



Grupo Educacional Heinrich:
New Heinrich High School
R.B.D: 25716-8

**GUIA DE TRABAJO
PROFESOR JORGE CARRASCO ARAYA
FISICA-TERMODINAMICA
CUARTO MEDIO DIFERNCIADO**

La teoría atómica las moléculas pueden tener o no cierta libertad de movimientos en el espacio; estos grados de libertad microscópicos están asociados con el concepto de orden macroscópico. La libertad de movimiento de las moléculas de un sólido está restringida a pequeñas vibraciones; en cambio, las moléculas de un gas se mueven aleatoriamente, y sólo están limitadas por las paredes del recipiente que las contiene.

**GUÍA TEÓRICO – PRÁCTICA
UNIDAD I GASES**

Nombre del alumno _____

INTRODUCCIÓN

Bajo condiciones adecuadas la mayor parte de las sustancias pueden existir como gases, líquidos y sólidos. En muchas de las reacciones químicas intervienen sustancias en estado gaseoso, tanto entre los reactivos como entre los productos. Esto es importante, por lo que las leyes físicas relacionadas con el estado gaseoso deben conocerse antes de tratar con problemas en los que intervengan cambios químicos de sustancias que se presenten en el estado gaseoso.

Los gases son el estado más simple de la materia y, por tanto, las relaciones entre las propiedades microscópicas (átomos y moléculas) y macroscópicas de una masa gaseosa son relativamente fáciles de identificar.

Todos los gases se comportan de manera similar, de modo que el mismo conjunto de ecuaciones puede ser usado para predecir su comportamiento.

El volumen de una masa de gas depende de la temperatura y la presión a las cuales se encuentra. Por lo tanto se puede describir el comportamiento físico de los gases en función de tres variables: temperatura, T; presión, P; y volumen, V. Para un volumen dado bajo condiciones de temperatura y presión determinado, un cambio de una o más de las tres variables traerá como consecuencia un cambio de las restantes de acuerdo con leyes perfectamente establecidas llamadas Leyes de los Gases.

A lo largo de esta guía se utilizarán los gases y sus propiedades en una gran variedad de reacciones químicas y para la resolución de ejercicios que involucre una masa gaseosa o mezcla de gases se necesita estar familiarizados con el sistema internacional (SI) de unidades y con el manejo de las relaciones estequiométricas.

GASES:

Se denomina **gas**, al estado de agregación de la materia que no tiene forma ni volumen propio. Su principal composición lo constituye moléculas no unidas, expandidas y con poca fuerza de atracción, lo cuál provoca que no tengan volumen y forma definida, haciendo que este se expanda para ocupar todo el volumen del recipiente que la contiene.

CARACTERÍSTICAS DE LOS GASES

Entre las características más importantes de los gases se encuentran las siguientes:

- El volumen de un gas cambia significativamente con la presión.
- El volumen de un gas cambia mucho con la temperatura
- Los gases tienen relativamente baja viscosidad
- La mayoría de los gases tienen densidades relativamente bajas en condiciones normales.
- Los gases son miscibles

PROPIEDADES DE LOS GASES

Las propiedades más importantes de los gases se expresan a continuación:

➤ **Temperatura:** es la medida de que tan frío o que tan caliente esta una sustancia con respecto a otra. Las escalas de temperatura más usadas son: Celsius, Kelvin, Fahrenheit.

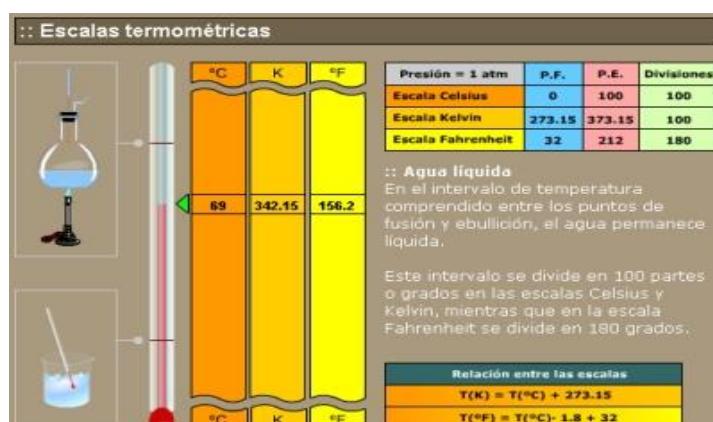
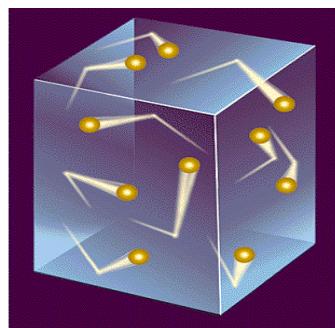


Figura N° 1: Escalas de temperatura
Fuente: Jesús Peña Cano (2008)

➤ **Volumen:** es el espacio que ocupa un sistema. Los gases ocupan todo el volumen disponible del recipiente en el que se encuentran. Decir que el volumen de un recipiente que contiene un gas ha cambiado es equivalente a decir que ha cambiado el volumen del gas.

