



“INSTITUCIÓN EDUCATIVA “DE ROZO”

Aprobada por Resolución N° 687 del 7 de Mayo de 2.007

GUIA DE APRENDIZAJE No.5



ÁREA / ASIGNATURA:	Ciencias Naturales / Química	GRADO:	10°
NOMBRE DEL ESTUDIANTE:		DURACIÓN:	15 días
NOMBRE DEL DOCENTE:	Yamileth Ortiz Cardona	SEDE	Cárdenas
Fecha de recibo:	JUNIO 16 / 2020	Fecha de entrega:	Junio 30 / 2020

TABLA DE CONTENIDO

OBJETIVO DE APRENDIZAJE	1
OBJETIVO / DBA 1:.....	1
INTRODUCCIÓN.....	2
¿QUÉ VOY A APRENDER?	2
LEYES DE LOS GASES.....	2
¿QUÉ ESTOY APRENDIENDO?	4
LEY DE BOYLE	4
LEY DE CHARLES	5
LEY DE GAY-LUSSAC	5
¿CÓMO PRACTICO LO QUE APRENDÍ?	6
¿CÓMO APLICAR LO QUE APRENDÍ?	7
EVALUACIÓN 1	7
EVALUACIÓN 2	9
¡RECOMENDACIONES PARA ENTREGAR LAS ACTIVIDADES AL PROFESOR!	9
¿CÓMO SÉ QUÉ APRENDÍ?.....	10
VERIFICA CONCEPTOS	10
CIBERGRAFÍA	10
BIBLIOGRAFÍA.....	10

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

OBJETIVO / DBA 1:

Explica eventos cotidianos, (funcionamiento de un globo aerostático, pipetas de gas, inflar/ explotar una bomba), a partir de relaciones matemáticas entre variables como la presión, la temperatura, la cantidad de gas y el volumen, identificando cómo las leyes de los gases (Boyle Mariotte, Charles, Gay-Lussac, Ley combinada, ecuación de estado) permiten establecer dichas relaciones.





INTRODUCCIÓN

Una vez descritas las características de los gases y las propiedades que determinan un sistema gaseoso, vamos a analizar el comportamiento de los sistemas gaseosos frente a la variación de estas propiedades. Los científicos tras comprobar en reiteradas ocasiones el comportamiento de los gases organizaron esta información en un conjunto de principios conocidos como **Las leyes de los gases**.



¿QUÉ VOY A APRENDER?

LEYES DE LOS GASES

ME APROXIMO AL CONOCIMIENTO COMO CIENTÍFICO NATURAL

Realiza la siguiente experiencia con la orientación del profesor.

¡Fabriquemos un globo aerostático!

Procedimiento:

a) Tome dos pitillos y ubíquelos de manera que formen una cruz. Luego, fíjelos en medio con ayuda de la cinta.



b) Corte un cuadrado de papel aluminio de 10 cm de lado y dibuje dentro de ese cuadrado 4 puntos que estén aproximadamente a 2.5 cm de cada esquina como muestra la imagen.

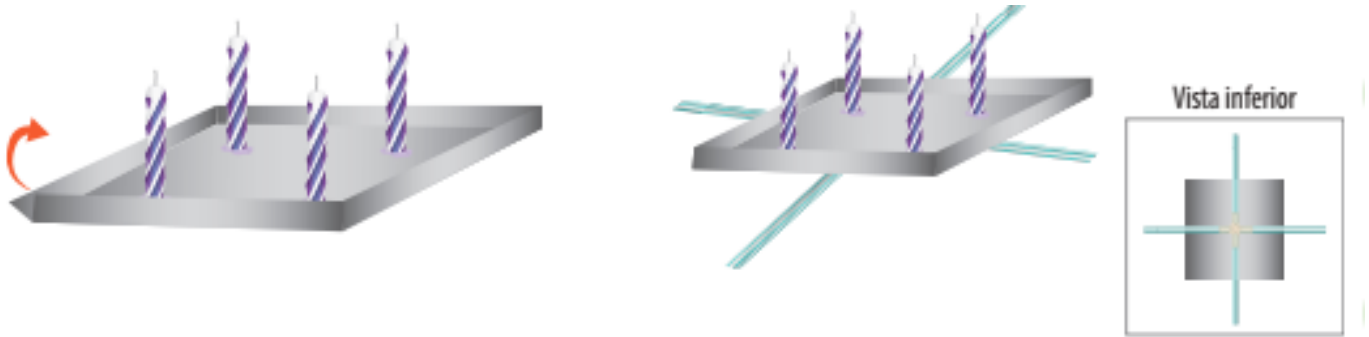


C) corta las velas por la mitad y saca la punta del pabilo de las dos mitades que no la tienen. Luego pega las velas en los 4 puntos marcados en el papel aluminio, derritiendo un poco su base.





