000	0,1082		0,0051	0,0816

Los gases que quedan en el recipiente son: 0,1082 mol de  $\text{H}_2\text{S}$  y 0,0816 mol de  $\text{HCl}$ . El azufre que se forma es sólido, por lo tanto no se toma en cuenta. Con los moles de  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{HCl}$  se calcula la presión parcial de cada uno.

$$P_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{n R T}{V} = \frac{0,1082 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 295 \text{ K}}{4,20 \text{ L}} = 0,623 \text{ atm}$$

$$P_{\text{HCl}} = \frac{n R T}{V} = \frac{0,0816 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 295 \text{ K}}{4,20 \text{ L}} = 0,470 \text{ atm}$$

14.- Si el gas se va a recoger sobre agua, la presión atmosférica será igual a la presión del gas húmedo. Para obtener la presión del gas seco se busca la presión de vapor del agua a  $24^\circ\text{C}$  (tabla 5-1 página 138) y se le resta a la presión atmosférica. 22,38

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2 \text{ seco}} = P_{\text{gas húmedo}} - P_{\text{vapor de agua}}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2 \text{ seco}} = 690 \text{ torr} - 22,38 \text{ torr} = 668 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0,879 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2 \text{ seco}} = 0,879 \text{ atm}$$

Se calcula ahora la cantidad de gas, en moles, que se obtiene según la estequiometría de la reacción:

$$\text{CaC}_2(\text{s}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{liq}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{Ca}(\text{OH})_2$$

$$0,640 \text{ g CaC}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaC}_2}{64 \text{ g CaC}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol CaC}_2} = 0,0100 \text{ mol C}_2\text{H}_2$$

El volumen se determina por la ecuación de los gases ideales:

$$V_{C_2H_2} = \frac{n R T}{P} = \frac{0,0100 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 297 \text{ K}}{0,879 \text{ atm}} = 0,277 \text{ L}$$

15.- Se determina la fórmula empírica utilizando los porcentajes:

Cantidad de cada elemento en moles:

$$n_C = 46,20 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 3,85 \text{ mol C}$$

$$n_N = 53,80 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 3,84 \text{ mol N} \quad \leftarrow \text{ Más pequeño}$$

Se determina la relación de moles con respecto al más pequeño:

$$\text{Relación C / N : } \frac{3,85}{3,84} = 1,00 \quad \text{Relación N / N : } \frac{3,84}{3,84} = 1,00$$

Fórmula Empírica: CN

Para determinar la fórmula molecular, es necesario conocer la masa molar. Esta se puede calcular con la relación entre la masa de la muestra (1,05 g) y la cantidad en moles que se puede calcular por la ecuación de los gases.

$$n \text{ de cianógeno} = \frac{P V}{R T} = \frac{750 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \times 0,500 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times (25 + 273) \text{ K}} = 0,0202 \text{ mol}$$

$$\text{masa molar} = \frac{\text{masa de muestra}}{\text{mol de muestra}} = \frac{1,05 \text{ g}}{0,0202 \text{ mol}} = 52,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La Masa molar de la fórmula empírica (CN) es 26 g/mol. Se calcula la relación entre:

$$\frac{\text{Masa molar de la fórmula molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{52,0 \text{ g/mol}}{26 \text{ g/mol}} = 2,00$$

La fórmula molecular es C<sub>2</sub>N<sub>2</sub>

16.- Se debe utilizar la ecuación de Van der Waals:

$$\left(P + \frac{a n^2}{V^2}\right)(V - n b) = n R T$$

Se despeja la presión y se obtiene la expresión:  $P = \frac{n R T}{V - n b} - \left(\frac{n^2}{V^2}\right) a$

$$P = \frac{20,0 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{3,00 \text{ L} - 20,0 \text{ mol} \times 0,0427 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} - \frac{(20,0 \text{ mol})^2}{(3,00 \text{ L})^2} \times 3,59 \frac{\text{L}^2 \text{ atm}}{\text{mol}^2} = 69 \text{ atm}$$

b) El factor de compresibilidad se despeja de la ecuación:  $P V = Z n R T$

$$Z = \frac{P V}{n R T} = \frac{69 \text{ atm} \times 3,00 \text{ L}}{20,0 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}} = 0,421$$