➤ **Presión:** se define como la fuerza que actúa sobre una unidad de área de la superficie y se puede expresar en cualquiera de varias unidades convencionales (atm, Kpa, Bar, torr, mmHg). La presión de los gases es el resultado de los impactos de las moléculas sobre las paredes del recipiente que los contiene.



$$P = \frac{F}{A}$$

Figura N° 2: Presión de un gas
Fuente: Silberberg. México 2002

Presión barométrica: es la fuerza que ejercen los gases atmosféricos hacia la superficie por la atracción gravitacional de la tierra. La fuerza de los gases crea una presión de 1 atm. Esta presión es medida a través de un instrumento conocido como barómetro. Los barómetros contienen mercurio en vez de otro líquido porque su alta densidad permite que el barómetro sea de un tamaño conveniente. Básicamente este instrumento es un tubo de un metro de largo, cerrado en un extremo, lleno de mercurio, e invertido sobre un plato que contiene más mercurio. Cuando el tubo está invertido algo de mercurio fluye hacia fuera formando un vacío sobre el mercurio que queda en el tubo como se muestra en la figura N° 3 a continuación.

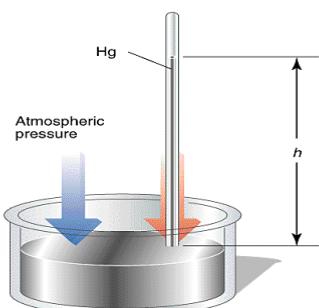


Figura N° 3: Barómetro de mercurio
Fuente: Petrucci. España 2003

Presión manométrica: es la presión de un gas o mezcla de gases medida en un experimento a través de un manómetro. En la figura N° 4 se muestran dos tipos de manómetros: (a) muestra un manómetro de extremo cerrado donde un gas ejerce presión sobre el mercurio en el brazo conectado al matraz, la diferencia de altura (ΔH) es igual a la presión del gas. (b) y (c) representan un esquema que consiste en un tubo curvo lleno de mercurio, donde uno de los extremos está abierto a la atmósfera y el otro está conectado a la muestra de gas. La atmósfera empuja sobre uno de los niveles de mercurio y el gas empuja en el otro. Ya que ΔH es igual a la diferencia entre las dos presiones, es necesario medir la presión atmosférica separadamente en un barómetro.

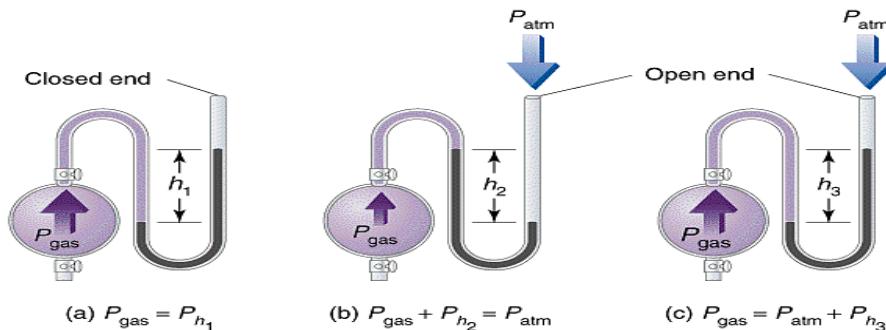


Figura N° 4: Tipos de manómetros

Fuente: Silberberg. México 2002.

	1 atm	1 mm Hg	1 Torr	1 N/m ²	1 Pascal	1 bar
1 atm	1	760	760	1.013×10 ⁵	1.013×10 ⁵	1.013
1 mm Hg	1.32×10 ⁻³	1	1	1.33×10 ²	1.33×10 ²	1.33×10 ⁻³
1 Torr	1.32×10 ⁻³	1	1	1.33×10 ²	1.33×10 ²	1.33×10 ⁻³
1 N/m ²	9.87×10 ⁻⁶	7.50×10 ⁻³	7.50×10 ⁻³	1	1	10 ⁻⁵
1 Pascal	9.87×10 ⁻⁶	7.50×10 ⁻³	7.50×10 ⁻³	1	1	10 ⁻⁵
1 bar	9.87×10 ⁻¹	7.50×10 ²	7.50×10 ²	10 ⁵ N/m ²	10 ⁵ N/m ²	1

➤ Efusión Y Difusión

El movimiento de los gases, ya sea entre ellos o hacia regiones de muy baja presión, tiene muchas aplicaciones importantes.