d) Luego doble cuidadosamente las esquinas del cuadrado de papel, de manera que se forme una cajita que pueda recoger la cera de las velas. En seguida, pegue esa cajita sobre los pitillos de manera que quede balanceada y fijela con cinta.



e) Tome la bolsa y asegúrese de que sea muy delgada y que no tenga orificios para que no se escape el aire. Pegue la bolsa boca abajo sobre los pitillos de manera que quede centrada e igualmente espaciada. Fíjela con ayuda de cinta transparente. Encienda las velas, pero antes sujete un trozo de cuerda al vértice que forman los pitillos y donde la base de la caja de aluminio esta pegada, para que no se vaya a perder el globo.



A partir de la lectura y la práctica, responda las siguientes preguntas.

¿Cuáles son las propiedades (cantidad de gas (masa), volumen, presión, temperatura), que se mantienen constantes durante la práctica?

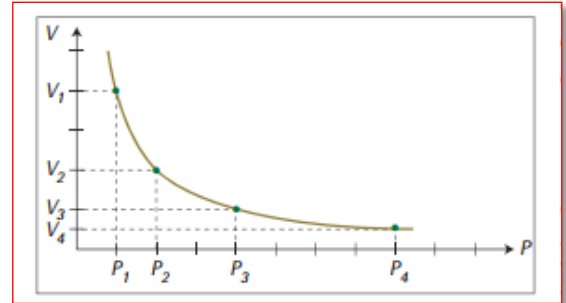
¿Cuáles son las propiedades del gas que varían durante la práctica? ¿Cómo varían?



¿QUÉ ESTOY APRENDIENDO?

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 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 un gas es inversamente proporcional a la presión que este ejerce*



Al introducir una constante de proporcionalidad la ley se expresa como $P \cdot V = K$ donde P representa la presión, V el volumen y k es una constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen V_1 , cuando la presión es P_1 y un volumen V_2 , cuando la presión es P_2 , el producto de la presión por el volumen tienen el mismo valor en ambas situaciones:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \text{ entonces } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Con esta expresión podemos determinar el factor volumen y el factor de presión considerando el efecto que tiene el cambio de volumen o de presión sobre la presión o el volumen iniciales (V_1 o P_1) y la forma en que afectará este cambio a la presión o volumen finales (V_2 o P_2)

* EJEMPLOS

1. En un recipiente se tienen 30 litros de nitrógeno a 20 °C y a una atmósfera de presión. ¿A qué presión es necesario someter el gas para que su volumen se reduzca a 10 litros?

Primero identificamos las condiciones iniciales y las condiciones finales del gas:

Condiciones iniciales

$$V_1 = 30 \text{ litros} \quad P_1 = 1 \text{ atm (760 mmHg)}$$

Temperatura = 20 °C

Condiciones finales

$$V_2 = 10 \text{ litros} \quad P_2 = ?$$

Temperatura = 20 °C

Luego despejamos P_2 de la expresión: $V_1 P_1 = V_2 P_2$:

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2}$$

Finalmente reemplazamos,

$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30 \text{ litros}}{10 \text{ litros}} = 3 \text{ atm}$$

2. ¿Cuál será el volumen final ocupado por 50 litros de oxígeno cuya presión inicial es de 560 mm de Hg y es comprimido hasta que la presión es de 2 atm?

(La temperatura se mantiene constante durante todo el proceso.)

Primero identificamos las condiciones iniciales y las condiciones finales del gas:

Condiciones iniciales

$$V_1 = 50 \text{ litros} \quad P_1 = 560 \text{ mm de Hg}$$

Condiciones finales

$$V_2 = ? \quad P_2 = 2 \text{ atm}$$

Luego observamos una situación especial: P_2 está expresada en unidades diferentes a P_1 , por lo tanto, debemos expresarla en atm o en mm de Hg. Para nuestro ejemplo vamos a expresar P_2 en mm de Hg así:

$$P_2 = \frac{2 \text{ atm} \cdot 760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 1.520 \text{ mmHg}$$

A continuación despejamos V_2 de la expresión

$$V_1 P_1 = V_2 P_2: V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2}$$

Finalmente reemplazamos:

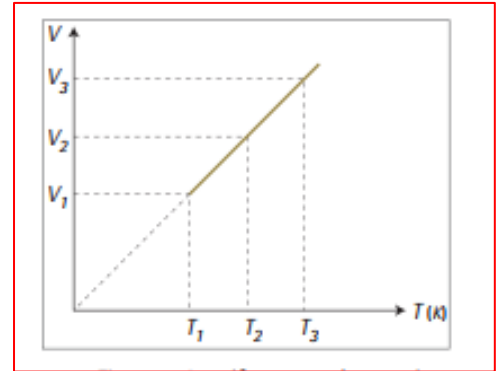
$$V_2 = \frac{50 \text{ litros} \cdot 560 \text{ mmHg}}{1.520 \text{ mmHg}} = 18,42 \text{ litros}$$



LEY DE CHARLES

La temperatura también afecta el volumen de los gases. Los experimentos que realizó en un principio el físico francés Jacques 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 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 Kelvin. Esto significa que si la temperatura Kelvin se duplica a presión constante, el volumen se duplica; si la temperatura se reduce a la mitad, el volumen se reduce a la mitad. Matemáticamente se expresa como



$$\frac{V}{T} = k \text{ (a presión constante)}$$

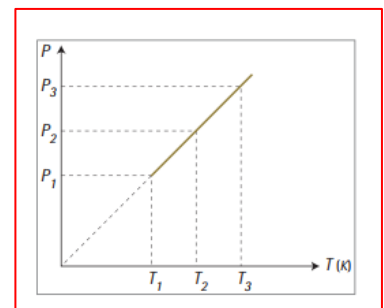
Donde V representa el volumen, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen V1, cuando la temperatura es T1 y si ocupa un volumen V2 a una temperatura T2, el cociente entre el volumen y la temperatura tiene el mismo valor en ambas situaciones:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \text{ entonces, } V_1 T_2 = V_2 T_1$$

La ecuación muestra que el volumen de una cierta masa de gas es directamente proporcional a la temperatura, sólo si la presión es constante

LEY DE GAY-LUSSAC

En 1808, el químico francés J. L. Gay-Lussac (1778-1850) logró establecer claramente la relación entre la presión y el volumen de un gas: si el volumen de un gas no cambia mientras lo calentamos, la presión del 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



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

Donde P simboliza la presión, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad. En determinadas condiciones iniciales y finales de presión y volumen, cuando el volumen del gas no cambia, el cociente P/T es siempre el mismo, es decir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \text{ entonces, } P_1 T_2 = P_2 T_1$$



* EJEMPLOS

Un gas está en un recipiente de 2 L a 20 °C y 560 mmHg. ¿A qué temperatura en °C llegará el gas si aumenta la presión interna hasta 760 mmHg?

Condiciones iniciales

$$T_1 = 20\text{ °C} + 273 = 293\text{ K} \quad P_1 = 560\text{ mmHg}$$

$$V_1 = 2\text{ litros}$$

Condiciones finales

$$T_2 = ? \quad P_2 = 760\text{ mmHg} \quad V_2 = 2\text{ litros}$$

De la expresión: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ despejamos $T_2 = \frac{T_1 P_2}{P_1}$

$$\text{Remplazando } T_2 = \frac{293\text{ K} \cdot 760\text{ mmHg}}{560\text{ mmHg}} = 397,76\text{ K}$$

Transformando los Kelvin a centígrados tenemos:

$$K - 273\text{ °C} = 397,76 - 273\text{ °C} = 124,76\text{ °C}$$

PROFUNDIZACIÓN: Puedes acceder a este link para afianzar el aprendizaje <https://www.youtube.com/watch?v=9EH3-kwlmnl&t=915s>

¿CÓMO PRACTICO LO QUE APRENDÍ?

APLICACIONES

Llegó la hora de aplicar lo que aprendió

6 Observa los siguientes dibujos:



Responde:

- ¿Cómo afecta la temperatura el volumen de un gas?
- ¿Qué ley explica este comportamiento de los gases?
- ¿Por qué el volumen de un gas aumenta al aumentar la temperatura?



¿CÓMO APLICAR LO QUE APRENDÍ?

EVALUACIÓN 1

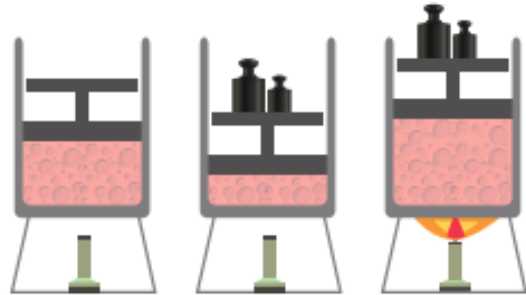
Lee el siguiente texto:

LEY COMBINADA O GENERAL DE LOS GASES

Las relaciones que hasta ahora hemos estudiado entre la presión, el volumen y la temperatura de un gas, pueden ser combinadas en una sola expresión denominada Ley combinada de los gases. Esta ley es comúnmente empleada para poder conocer cómo se comporta una de esas variables (P, V, T) mientras las otras dos cambian, para una cantidad o masa constante de gas. Dicha ley establece que el volumen (V) ocupado por una masa o cantidad de gas, varía de manera inversa con la Presión (P) que sobre éste se ejerce (Ley de Boyle: Si (P) aumenta, (V) disminuye y viceversa) y de manera directa con la Temperatura (T) que experimenta (Ley de Charles: Si (T) aumenta, (V) aumenta y viceversa). Del mismo modo, si dicho Volumen (V) se mantiene constante, la Presión (P) variará de manera directa con la Temperatura (T) (Ley de Gay-Lussac: Si (T) aumenta, (P) aumenta y viceversa).

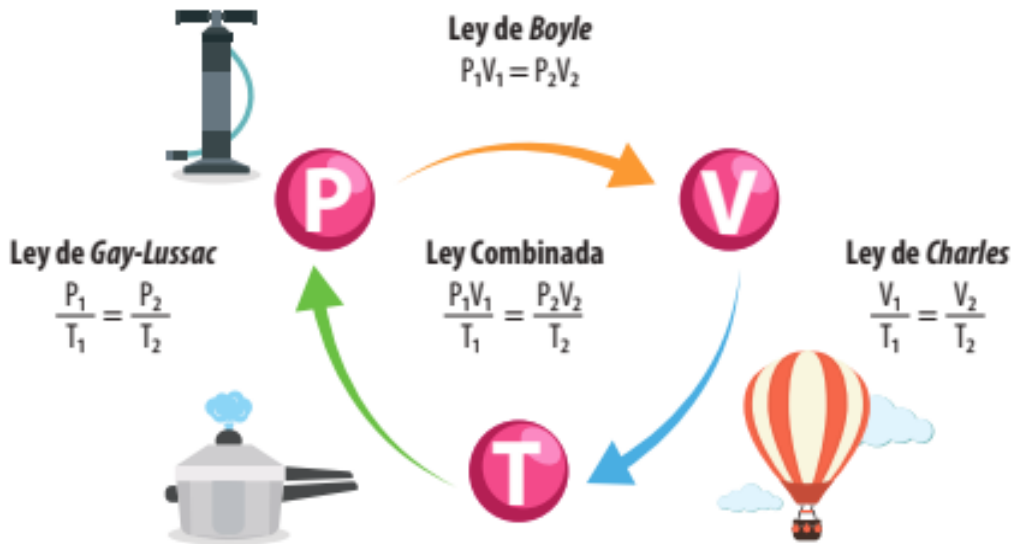
Dicha combinación de las tres leyes puede ser expresada así:

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



Para una cantidad de gas constante, el volumen (V) es inversamente proporcional a la presión (P) y directamente proporcional a la temperatura (T) que soporta.

La siguiente ilustración, nos resume la relación entre las tres variables: presión, volumen y temperatura y las Leyes que las expresan.





A PARTIR DE LA LECTURA, REALICE LA SIGUIENTE EXPERIENCIA.

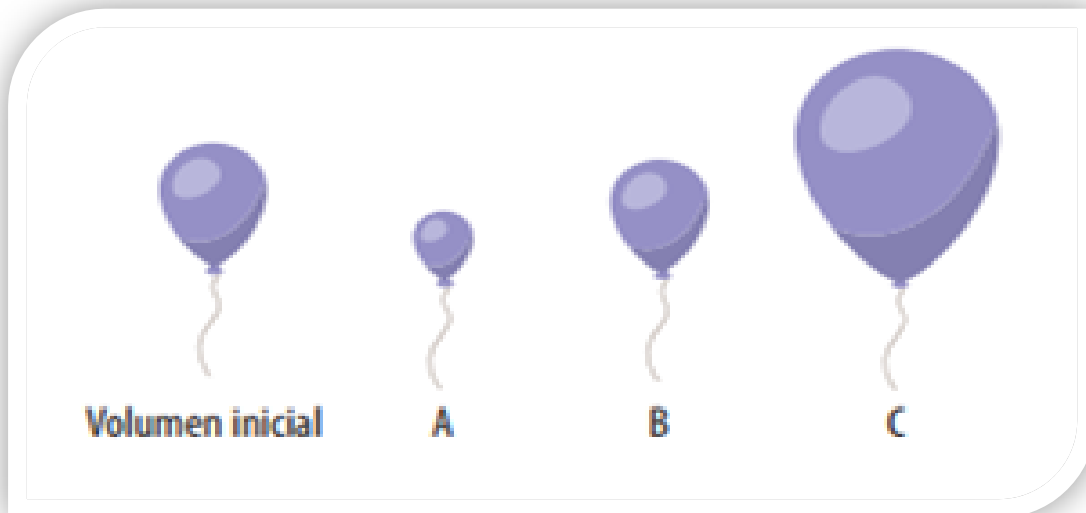
Complete la siguiente Tabla con el comportamiento de las variables que faltan. Tome como referencia las condiciones planteadas para cada uno de los casos. Explique la razón de ese cambio.

