



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Miércoles 11 de Mayo 2021

Docente: Canelón Juan Carlos

4 Año: A-B

Área de formación: Química



Ciencia, tecnología e innovación



Gases



Gases

Teoría cinético – molecular

Leyes que rigen los gases

***“Todo está hecho de átomos... pero, ¿De qué se componen los átomos?
Los hombres de ciencia han mostrado siempre una sorprendente curiosidad por tratar
de buscarle explicación a todo aquello cuanto signifique un enigma para ellos.”***



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Desarrollo del Tema

En 1664, el químico Jan Baptista Van Helmont, considerado el padre de la química neumática, creó el vocablo gas (durante un tiempo también se usó “estado aeriforme”), a partir del término griego *Kaos* (desorden) para definir las características del anhídrido carbónico. Esta denominación se extendió luego a todos los cuerpos gaseosos también llamados fluidos elásticos, fluidos compresibles o aires y se utiliza para designar uno de los estados de la materia.

La principal característica de los gases respecto a los sólidos y a los líquidos, es que no pueden verse ni tocarse, pero también se encuentran compuestos de átomos y moléculas.

La causa de la naturaleza del gas se encuentra en sus moléculas, muy separadas una de las otras y con movimientos aleatorios entre sí. Al igual que ocurre con los otros dos estados de la materia, el gas también puede transformarse en líquido si se somete a temperaturas muy bajas. A este proceso se le conoce como condensación en el caso de los vapores y licuefacción en el caso de los gases perfectos.

Las primeras leyes de los gases fueron desarrolladas desde finales del siglo XVII, cuando los científicos empezaron a darse cuenta de que en las relaciones entre las presiones, el volumen y la temperatura de una muestra de gas, en un sistema cerrado se podría obtener una fórmula que sería válida para todos los gases. Estos se comportan de formas similares en una amplia variedad de condiciones debido a la buena aproximación que tienen las moléculas que se encuentran más separadas y hoy en día la ecuación de estado para un gas ideal se deriva de la teoría cinética.

La dinámica de nuestro planeta permite que la materia exista en distintos estados de agregación, dando origen a multiplicidad de fenómenos. Por ejemplo, el agua de la atmósfera se condensa para producir rocío, se solidifica para producir hielo o se evapora para precipitarse como lluvia. En este material de apoyo, profundizaremos sobre el estudio de los gases, pues son sistemas muy importantes dentro del desarrollo de la



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

química. Basta con decir que las primeras teorías sobre la estructura de la materia, se basaron en el conocimiento que tenían los científicos acerca de los sistemas gaseosos.

Los gases, son uno de los estados de agregación de la materia. En este estado las moléculas que constituyen un gas casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven en el vacío a gran velocidad y muy separadas unas de otras explicando así las propiedades.

Hay varias características de los gases que son familiares para todo mundo, los gases no tienen forma ni volumen propio se expanden hasta llenar y adoptar las formas de los recipientes que los contienen, los gases se difunden unos en otros y se mezclan en todas las proporciones.

Otra característica sobresaliente de los gases es su baja densidad, en comparación con las de los líquidos y sólidos, un mol de agua líquida a 298 K y 1 atm de presión ocupa un volumen de 18 cm³, mientras que la misma cantidad de vapor de agua a la misma temperatura y presión tienen un volumen de 30.200 cm³, mas de mil veces mayor.

SEGÚN LA TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR, LOS GASES PRESENTAN LAS SIGUIENTES CARACTERÍSTICAS:

- 1) Tiende a ocupar todo el espacio disponible en el recipiente que lo contiene, ya que sus moléculas poseen gran energía cinética, superando las fuerzas de atracción intermoleculares. Esta propiedad se denomina **expansibilidad**.
- 2) Como consecuencia de la expansibilidad, los gases **no tienen formas ni volúmenes definidos**.
- 3) El volumen ocupado por un gas depende de la presión ejercida sobre este, de forma que poseen una alta **compresibilidad**.
- 4) Debido a que las fuerzas entre las partículas de un gas son débiles, éstas se hallan dispersas en el espacio, como resultado de esto, el volumen que ocupa un gas es muy



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

superior al volumen de las partículas constitutivas del mismo, pues estas presentan una **baja densidad**.

5) Cuando uno o más gases se hallan ocupando el mismo espacio, sus partículas se entremezclan completa y uniformemente, por lo que se dice que poseen una **miscibilidad**.