Efusión, es el proceso por el cual un gas escapa del recipiente que lo contiene a través de un orificio diminuto hacia un espacio evacuado. La velocidad de efusión es el número de moles (o moléculas) de gas que efusionan por unidad de tiempo.

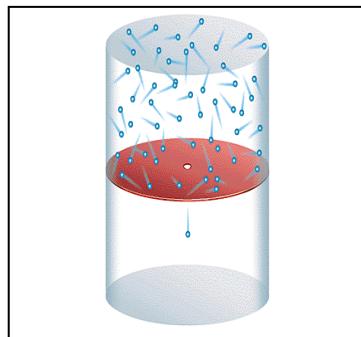


Figura N° 5: Proceso de efusión de un gas.

Difusión, muy rel
gaseosa, el movimiento de un gas a través de otro.

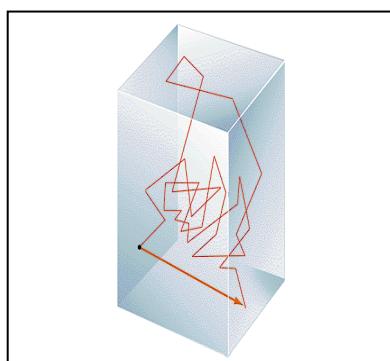


Figura N° 6: Difusión de una partícula de gas a través de un espacio lleno de otras partículas.
Fuente: Petrucci. España 2003

COMPORTAMIENTO DE LOS GASES EN CONDICIONES ESTANDAR

Los químicos han seleccionado un conjunto de condiciones estándar para comprender mejor los factores que influyen en el comportamiento de los gases; a este conjunto les llaman temperatura y presión estándar (STP), por sus siglas en inglés.

STP: 0° C (273,15K) y 1 atm (760 torr)

Bajo estas condiciones, el volumen de un mol de gas ideal se denomina volumen molar estándar y es igual a 22,414 Litros.

LEYES DE LOS GASES

El estado gaseoso es el único entre los estados de la materia en la que la naturaleza química del gas no afecta significativamente su comportamiento físico. Las variables que describen el comportamiento físico de un gas son: presión, volumen, temperatura y cantidad de gas. Estas variables son interdependientes, es decir cualquiera de ella puede determinarse midiendo las otras tres. Existen relaciones claves para relacionar estas variables: las leyes de Boyle, Charles y Avogadro.

➡ LEY DE BOYLE

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.

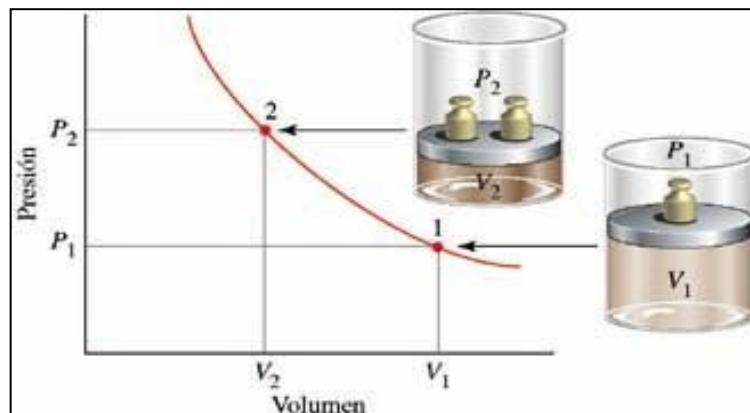


Figura N° 7: Relación Volumen- Presión
Fuente: Petrucci. España 2003

Como se muestra en la figura N° 7, el volumen es inversamente proporcional a la presión:

- Si la presión aumenta, el volumen disminuye.
- Si la presión disminuye, el volumen aumenta.

De esta forma, si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor. Entonces la expresión matemática de esta ley es:

$$P \cdot V = k \quad (1)$$

(El producto de la presión por el volumen es constante)

Supóngase que se tiene un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una presión P_1 al comienzo del experimento. Si se varía el volumen del gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad (2)$$

Que es otra manera de expresar la ley de Boyle

Ejercicio resuelto:

Un volumen de 380 mL de aire se midió a la presión de 640 mmHg. Calcúlese el volumen que ocupará a una presión de 760 mmHg, a temperatura constante.