17.- a) Como gases ideales:

$$n_{\text{CH}_4} = 0,160 \text{ kg} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 10,0 \text{ mol}$$

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{n R T}{V} = \frac{10,0 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{60,00 \text{ L}} = 4,07 \text{ atm}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 0,170 \text{ kg} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} = 10,0 \text{ mol}$$

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{n R T}{V} = \frac{10,0 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{60,00 \text{ L}} = 4,07 \text{ atm}$$

Las presiones como gases ideales son iguales.

b) Como gases reales:

De la ecuación de Van der Waals:  $(P + \frac{a n^2}{V^2})(V - n b) = n R T$

Se despeja la presión y se obtiene:  $P = \frac{n R T}{V - n b} - (\frac{n^2}{V^2}) a$

$$P_{CH_4} = \frac{10,0 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{60,00 \text{ L} - 10,0 \text{ mol} \times 0,0428 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} - \frac{(10,0 \text{ mol})^2}{(60,00 \text{ L})^2} \times 2,25 \frac{\text{L}^2 \text{ atm}}{\text{mol}^2} = 4,04 \text{ atm}$$

$$P_{NH_3} = \frac{10,0 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{60,00 \text{ L} - 10,0 \text{ mol} \times 0,0371 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} - \frac{(10,0 \text{ mol})^2}{(60,00 \text{ L})^2} \times 4,17 \frac{\text{L}^2 \text{ atm}}{\text{mol}^2} = 3,98 \text{ atm}$$

Las presiones como gases reales son diferentes debido a la diferencia en los valores de a y b.

c) Si se consideran como gases ideales, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, el gas de menor masa molar se mueve a mayor velocidad. Por lo tanto la bombona de metano se vacía en menos tiempo.

18.- Los experimentos se realizan bajo las mismas condiciones, por lo tanto, según la Ley de Graham:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

La velocidad (v) se expresa como Volumen/tiempo y se sustituye en la Ley de Graham:

$$\frac{\frac{V_A}{t_A}}{\frac{V_B}{t_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Pero  $V_A = V_B$  por lo tanto queda:  $\frac{t_B}{t_A} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$

Se puede despejar: 
$$M_A = M_B \frac{t_A^2}{t_B^2}$$

$$M_A = M_{O_2} \frac{t_A^2}{t_{O_2}^2} = 32,0 \frac{g}{mol} \times \frac{(30,0 s)^2}{(25,6 s)^2} = 43,9 \frac{g}{mol}$$

b) Se conoce el tiempo del oxígeno y se despeja el tiempo del He.

Masa molar del He = 4,0 g/mol

$$t_A = t_B \sqrt{\frac{M_A}{M_B}} = 25,6 s \sqrt{\frac{4,0 \frac{g}{mol}}{32,0 \frac{g}{mol}}} = 9,05 s$$

19.- a) Según la Ley de Graham:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad \text{Se despeja } M_A \quad M_A = M_B \frac{(v_A)^2}{(v_B)^2}$$

Se sustituyen los valores de N<sub>2</sub>O y del gas tóxico:

$$M_{gas\ tóxico} = M_{N_2O} \frac{\left(\frac{5,00 L}{130,0 s}\right)^2}{\left(\frac{5,00 L}{215,6 s}\right)^2} = 44,0 \frac{g}{mol} \times \frac{(215,6 s)^2}{(130,0 s)^2} = 121 \frac{g}{mol}$$

b) El gas tóxico tiene mayor masa molar que el N<sub>2</sub>O, por lo tanto es más lento (menor velocidad) que el gas hilarante.

La persona que está en la puerta, sentirá primero los efectos del gas hilarante y sentirá ganas de reírse sin motivo.

20.- El postulado IV dice que la energía cinética es proporcional a la temperatura absoluta del gas. La ecuación que relaciona la energía cinética con la temperatura se deduce de las dos ecuaciones:

$$E_c = C T$$

Si ambos recipientes están a la misma temperatura, tendrán igual energía cinética, independientemente del volumen ocupado por el gas. Respuesta **1**.

Las opciones **b** y **c** no son correctas por indicar diferentes valores de energía cinética. La opción **d** se refiere a la fuerza de choque con el recipiente. Sólo la opción **a** es correcta.

Respuesta correcta: **1 a**