PARA DEFINIR EL ESTADO DE UN GAS SE NECESITAN CUATRO MAGNITUDES: MASA, PRESIÓN, VOLUMEN Y TEMPERATURA.

a) Masa: Representa la cantidad de materia del gas y suele asociarse con el número de moles (**n**).

b) Presión: se define como la fuerza por unidad de área, **F/A**. la presión **P**, de un gas, es el resultado de la fuerza ejercida por las partículas al chocar contra las paredes del recipiente. La presión determina la dirección del flujo del gas, se puede expresar en atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mmHg), Pascales (Pa) o kilopascales (kPa).

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101300 \text{ Pa} = 101,3 \text{ kPa} = 1,0332 \text{ kg/cm}^2 = 1,01325 \text{ bares} = 760 \text{ torr (Torricelli)}$, dependiendo de la unidad en la que se quiera expresar.

c) Volumen: Es el espacio en el cual se mueven las moléculas. Está dado por el volumen del recipiente que lo contiene, pues por lo general se desprecia el espacio ocupado por las moléculas. El volumen **V** de un gas se puede medir en m^3 , cm^3 , L o ml. La unidad más empleada en los cálculos que se realizan con los gases es el litro L.

d) Temperatura: Es una propiedad que determina la dirección del flujo de calor. Se define como el grado de movimiento de las partículas de un sistema bien sea sólido, un líquido o un gas. La temperatura de los gases se expresa en la escala Kelvin, llamada escala absoluta.

Puesto que muchos gases se encuentran a muy bajas temperaturas (negativa en la escala centígrada). Cuando se tiene **1mol** de gas, a **1 atm** de presión y **273 K** de temperatura se dice que ocupa un volumen de **22,4 L**, conocido como condiciones normales **C.N.**



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

LEYES QUE RIGEN LOS GASES

1) Ley de Boyle

En 1660 el químico inglés Robert Boyle (1627-1691) realizó una serie de experiencias que relacionaban el volumen y la presión de un gas, a temperatura constante. Boyle observó que cuando la presión sobre el gas aumentaba, el volumen se reducía, y a la inversa, cuando la presión sobre el gas disminuía, el volumen aumentaba. Con base en, los resultados de sus experimentos Boyle formuló la siguiente ley:

“A temperatura constante, el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a la presión que se ejerce”

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

P_1V_1 = Presión y Volumen Inicial

P_2V_2 = Presión y Volumen Final

2) Ley de Charles

La temperatura también afecta el volumen de los gases. Los experimentos que realizó en un principio el físico francés Jaques Charles en 1787 y que fueron confrontados por Joseph Gay-Lussac en 1802, demostraron que el volumen de un gas se incrementa en 1 / 273 veces a su valor a 0 °C por grado de temperatura que aumente.

La ley de Charles establece que: ***a presión constante, el volumen de la masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura en Kelvin.*** Esto significa que si la temperatura Kelvin se duplica a presión constante, el volumen se duplica; si la temperatura disminuye, el volumen disminuye. Matemáticamente se expresa como: $V = k$ (a presión constante)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

T_1V_1 = Temperatura y Volumen Inicial

T_2V_2 = Temperatura y Volumen Final

3) Ley de Gay-Lussac

En 1808 el químico francés Joseph Gay-Lussac (1778-1850) logró establecer claramente la relación entre la presión y el volumen de un gas: ***si el volumen de un gas***



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

no cambia mientras lo calentamos, la presión de gas aumenta en la misma proporción en que se incrementa la temperatura. Esto significa que la presión que ejerce un gas es directamente proporcional a la temperatura, siempre que el volumen se mantenga constante.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

P₁T₁ = Presión y temperatura inicial

P₂T₂ = Presión y temperatura final

$$P = \frac{k}{T} \quad \text{(a volumen constante)}$$

Donde P simboliza la presión, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad

4) Ley combinada de los gases

Las leyes de Boyle y de Charles se pueden combinar en una ley que nos indica a la vez la dependencia del volumen de una cierta masa de gas con respecto a la presión y la temperatura. Esta ley conocida como ley combinada de los gases se enuncia como sigue: ***para una masa determinada de cualquier gas se cumple que el producto de la presión por el volumen dividido entre el valor de la temperatura es una constante.***

El valor de la constante depende de la masa y no del tipo de gas utilizado, ya que todos los gases se comportan de la misma manera.

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

5) Ley de Dalton de las presiones parciales

John Dalton determinó que cuando se ponen en un mismo recipiente dos o más gases diferentes que no reaccionan entre sí: la presión ejercida por la mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos ellos.