Solución

Datos:

$$V_1 = 380 \text{ mL}$$

$$P_1 = 640 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 760 \text{ mmHg}$$

$$V_2 = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: Como se tiene temperatura constante la expresión a emplear es la Ley de Boyle (2), podemos despejar de la ecuación (2) el V_2 .

Entonces $V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2}$ y sustituyendo los valores se tiene:

$$V_2 = \frac{640 \text{ mmHg} \cdot 380 \text{ mL}}{760 \text{ mmHg}} = 320 \text{ mL}$$

➡ LEY DE CHARLES

La ley de Charles establece que si la cantidad de gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen y la temperatura siempre tiene el mismo valor.

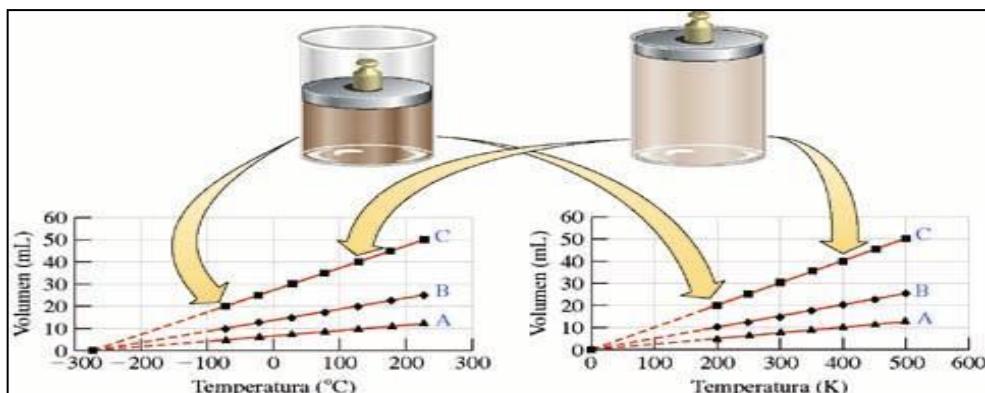


Figura N° 8: Relación Volumen- Temperatura
Fuente: Petrucci. España 2003

Como se muestra en la figura N° 8, el volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas:

- Si la temperatura aumenta, el volumen del gas aumenta.
- Si la temperatura del gas disminuye, el volumen disminuye.

Matemáticamente se puede expresar así:

$$\frac{V}{T} = k \quad (3)$$

(el cociente entre el volumen y la temperatura es constante)

Supóngase que se tiene un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si se varía el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la temperatura cambiará a T_2 , y se cumplirá:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (4)$$

Que es otra manera de expresar la ley de Charles.

Ejercicio resuelto:

Se colectó un volumen de 473mL de oxígeno a 27° C. ¿Qué volumen ocupará dicho oxígeno a 173° C, a presión constante?

Solución**Datos:**

$$V_1 = 473 \text{ mL}$$

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

$$T_2 = 173^\circ \text{C} + 273 = 446 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: como se tiene presión constante, la expresión a utilizar es la ley de Charles (4), despejando de esta ecuación V_2 se tiene:

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} \quad \text{nótese que la temperatura debe ser transformada a una escala absoluta Kelvin (K). De esta forma se obtiene:}$$

$$V_2 = \frac{473 \text{ mL} \cdot 446 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 703,19 \text{ mL}$$

➡ LEY COMBINADA (ley de Boyle- Charles)

Esta ley establece, que los volúmenes ocupados por una masa gaseosa, son inversamente proporcionales a la presión y directamente proporcionales a la temperatura que soportan. La ecuación matemática para esta ley es la siguiente

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \quad (5)$$

Ejercicio resuelto:

Una muestra de freón-12 ocupa un volumen de 25,5 L a 298 K y 153, 3 Kpa. ¿Determinar su volumen a condiciones estándar?

Solución

Datos:

$$V_1 = 25,5 \text{ L}$$

$$T_1 = 298 \text{ K}$$

$$P_1 = 153,3 \text{ Kpa}$$

$$T_2 = 273 \text{ K}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm} = 101,325 \text{ Kpa}$$

$$V_2 = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: por las condiciones que se tienen inicialmente se emplea la ley combinada para encontrar el V_2 . De esta forma se despeja V_2 de la ecuación (5) obteniéndose:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} \text{ nótese que debe transformarse la } P_2 \text{ a Kpa para sustituir los valores en la}$$

ecuación. El resultado obtenido es:

$$V_2 = \frac{153,3 \text{ Kpa} \cdot 25,5 \text{ L} \cdot 273 \text{ K}}{298 \text{ K} \cdot 101,325 \text{ Kpa}} = 35,34 \text{ L}$$

➡ LEY DE AVOGADRO

Esta ley, descubierta por Avogadro establece la relación entre la cantidad de gas y su volumen cuando se mantienen constantes la temperatura y la presión. Recuerde que la cantidad de gas se mide en moles.

