**GUIA DE CIENCIAS NATURALES 7°A**

|  |
| --- |
| **Alumno(a):**  **FECHA: CURSO:** |

**Unidad:** Materia y sus transformaciones: Modelos atómicos y gases ideales

**Aprendizajes esperados:**

1. Identificar las características y propiedades de los gases

2. Establecer relaciones entre presión, volumen y temperatura, según la ley de Boyle, Gay-Lussac.

Instrucciones: Pega la guía en tu cuaderno y léela en silencio, extrae las ideas principales, anótalas en tu cuaderno, contesta las preguntas en tu guía.

**GUIA DE APOYO: Gases y Leyes de los gases**

El estado gaseoso se caracteriza por la carencia de forma y de volumen de la materia que lo posee, tendiendo a llenar por completo el volumen del recipiente que la contiene. El estado gaseoso es un estado expandido y compresible de la materia precisándose para expresar una cierta cantidad de gas por su volumen, además, la temperatura a la que se ha medido y la presión que soporta. Se llama leyes de los gases a una serie de expresiones matemáticas, halladas experimentalmente, que relacionan entre sí el volumen, la presión y la temperatura de una determinada masa de gas. Los gases, entre ellos el aire, pueden experimentar cambios significativos de volumen (V) cuando son sometidos a cambios de presión (P) y temperatura (T). Esta cualidad los distingue claramente de sólidos y líquidos, los que son básicamente incompresibles, aun cuando sufren discretos aumentos de volumen cuando se los calienta. Las ecuaciones que representan las relaciones entre estas variables se conocen como leyes de los gases y son el fruto del incansable trabajo experimental de los siglos 17, 18 y 19.

***Ley de Boyle: Relación presión-volumen***

En el siglo XVII, el químico y fisiólogo británico Robert Boyle (1627-1691) desarrolló diversos estudios para establecer la relación entre el volumen y la presión de un gas.

|  |
| --- |
| **EDMOND MARIOTTE Y LA LEY DE LA COMPRESIBILIDAD**  Físico y sacerdote francés (1620-1684) es considerado como uno de los fundadores de la física experimental. En 1676 estableció en su tratado *De la naturaleza del aire* la ley de la compresibilidad, que ya había descubierto Boyle en Inglaterra (ley de Boyle-Mariotte). En 1679 observó el aumento del volumen del agua al congelarse. En 1681 escribió un *Ensayo sobre* *la naturaleza de los colores*, donde da una teoría de los halos. En 1886 se publicó su obra *Tratado del movimiento de las aguas y de otros cuerpos fluidos*, donde investiga los principios de la hidrodinámica y verifica la ley de Torricelli sobre el derrame de los líquidos. |

Boyle demostró que *el volumen ocupado por una misma masa de gas, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión que soporta*. Es decir, si la presión de un gas aumenta, el volumen del gas disminuye en la misma proporción. Cuando el gas es sometido a una presión creciente, su volumen disminuye. El gráfico de la derecha muestra como estas dos variables se relacionan cuando este fenómeno ocurre a temperatura constante.

Ley de Boyle-Mariotte para una determinada masa de gas a temperatura constante, el volumen ocupado es inversamente proporcional a la presión a la que está sometido. La expresión matemática de esta ley se debe al meteorólogo Ende Mariotte:

***P* = *kV*  también *P*1 · *V*1 = *P*2 · *V*2**

donde *P*1 y *V*1 son la presión y el volumen iniciales y *P*2 y *V*2 las finales.

***Ley de Charles: Relación temperatura-volumen***

En 1787, el científico francés Jacques Charles (1746-1823) observó que *el volumen de una cantidad fija de gas aumenta en forma lineal con la temperatura, al ser calentado a presión constante y, por el contrario, el volumen del gas disminuye cuando la temperatura disminuye en similares condiciones de presión*.

|  |
| --- |
| **GAY-LUSSAC ESTUDIOSO DE LOS GASES**  Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850) fue un físico y químico francés que estudió también ingeniería de puentes y caminos. En 1808 ganó la cátedra de química práctica en la escuela politécnica de París, cátedra que ocupó durante más de treinta años. A los 24 años publicó su primer trabajo importante denominado *Sobre* *la dilatación de los gases y vapores*. |

*Cuando el gas es calentado su volumen aumenta de la misma manera que lo hace su temperatura. El gráfico de la derecha muestra como estas dos variables se relacionan cuando este fenómeno ocurre a presión constante*

***Ley de Gay-Lussac: Relación temperatura-presión***

El químico francés Gay-Lussac (1778-1850) estableció la relación entre la presión y el volumen de un gas, concluyendo que, *si se calienta un gas, manteniendo el volumen constante, la presión del gas aumenta en la misma proporción en que se incrementa la temperatura.*

*Hasta este punto hemos analizado el comportamiento de los gases manteniendo una de las variables constantes. Evidentemente los gases en la naturaleza se expanden o contraen bajo condiciones variables de presión y temperatura, poniendo todas las variables en juego. Debido a esto, es necesario encontrar una ley que pueda relacionar la temperatura, la presión y el volumen a la vez, esta ley es la ley general de los gases o ley combinada de los gases.*

***Ley General de los Gases***

Establece que, para una masa determinada de cualquier gas, se cumple que el producto de la presión por el volumen, dividido por la temperatura, es una constante.

*Ley de Avogadro: Relación entre volumen y cantidad*

El científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) postuló en 1811, que, a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas. Por lo tanto, el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes. De aquí deriva la ley de Avogadro que establece que: ***A presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de gas presentes.*** Esto permite que, en el caso de una reacción, en que los reactantes y los productos sean gases y que transcurra a temperatura y presión constante, podamos homologar los moles a volumen.