En general, la ley de Dalton se puede expresar así:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Los subíndices (1, 2, 3) indican los distintos gases que ocupan el mismo recipiente la presión ejercida por un gas es proporcional al número de moléculas de gas e independientemente de la naturaleza del mismo. Para hallar la presión parcial de cada gas en una mezcla se multiplica la presión total por la fracción molar respectiva:

$$P_{\text{parcial (1)}} = P_{\text{total}} \cdot X_1$$

LEY GENERALIZADA DE LOS GASES

Como consecuencia de la hipótesis de Avogadro puede considerarse una generalización de la ley de los gases. Si el volumen molar es el mismo para todos los gases (C.N) entonces el volumen molar a cualquier otra temperatura y presión es también el mismo para todos los gases ideales. Esto es cierto porque las leyes que gobiernan los cambios de volumen de los gases con las variaciones de temperatura y presión son las mismas para todos los gases ideales. Matemáticamente se puede expresar así:

$$PV = nRT$$

P = Presión expresada en (atmósfera (atm) – milímetros de mercurio (mmHg))

V = Volumen expresado en litros (L).

n = Número de moles del gas.

T = Temperatura expresado en grados Kelvin (°K).

R = Constante universal de los gases la cual tiene un valor de:

$$R = 0,0821 \text{ L} \times \text{atm} / \text{K} \times \text{mol}$$

Análisis de ejercicios:

1) Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80cm³ a una presión 750 mmHg. ¿Qué volumen ocupara a una presión de 1.2 atm si la temperatura no cambia?

Datos:

$$V_1 = 80\text{cm}^3$$

$$P_1 = 750 \text{ mmHg}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 1.2 \text{ atm}$$



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Observe que en el ejercicio la temperatura y la masa permanecen constantes en el proceso, por eso se puede aplicar la ley de Boyle

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

Se transforma la unidad de presión de mmHg a atm.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ atm} \text{ ----- } 760 \text{ mmHg} \\ X \text{ ----- } 750 \text{ mmHg} \end{array} \rightarrow x = \frac{1 \text{ atm} \times 750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \quad x = 0,98 \text{ atm}$$

Se sustituye valores:

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2} \rightarrow V_2 = \frac{0,98 \text{ atm} \times 80 \text{ cm}^3}{1,2 \text{ atm}} \rightarrow V_2 = 65,33 \text{ cm}^3$$

2) El volumen inicial de cierta cantidad de gas es de 200 cm³ a la temperatura de 20°C. Calcula el volumen a 90°C, si la presión permanece constante.

Datos:

$$V_1 = 200 \text{ cm}^3$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 90^\circ\text{C}$$

Observe que en el ejercicio la presión y la masa permanecen constantes en el proceso, por eso se puede aplicar la ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Se transforma la unidad de temperatura de °C a K

$$T_1 \rightarrow K = ^\circ\text{C} + 273 \rightarrow 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$T_2 \rightarrow K = ^\circ\text{C} + 273 \rightarrow 90 + 273 = 363 \text{ K}$$

Se sustituye valores:

$$V_2 = T_2 \times \frac{V_1}{T_1} \rightarrow V_2 = 363 \text{ K} \times \frac{200 \text{ cm}^3}{293 \text{ K}} \rightarrow V_2 = 246,84 \text{ cm}^3$$



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Aplicación de la ecuación de los gases ideales

Ejercicio

El “hielo seco” es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior de -55°C y presión de 1 atmósfera. Una muestra de 0,050g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4.6 L, que se termóstata a la temperatura de 50°C . Teniendo en cuenta esos datos:

- Calcula la presión en atmósfera dentro del recipiente después que todo el hielo seco se ha convertido en gas.
- Explique si se producen cambios en la presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento se realiza termostatando el recipiente a 60°C .

Resolución:

Planteamiento a:

Se aplica la ecuación general de los gases ideales ya que se conoce la cantidad de gas (0,050g), el volumen del recipiente (4,6 L) y la temperatura (50°C).

Masa molecular $\text{CO}_2 = 44\text{g/mol}$

Datos:

Masa de gas = 0,050g

Volumen = 4,6L

Temperatura = 50°C

P (atm) = ?