El volumen es directamente proporcional a la cantidad de gas:

- Si aumentamos la cantidad de gas, aumentará el volumen.
- Si disminuimos la cantidad de gas, el volumen disminuye.

Se puede expresar la ley de Avogadro así:

$$\frac{V}{n} = k \quad (6)$$

(El cociente entre el volumen y la cantidad de gas es constante)

Supóngase que se tiene una cierta cantidad de gas n_1 que ocupa un volumen V_1 al comienzo del experimento. Si se varía la cantidad de gas hasta un nuevo valor n_2 , entonces el volumen cambiará a V_2 , y se cumplirá:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad (7)$$

Que es otra manera de expresar la ley de avogadro.

Ejercicio resuelto:

Los dirigibles se consideran medios de transporte para mercancías. Un modelo a escala se llena hasta un volumen de 55 cm^3 . Cuando 1,10 moles de helio se adicionan al dirigible el volumen es de $26,2 \text{ cm}^3$. Cuantos gramos de helio deben agregarse para que este se eleve. Considere que P y T son constantes.

Solución

Datos:

$$V_1 = 26,2 \text{ cm}^3$$

$$n_1 = 1,10 \text{ mol}$$

$$V_2 = 55 \text{ cm}^3$$

$$n_2 = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: primero se necesita encontrar n_2 , dado que se tienen condiciones de P y T constantes se emplea la ley de avogadro (7), para encontrar este valor. Para encontrar la cantidad de helio adicionada se resta n_1 y se convierte a gramos.

$$n_2 = \frac{n_1 \cdot V_2}{V_1} \quad \text{sustituyendo los valores en esta ecuación se obtiene:}$$

$$n_2 = \frac{1,10 \text{ mol} \cdot 55 \text{ cm}^3}{26,2 \text{ cm}^3} = 2,31 \text{ mol}$$

Determinación de la cantidad adicional de helio: $n_{ad} = n_2 - n_1$

$$n_{ad} = (2,31 - 1,10) \text{ mol} = 1,21 \text{ mol}$$

$$gHe = 1,21 \text{ mol He} \cdot \frac{4,003 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}} = 4,84 \text{ g He}$$

➡ LEY DE GAY LUSSAC

Fue enunciada por Joseph Louis Gay-Lussac a principios de 1800. Establece la relación entre la temperatura y la presión de un gas cuando el volumen es constante.

La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura:

- Si aumentamos la temperatura, aumentará la presión.
- Si disminuimos la temperatura, disminuirá la presión.

Gay-Lussac descubrió que, en cualquier momento de este proceso, el cociente entre la presión y la temperatura siempre tenía el mismo valor:

$$\frac{P}{T} = k \quad (8)$$

(El cociente entre la presión y la temperatura es constante)

Supongamos que tenemos un gas que se encuentra a una presión P_1 y a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos la temperatura hasta un nuevo valor T_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (9)$$

que es otra manera de expresar la ley de Gay-Lussac.

Ejercicio resuelto:

El aire en un tanque se encontraba a una presión de 640 mmHg a 23°C . Se expuso al sol con lo que su temperatura aumento a 48°C . ¿Cuál fue la presión que se presentó entonces en el tanque?

Solución

Datos:

$$P_1 = 640 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 23^\circ\text{C} + 273 = 296 \text{ K}$$

$$T_2 = 48^\circ\text{C} + 273 = 321 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: se emplea la relación presión- temperatura de Gay- Lussac (9) y se despeja de esta la P₂ obteniendo:

$P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1}$ sustituyendo los valores en esta ecuación se obtiene como resultado

$$P_2 = \frac{640 \text{ mmHg} \cdot 321K}{296K} = 694,05 \text{ mmHg}$$

► LEY DEL GAS IDEAL

Cada una de las leyes elementales de los gases describe el efecto sobre el volumen del gas de la modificación de una variable mientras se mantiene constante las otras dos.

1. Ley de Boyle, describe el efecto de la presión $V \propto \frac{1}{P}$
2. Ley de Charles describe el efecto de la temperatura $V \propto T$
3. Ley de Avogadro describe el efecto de la cantidad del gas $V \propto n$

Se pueden combinar estos efectos individuales en una relación llamada ley de gas ideal (ecuación de gas ideal), en la que el volumen del gas es directamente proporcional a la cantidad de gas y a la temperatura en K e inversamente proporcional a la presión, es decir

$$V \propto \frac{n \cdot T}{P} \quad (10)$$

Reordenando esta ecuación se obtiene $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (11), donde R es una constante de proporcionalidad conocida como constante universal de los gases ideales.