*La ecuación del gas ideal*

Si se combinan todas las expresiones anteriores en una sola ecuación, se obtiene la ecuación del gas ideal, que es capaz de explicar la relación entre las cuatro variables en juego P (presión), V (volumen), T (temperatura) y n (número de moles).

Un gas ideal, como su nombre lo dice, es un gas hipotético, cuyo comportamiento respecto a presión, temperatura y volumen puede ser descrito completamente por la ecuación del gas ideal. En un gas ideal, las moléculas no se atraen ni repelen entre sí, y su volumen es despreciable en comparación al del recipiente que lo contiene. Aunque en la naturaleza no hay gases ideales, esta ecuación puede ser aplicada a los gases reales con bastante seguridad, cuidando controlar las condiciones del experimento, de manera que sean las mismas para las que se calculó la constante de los gases. Si trabajamos a 0ºC (273,15 K) y 1 atm de presión, muchos gases reales se comportan como un gas ideal. Bajo estas condiciones, un mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,414 L. A estos valores de presión y temperatura, se les conoce como temperatura y presión estándar. Para estas condiciones y reemplazando los valores en la ecuación del gas ideal, es posible obtener la constante de los gases para esa condición, la que es 0,082057 L \* atm / K \* mol. Téngase en cuenta la importancia de las unidades de la constante. Es vital, por lo tanto, convertir los grados centígrados a kelvin, y expresar el volumen en litros y la presión en atmósferas.

***Ley de Dalton de las presiones parciales***

La ecuación del gas ideal, como las que le dan sustento, consideran siempre sustancias gaseosas puras, es decir, se evalúa el comportamiento de un solo gas a la vez. Pero como usted ya habrá notado la mayoría de los gases con que nos topamos a diario, partiendo por el aire, son mezclas de dos o más gases. En 1801, el físico inglés John Dalton (1766-1844) formuló una ley que establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo.

**EJERCICIOS: Responda en su cuaderno las siguientes preguntas.**

1.- Una cierta cantidad de nitrógeno gaseoso ocupa un volumen de 9,0 L bajo una presión de 1 atm. Si se aumenta la presión a 1,5 atm, manteniendo la temperatura constante. ¿Cuál será el volumen de la misma masa de gas a esta nueva presión?

2.- Un recipiente de volumen constante se llena con dos gases diferentes. El gas A, a una presión de 5 atmósferas y el gas B, a una presión de 8 atmósferas. ¿Cuál será la presión total al interior del recipiente?

***3.- Una cantidad fija de gas es calentado en un recipiente que puede variar su volumen, a fin de mantener la presión constante. Usted esperaría que el volumen del gas:***

a) No sufra cambio alguno

b) Disminuya en forma lineal

c) Aumente en forma lineal

d) Aumente hasta duplicar su volumen

e) Aumente o disminuya, dependiendo de la naturaleza del gas

***4.- Si un recipiente rígido, herméticamente cerrado, que contiene un gas comprimido a una presión de 6,0 atmósferas, medida a 0º C, es calentado hasta alcanzar los 100ºC. ¿Qué presión alcanzará el gas en su interior?***

a) 2,04 atmósferas

b) 3,18 atmósferas

c) 4,39 atmósferas

d) 8,20 atmósferas

e) 12,16 atmósferas

***5.- ¿Cuántos moles de gas hay en 89,6 litros de O2, mantenidos en condiciones estándar de presión y temperatura?***

a) 1 mol

b) 2 mol

c) 3 mol

d) 4 mol

e) 5 mol

***6.- La energía media del impacto de las moléculas de un gas contra la pared del recipiente que lo contiene disminuye cuando***

a) La temperatura disminuye

b) La temperatura aumenta

c) La presión aumenta

d) El volumen disminuye

e) Ninguna de las anteriores es correcta

***7.- ¿Qué caracteriza a los gases en cuanto a la relación entre el volumen que ocupa y la presión a la que está sometido:***

a) No existe relación alguna;

b) El volumen es inversamente proporcional a la presión;

c) El volumen es directamente proporcional a la presión? Explica

***8. Busca las palabras en esta sopa de letras. Marca la palabra y píntala.***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **A** | **F** | **D** | **T** | **E** | **R** | **Y** | **U** | **I** | **O** | **P** | **L** |
| **P** | **S** | **D** | **V** | **O** | **L** | **U** | **M** | **E** | **N** | **E** | **S** |
| **R** | **A** | **S** | **D** | **F** | **G** | **X** | **Z** | **V** | **B** | **N** | **M** |
| **E** | **D** | **E** | **F** | **R** | **G** | **T** | **H** | **Y** | **J** | **U** | **K** |
| **S** | **S** | **D** | **A** | **T** | **M** | **O** | **S** | **F** | **E** | **R** | **A** |
| **I** | **S** | **D** | **R** | **T** | **Y** | **U** | **J** | **K** | **L** | **Ñ** | **I** |
| **O** | **D** | **M** | **S** | **D** | **F** | **G** | **X** | **Z** | **V** | **B** | **E** |
| **N** | **S** | **O** | **F** | **R** | **G** | **T** | **H** | **Y** | **J** | **U** | **K** |
| **E** | **S** | **L** | **V** | **O** | **L** | **U** | **M** | **E** | **N** | **E** | **S** |
| **W** | **E** | **R** | **T** | **E** | **R** | **Y** | **U** | **I** | **O** | **P** | **L** |
| **T** | **E** | **M** | **P** | **E** | **R** | **A** | **T** | **U** | **R** | **A** | **T** |
| **E** | **D** | **E** | **F** | **R** | **G** | **T** | **H** | **Y** | **J** | **U** | **K** |

\* atmosfera

\* mol

\*Temperatura

\* presión

\*Volumen