

Plan de Continuidad Pedagógico

Materia: FISICOQUIMICA 2° B

Prof. Fernanda Zapata (mariafzapata@gmail.com)

SEMANA 3 (04 de Mayo al 11 de Mayo)

Hola a todos!!

Esta semana vamos a trabajar con La leyes de los Gases, les voy a adjuntar unas hojas del libro Fisicoquímica de Santillana para que trabajen.

Espero estén bien, y verlos muy pronto!

Cúidense mucho!

Leyes de los Gases

La variables (porque se pueden modificar) a tener en cuenta en los gases son temperatura, presión y volumen (tal como lo escribieron en el TP de la clase pasada).

Vamos a completar el siguiente cuadro, les puse ejemplos en cada uno para que sepan que completar.

1- Completar el siguiente cuadro:

	Ley de Boyle	Ley de Charles y Gay-Lussac	Ley Gay Lussac
Variables		Presión y Temperatura	
Constante (no varía)	Temperatura		
Enunciado	“el aumento de la presión que sufre una masa de gas produce una disminución proporcional del volumen que ocupa”		
Ecuación			$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Grafico			
---------	--	--	--

2- Explique la Ley General de los Gases, que enuncia, que variables se tienen en cuenta y cuál es su ecuación.

Pautas:

- Cualquier consulta escribís un email!

Forma de envió:

- En horario escolar enviar antes del jueves 07 de mayo la tarea vía mail POR ALUMNO.
- Pueden realizar la actividad en hoja de carpeta, sacarle una foto a la/las misma/s y enviarlas como archivo jpg.

Páginas del libro para trabajar:

Ecuaciones de estado de los gases ideales

Cuando se necesita predecir qué ocurrirá con una sustancia gaseosa determinada al modificar sus variables de estado, debemos recurrir a ecuaciones matemáticas que se denominan **ecuaciones de estado**. Combinando las tres leyes de los gases que hemos estudiado hasta ahora se puede establecer una **relación general** entre la presión, el volumen y la temperatura de un gas en un determinado momento, y la presión, el volumen y la temperatura luego de que ha ocurrido algún cambio en el sistema (figura 1-15).

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

Si queremos averiguar alguna de estas variables conociendo las demás, solo necesitamos despejar esta fórmula y hacer los cálculos pertinentes.

Si en la relación general se mantiene constante alguna de las variables, esta se puede cancelar a ambos lados de la ecuación y se obtiene la fórmula de cada una de las leyes experimentales:

- ▶ si la temperatura se mantiene constante, T_1 y T_2 se cancelan y la ecuación coincide con la que representa la ley de Boyle-Mariotte:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

- ▶ si el volumen se mantiene constante, V_1 y V_2 se cancelan y la ecuación coincide con la que corresponde a la ley de Gay-Lussac:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

- ▶ si la presión se mantiene constante, P_1 y P_2 se cancelan y la ecuación coincide con la que describe la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

Es importante aclarar que estas ecuaciones son válidas para **gases ideales**. Para considerar que un gas tiene un comportamiento ideal, se debe dar por entendido que sus moléculas no ocupan lugar y que no existen fuerzas de atracción o repulsión entre ellas. Son gases ideales los que cumplen con las leyes experimentales, por ejemplo, el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno.

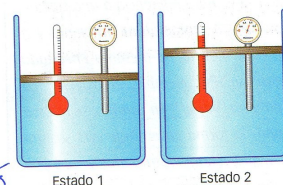


Fig. 1-15. Al cambiar una variable, el estado del sistema se modifica.

Las leyes experimentales de los gases

Desde mediados del siglo XVII se comenzaron a aplicar distintos procedimientos científicos al estudio de los gases y se considera que nació la química como ciencia. En 1643, el físico italiano Evangelista Torricelli (1608-1647) demostró que el aire ejercía presión. En 1660 el químico irlandés Robert Boyle (1627-1691) perfeccionó una bomba de vacío adaptándola a la compresión del aire y comenzó sus estudios sobre las propiedades de los gases utilizando por primera vez fórmulas matemáticas y mediciones exactas en el estudio de las ciencias naturales. Usando un tubo de vidrio cerrado (con forma de J), introdujo aire en el extremo corto cerrado. Luego agregó mercurio en la parte recta. Cuanto más mercurio agregaba, el aire en la parte curva se comprimía cada vez más, en forma proporcional a la cantidad de mercurio agregado (si se agregaba el doble de mercurio, el aire se comprimía a la mitad de su volumen). En la segunda edición de su trabajo científico sobre el aire, *Nuevos experimentos físico-mecánicos, relacionados con la elasticidad del aire y sus defectos*, publicó sus resultados experimentales y describió la relación cuantitativa entre el volumen y la presión de una masa de gas.

La conclusión de su trabajo fue entonces que el aumento de la presión que sufre una masa de gas produce una disminución proporcional del volumen que este ocupa (figura 1-9). La expresión matemática de esta ley, que recibe el nombre de **ley de Boyle**, es:

$$P \cdot V = k \quad \text{k: constante de proporcionalidad.}$$

$$\text{o } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Boyle no especificó en qué condiciones de temperatura había trabajado. Recién en 1676, el físico francés Edme Mariotte repitió las experiencias y confirmó que la relación $P \cdot V = k$ solo se cumplía a **temperatura constante**. Por eso la ley de Boyle se conoce hoy como **ley de Boyle y Mariotte**.