Según el sistema de unidades que se trabaje la constante universal de los gases puede obtener varios valores:

Tabla N° 1: Valor de la constante universal de los gases ideales

Valor de R en diferentes unidades
$R = 0,0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$
$R = 62,36 \frac{torr \cdot L}{mol \cdot K}$
$R = 8,314 \frac{Kpa \cdot dm^3}{mol \cdot K}$
$R = 8,314 \frac{J}{mol \cdot K}$

Fuente: Silberberg. México 2002.

Ejercicio resuelto:

Una botella de gases de 12,8 L contiene 35,8 g de O₂ A 46° C. ¿Cuál es la presión de este gas expresada en atmósfera?

Solución

Datos:

$$V = 12,8 \text{ L}$$

$$\text{g O}_2 = 35,8 \text{ g}$$

$$T = 46^\circ \text{C} + 273 = 319 \text{ K}$$

$$R = 0,0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$$

$$P = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: antes de utilizar la ecuación de los gases ideales (11) se debe convertir los gramos de O₂ a moles de O₂. De esta forma se tiene:

$$n \text{ O}_2 = 35,8 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 1,12 \text{ mol O}_2 \text{ sustituyendo estos valores en la ecuación (11)}$$

y despejando la presión de la misma, se obtiene:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,12 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 319 \text{ K}}{12,8 \text{ L}} = 2,29 \text{ atm}$$

APLICACIONES DE LA ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES

La ley de los gases ideales puede reestructurarse de maneras adicionales para determinar otras propiedades de los gases. Entre las aplicaciones que se le da se encuentran: la determinación de las masas molares y la densidad de los gases.

➤ Densidad de un gas.

Para determinar la densidad de un gas se comienza con la ecuación de densidad $d = m/V$. A continuación se expresa la masa del gas como el producto del número de moles del gas por su masa molar: $m = n \cdot M$. Esto nos lleva a:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = \frac{n}{V} \cdot M$$

Utilizando la ecuación de los gases ideales, se puede sustituir n/V por su equivalente $P/R \cdot T$ obteniendo

$$d = \frac{M \cdot P}{R \cdot T} \quad (12)$$

Ejercicio resuelto:

¿Cuál es la densidad del freón-11 (CFCl_3) a 120°C y $1,5 \text{ atm}$?

Solución

Datos:

$$T = 120^\circ\text{C} + 273 = 393\text{K}$$

$$P = 1,5 \text{ atm}$$

$$d = ?$$

Estrategias para resolver el ejercicio: primero se debe calcular la masa molar del freón – 11 para sustituir los valores en la ecuación (12). De esta forma resulta:

$$M_{\text{CFCl}_3} = 137,35 \text{ g/mol}$$

$$d = \frac{137,35 \text{ g/mol} \cdot 1,5 \text{ atm}}{0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 393\text{K}} = 6,39 \text{ g/L}$$

➤ **Masa molar de un gas.**

A través de otros rearreglos simples a la ley de gas ideal, se puede determinar la masa molar de un gas desconocido.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{m}{M}$$

Por lo tanto se despeja la masa molar $M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$ (13)

En función de la densidad se obtiene $M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$ (14)

Ejercicio resuelto:

Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno y encuentra que su densidad es 7,71g/L a 36° C y 2,88 atm. ¿Calcule la masa molar del gas?

Solución

Datos:

$$d = 7,71 \text{ g/L}$$

$$T = 36^\circ \text{C} = 309 \text{ K}$$

$$P = 2,88 \text{ atm}$$

$$M = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: se emplea la ecuación (14) para resolver el ejercicio sustituyendo los valores adecuados en la misma, y se obtiene:

$$M = \frac{7,71 \text{ g/L} \cdot 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 309 \text{ K}}{2,88 \text{ atm}} = 67,91 \text{ g/mol}$$

➔ **LEY DE DALTON (de las presiones parciales)**

Cuando existe una mezcla de gases se denomina “presión parcial” de un gas a la presión ejercida por las moléculas de ese gas como si él solo ocupara todo el volumen.