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

se calcula los moles y se transforma la temperatura a grados kelvin



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



Educación Media General

$$n = \text{gramos} / \text{Masa molecular} = 0,050 \text{ g} / 44 \text{ g} / \text{mol} = \mathbf{1.13 \times 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$k = 273 + ^\circ\text{C} = 273 + 50 = \mathbf{323}$$

$$R = 0,0821 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}}$$

se sustituye valores

$$P = \frac{1.13 \times 10^{-3} \text{ mol} \times (0,0821 \text{ L} \times \text{atm} / \text{mol} \times \text{K})}{4,6 \text{ L}} \times 323 \text{ K}$$

$$\mathbf{P = 6.5 \times 10^{-3} \text{ atm}}$$

Planteamiento b:

La cantidad de gas existente en el recipiente no varía, aunque al aumentar la temperatura hasta 60°C, la presión aumentara ligeramente. Se utiliza la ecuación general de los gases ideales de la misma forma que en el caso anterior.

$$k = 273 + ^\circ\text{C} = 273 + 60 = \mathbf{333}$$

se sustituye valores

$$P = \frac{1.13 \times 10^{-3} \text{ mol} \times (0,0821 \text{ L} \times \text{atm} / \text{mol} \times \text{K})}{4,6 \text{ L}} \times 333 \text{ K}$$

$$\mathbf{P = 6.7 \times 10^{-3} \text{ atm}}$$



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Actividades de Evaluación

Fecha de entrega: 29/05/21

- 1) ¿Cómo varía la densidad de una sustancia gaseosa a medida que aumenta su temperatura si se mantiene constante la presión?
- 2) En iguales condiciones de temperatura y presión, ¿Qué gas es más denso, el oxígeno o el trióxido de azufre? ¿Por qué?
- 3) ¿Por qué se dice que en una habitación el aire caliente “sube”?
- 4) Una muestra de gas presenta un volumen de 670 ml a 23 °C, ¿cuál será el volumen del gas si la temperatura aumentó a 46 °C?
- 5) La presión de un caucho de automóvil es de 30 libras /pulgadas² cuando la temperatura es de 17 °C. Después de rodar un tiempo, el caucho alcanza 40 °C. ¿Cuál será la presión del caucho en ese caso? ¿Qué aplicación en la vida diaria puede tener este fenómeno?
- 6) El volumen del aire en los pulmones de una persona es de 615ml aproximadamente, a una presión de 760mmHg, la inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752mmHg. ¿A qué volumen se expanden los pulmones?
- 7) Si se libera una burbuja de 25ml del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando esta alcanza la superficie del océano, donde la presión es de 1 atm, y la temperatura es de 18°C?
- 8) ¿Qué volumen ocuparán 15,0 g de argón a 90°C y 735mmHg?

QUÍMICA EN CASA

Con ayuda de tus padres o tus representantes, realiza el experimento que a continuación se presenta.

Materiales:

- ✓ Jeringa plástica (de cualquier tamaño).
- ✓ Calculadora.

- ✓ Condiciones ambientales normales

Procedimiento:

1. Con el uso de la jeringa plástica, succione la mayor cantidad medible de aire (V_1).
2. Sellar el orificio inferior de la jeringa, como indica la **imagen**.
3. Presiona el embolo de la jeringa (P_1) hasta alcanzar un mínimo de volumen medido de aire (V_2).
4. Anotar las observaciones.
5. Con el uso de la ecuación de la **ley de Boyle**, calcular la presión ejercida (P_2) sobre el embolo para reducir el volumen de aire confinado en la jeringa.



Opcional:

Con la ayuda de tus padres y con el uso de materiales de provecho, realiza un experimento que evidencie el cumplimiento de la ley de Charles u otro donde se utilicen las leyes que rigen los gases.



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Orientaciones Generales

- Puedes apoyarte con toda la información que creas necesaria ó este a tu alcance.
- Llamar o enviar mensaje al profesor para solicitar apoyo sobre dudas.
- Enviar la información por vía de correo electrónico.
- Informar sobre las actividades asignadas a tus padres o representantes para que participen en el proceso de aprendizaje.
- Realizar la actividad lo más organizada posible llevando un orden cronológico de las preguntas respuestas.
- Identificar claramente quien envía el trabajo y en la portada del mismo el nombre y sección del estudiante, como en cada hoja si es necesario.
- Apoyarte en las clases televisadas, con el plan **"Cada Familia una Escuela"**, por los canales del estado, para ampliar más la información (**Todos Martes**)
- Si es posible avisar, al profesor, que mando su actividad corroborando que copio bien la dirección del correo.

Correo electrónico: jccanelon-01@hotmail.com

Whatsapp Telef. 0424-9640399 (solo para consulta, desde las 9:00 am hasta las 6:00 pm)

"Por más ciertos que sean los hechos correspondientes a cualquier ciencia, por más justas que sean las ideas derivadas de estos hechos, solo podremos comunicar a los demás impresiones falsas e imperfectas si nos faltan palabras para expresarlos con propiedad"

A. Lavoisier