Temperatura (T)	Presión (P)	Volumen (V)	Cantidad (m)
a) Se reduce a la mitad		Se duplica	Constante
b) Se duplica	Se duplica		Constante

a) _____

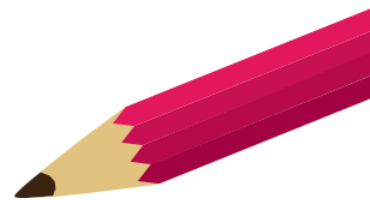
b) _____

2. Se tiene un globo en cierto estado inicial, a una presión de 1 atm, con cierta cantidad de gas en su interior y a una temperatura de 10°C. Indique qué le sucede al globo cuando se modifica la presión o la temperatura según corresponda. Tenga en cuenta las situaciones descritas en la imagen: A, B y C, con respecto a las condiciones iniciales para el globo. Justifique su respuesta.





- a) El globo es puesto en un cuarto frío, con temperaturas bajo cero.
- b) El globo flota hasta una altura, donde la presión externa es menor.
- c) La temperatura del ambiente se eleva hasta 30 °C



EVALUACIÓN 2

AHORA A RESOLVER.

Un recipiente contiene 5 L de nitrógeno gaseoso a 225 °C. Calcula el volumen que ocupará este gas a presión constante y a las siguientes temperaturas:

- a) 1 °C
- b) 15 °F
- c) 210 K
- d) 20 °F

Un gas ocupa un volumen de 800 mL a una presión de 650 mmHg. Calcula el volumen que ocupará a temperatura constante y a los siguientes valores de presión:

- a) 1 atm
- b) 800 torr
- c) 320 mmHg
- d) 100 torr

¡RECOMENDACIONES PARA ENTREGAR LAS ACTIVIDADES AL PROFESOR!

Debes resolver las actividades en tu cuaderno o en una hoja de manera legible, organizada, sin tachones ni enmendaduras. Recuerda que debes enviar la guía resuelta el día **30 DE JUNIO** en horas de la mañana a través de la plataforma Classroom al código de mi clase: **10-1 wmaddcq // 10-2 b5rm5dh // 10-3 pdi4z66 // 10-4 baoauq7**.
O al correo institucional.



¿CÓMO SÉ QUÉ APRENDÍ?

VERIFICA CONCEPTOS



1 Señala con una **X** los enunciados que son ciertos:

- Si la presión de un gas se duplica su volumen se reduce a la mitad, cuando la presión es constante.
- El aumento de la temperatura de un gas ocasiona un mayor movimiento de las moléculas que lo conforman.
- El número de moléculas de un gas disminuye al decrecer la temperatura.
- Al comprimir un gas la energía cinética de sus moléculas disminuye.
- Volúmenes iguales de hidrógeno y oxígeno contienen diferente número de moléculas, a las mismas condiciones de temperatura y presión.
- La presión que ejercen las moléculas de un gas sobre las paredes del recipiente depende del número de moles presentes.

2 En tu cuaderno completa los siguientes enunciados:

- Las magnitudes que definen el estado de un gas son...
- La ley de Boyle plantea que...
- La ley de Charles plantea que...

Identifica los cambios en los estados de agregación que se presentan en las siguientes situaciones:

- Descongelamiento de los polos.
- Formación de las nubes.
- Elaboración de una pulsera de plata.
- Ebullición de la leche.
- Incienso de canela encendido.
- Elaboración de helados.

CIBERGRAFÍA

<http://www.colombiaaprende.edu.co/es/aulassinfronteras/grado8-ciencias-naturales-b4/1804>

Adaptado por: Mabel Constanza Díaz Patiño, ASF

- Alvarenga, B. & Máximo, A. (1983). Física General con experimentos sencillos I. México: Harla.
- Timberlake K. (2009). Chemistry. An introduction to general, organic and biological chemistry. New Jersey: Pearson.

BIBLIOGRAFÍA

Mondragon, C. H., Peña, L. Y., Sanchez, M., Arbelaez, F., & Gonzalez, D. (2010). *Hipertexto química 1*. Bogotá: Santillana.