En una mezcla de gases no reactivos, la presión total es la suma de las presiones parciales de los gases individuales

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C \quad (15)$$

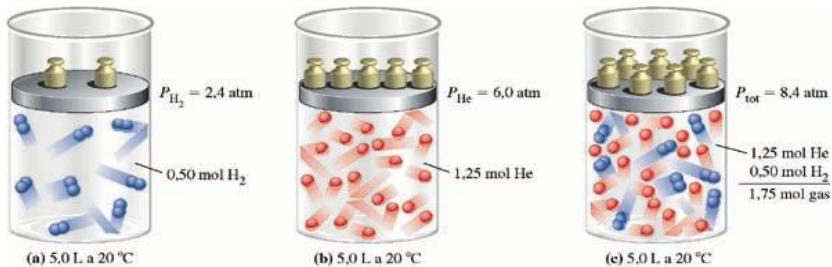


Figura N° 9: Ley de Daltón
Fuente: Petrucci. España 2003

Por lo tanto, la presión parcial de los gases A, B y C se expresan con las siguientes ecuaciones:

$$P_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V} \quad P_B = \frac{n_B \cdot R \cdot T}{V} \quad P_C = \frac{n_C \cdot R \cdot T}{V}$$

Cada componente en una mezcla contribuye con una fracción del número total de moles en la mezcla, que es la fracción molar (X) de este componente.

La fracción molar de un componente A se expresa con la siguiente ecuación:

$$X_A = \frac{n_A}{n_t} \quad (16)$$

Donde:

n_A = moles presentes del gas A.

n_t = moles totales presentes en la mezcla de gases.

La suma de las fracciones molares de todos los componentes en una mezcla debe ser igual a uno. De esta forma:

$$\Sigma X = X_A + X_B + X_C = 1 \quad (17)$$

Ya que la presión total se debe al número total de moles, la presión parcial del gas A es la presión total multiplicada por la fracción molar de A, X_A .

$$P_A = P_{\text{TOTAL}} \cdot X_A \quad (18)$$

Ejercicio resuelto:

Una muestra gaseosa contiene 5,23 g de cloroformo (CHCl_3), y 1,66 g de metano (CH_4).

Calcule:

- Que presión es ejercida por la mezcla dentro de una bombona metálica de 50mL a 345° C. ¿Con qué presión contribuye el CHCl_3 .
- Cual es la fracción molar de cada gas en la mezcla a estas condiciones.

Solución

Datos:

$$\text{g CHCl}_3 = 5,23 \text{ g}$$

$$\text{g CH}_4 = 1,66 \text{ g}$$

$$V = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$$

$$T = 345^\circ \text{ C} = 618 \text{ K}$$

$$P_{\text{total}} = ?$$

$$P_{\text{CHCl}_3} = ?$$

$$X_{\text{CHCl}_3} = ?$$

$$X_{\text{CH}_4} = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: se tienen los gramos de cada gas en la mezcla, se deben convertir a moles. Se usa entonces la ecuación de los gases ideales (11) para calcular la presión total a partir del número total de moles. La presión ejercida por CHCl_3 se puede calcular sustituyendo el número de moles de este gas en (11) individualmente. Para el cálculo de las fracciones parciales, se puede resolver empleando el número de moles dados en el problema y alternativamente se puede utilizar las presiones parciales y la presión total.

$$n_{\text{CHCl}_3} = 5,23 \text{ g } \text{CHCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CHCl}_3}{119,35 \text{ g } \text{CHCl}_3} = 0,044 \text{ mol } \text{CHCl}_3$$

$$n_{\text{CH}_4} = 1,66 \text{ g } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16 \text{ g } \text{CH}_4} = 0,104 \text{ mol } \text{CH}_4$$

$$n_{total} = (0,044 + 0,104) \text{ mol} = 0,148 \text{ mol}$$

$$P_{total} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,148 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 618 \text{ K}}{0,05 \text{ L}} = 150,18 \text{ atm}$$

$$P_{CHCl_3} = \frac{n_{CHCl_3} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,044 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 618 \text{ K}}{0,05 \text{ L}} = 44,64 \text{ atm}$$

Cálculo de las fracciones molares empleando el número de moles dados:

$$X_{CHCl_3} = \frac{n_{CHCl_3}}{n_{total}} = \frac{0,044 \text{ mol}}{0,148 \text{ mol}} = 0,3$$

$$X_{CHCl_3} = \frac{n_{CH_4}}{n_{total}} = \frac{0,104 \text{ mol}}{0,148 \text{ mol}} = 0,7$$

Cálculo de las fracciones molares empleando las presiones parciales de los gases:

$$X_{CHCl_3} = \frac{P_{CHCl_3}}{P_{total}} = \frac{44,64 \text{ atm}}{150,18 \text{ atm}} = 0,3$$

Se debe calcular la presión parcial del CH₄ para calcular su fracción molar:

$$P_{CH_4} = \frac{n_{CH_4} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,104 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 618 \text{ K}}{0,05 \text{ L}} = 105,53 \text{ atm}$$

$X_{CH_4} = \frac{P_{CH_4}}{P_{total}} = \frac{105,53 \text{ atm}}{150,18 \text{ atm}} = 0,7$ nótese que la fracción molar es una cantidad adimensional.

Entonces se cumple $\sum X = X_{CHCl_3} + X_{CH_4} = 0,3 + 0,7 = 1$

RECOLECCIÓN DE UN GAS SOBRE AGUA

La ley de las presiones parciales se usa frecuentemente para determinar la producción de un gas insoluble en agua que se forma en una reacción. El producto gaseoso burbujea en el agua y se colecta en un recipiente invertido, como se muestra en la figura N° 8. El vapor de agua que se mezcla con el gas contribuye en parte a la presión total, llamada presión de vapor, que depende únicamente de la temperatura del agua.

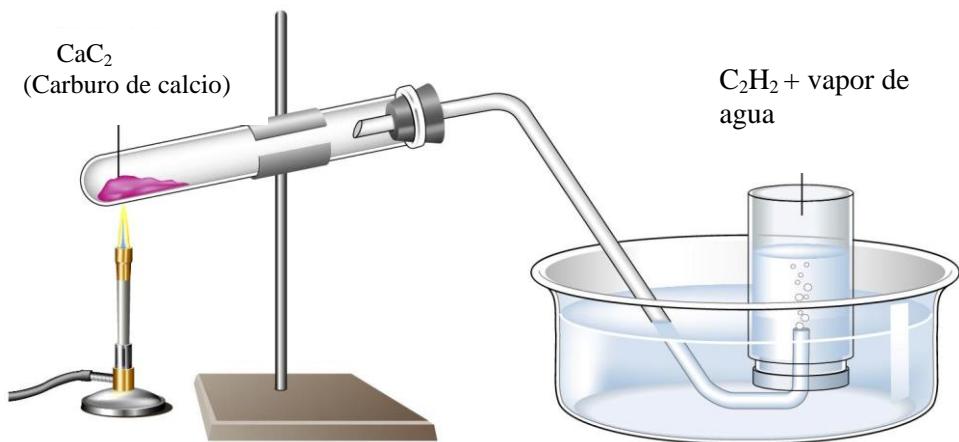
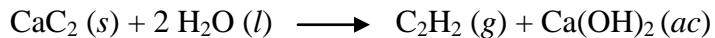


Figura N° 10: Gas recolectado sobre agua
Fuente: Petrucci . España 2003

Ejercicio resuelto:

El gas acetileno (C_2H_2), un gas combustible muy importante en soldaduras se produce en el laboratorio cuando el carburo de calcio (CaC_2) reacciona con agua:



Para una muestra de acetileno colectada en agua la presión total del gas (ajustada a la presión barométrica) es 738 torr y el volumen es 523 mL. A la temperatura del gas $23^\circ C$ la presión de vapor del agua es 21 torr. ¿Cuántos gramos de acetileno se recolectaron?

Solución

Datos:

$$P_{\text{total}} = 738 \text{ torr}$$

$$V = 523 \text{ mL} = 0,523 \text{ L}$$

$$T_{C_2H_2} = 23^\circ C + 273 = 296 \text{ K}$$

$$P_{H_2O} = 21 \text{ torr}$$

$$g_{C_2H_2} = ?$$

Estrategia para resolver el ejercicio: se necesita calcular la masa de C_2H_2 para encontrar $n_{C_2H_2}$ a partir de la ecuación de los gases ideales (11) si se calcula la $P_{C_2H_2}$, empleando la ecuación de dalton (15). De igual forma se deben convertir unidades de presión a atmósfera para sustituir en la ecuación (11). De esta forma se obtiene:

$$P_{\text{total}} = P_{C_2H_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{C_2H_2} \text{ (torr)} = P_{total} - P_{H_2O} = (738 - 21) \text{ torr} = 717 \text{ torr}$$

$$P_{C_2H_2} \text{ (atm)} = 717 \text{ torr} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0,943 \text{ atm}$$

De la ecuación de los gases ideales se tiene:

$$n_{C_2H_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,943 \text{ atm} \cdot 0,523 \text{ L}}{0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 296 \text{ K}} = 0,0203 \text{ mol}$$

Para encontrar los gramos obtenidos de C_2H_2 se emplea la masa molar de este gas.

$$g_{C_2H_2} = 0,0203 \text{ mol } C_2H_2 \cdot \frac{26,04 \text{ g } C_2H_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} = 0,529 \text{ g } C_2H_2$$