En 1787, el científico francés Jacques Charles retomó un trabajo anterior de Guillaume Amontons (1663-1705). Muy interesado en los vuelos en globo aerostático, realizó experiencias que demostraban que los gases se expandían en forma proporcional al incremento de la temperatura. Midió, entonces, el grado de expansión y observó que por cada grado centígrado de aumento de la temperatura, el volumen del gas se incrementaba $1/273$ con respecto al que se encontraba a 0°C .

Lo que Charles descubrió es que si la masa del gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen y la temperatura siempre tiene el mismo valor. Es decir, *el volumen que ocupa una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura* (figura 1-10). Esta ley se conoce como **ley de Charles** y su representación matemática es:

$$\frac{V}{T} = k \quad \text{o } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Sin embargo, Charles no publicó sus resultados. Hacia 1802, el químico francés Joseph-Louis Gay-Lussac redescubrió la misma relación, por lo que la ley de Charles suele llamarse **ley de Charles y Gay-Lussac**.

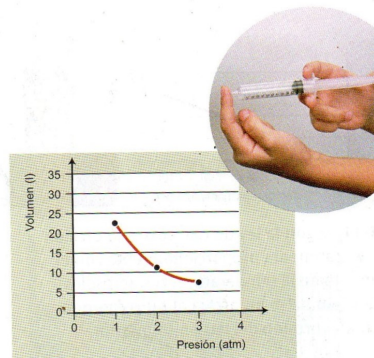


Fig. 1-9. Según la ley de Boyle y Mariotte, el volumen de un gas disminuye proporcionalmente al aumento de la presión. Se puede comprobar presionando el émbolo de una jeringa cerrada.

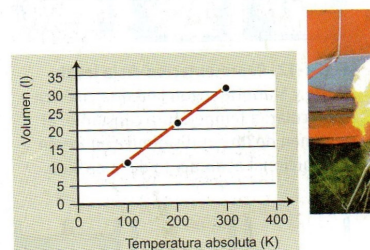


Fig. 1-10. Según la ley de Charles y Gay-Lussac el volumen de un gas aumenta proporcionalmente al incremento de la temperatura. Se comprueba en los globos aerostáticos, en los cuales se calienta el aire para que aumente el volumen de gas contenido en ellos.

ACTIVIDADES

16. ¿Qué ocurrirá con el volumen de un gas si se disminuye a la mitad la presión que se aplica sobre él manteniendo la temperatura constante? Por ejemplo, si se tienen 4 l de un gas sometido a una presión de 4 atm y de pronto se reduce esa presión a 2 atm, ¿cuál será el volumen que ocupa el gas?
17. ¿Y qué ocurrirá si se aumenta su temperatura al doble? Demostralo con un ejemplo numérico.

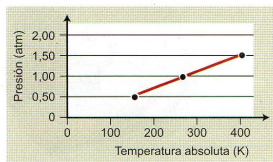


Fig. 1-11. Según la ley de Gay-Lussac la presión de un gas aumenta proporcionalmente con el incremento de la temperatura. Los aerosoles estallan cuando se los arroja al fuego porque aumenta la presión del gas en su interior.

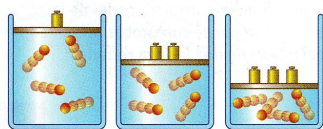


Fig. 1-12. Representación de la ley de Boyle y Mariotte según la teoría cinético-molecular: a temperatura constante, el volumen de un gas disminuye en forma proporcional al aumento de la presión.

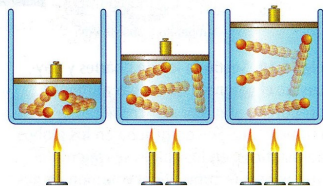


Fig. 1-13. Representación de la ley de Charles y Gay-Lussac según la teoría cinético-molecular: a presión constante, el volumen de un gas se incrementa en forma proporcional al aumento de la temperatura.

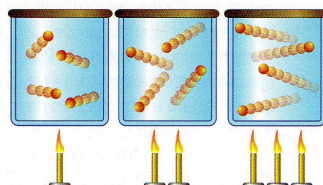


Fig. 1-14. Representación de la ley de Gay-Lussac según la teoría cinético-molecular: el aumento de la temperatura de un volumen constante de gas produce un incremento de la presión.

La ley de Gay-Lussac

Siguiendo con sus investigaciones, Gay-Lussac enunció en 1805 la ley que se conoce como **ley de Gay-Lussac**. Según ella, *la presión ejercida por la masa de un gas se incrementa en forma directamente proporcional al aumento de la temperatura absoluta de ese gas* (figura 1-11). Esta relación se verifica siempre y cuando el volumen del gas se mantenga constante. Su expresión matemática es:

$$\frac{P}{T} = k \quad \text{o} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

La teoría explica las leyes experimentales

Analicemos ahora las leyes experimentales de los gases desde la perspectiva de la teoría cinético-molecular.

- ▶ Ley de Boyle y Mariotte. Cuando se trabaja a temperatura constante, a medida que se aumenta la presión de un gas, las partículas que lo componen se acercan mucho más unas a otras. Es decir, la misma cantidad de partículas ahora se encontrará en un espacio menor. Como consecuencia de este acontecimiento, el volumen del gas disminuye en forma proporcional al aumento de la presión (figura 1-12).
- ▶ Ley de Charles y Gay-Lussac. Si se trabaja a presión constante, a medida que se incrementa la temperatura del gas aumenta la energía cinética y como consecuencia, también lo hace la velocidad media de las partículas que lo componen. Las partículas, entonces, se alejarán unas de otras y el volumen del gas aumentará (figura 1-13).
- ▶ Ley de Gay-Lussac. Si se trabaja a volumen constante, a medida que se incrementa la temperatura, aumentará la energía cinética, es decir, habrá mayor cantidad de choques de las partículas entre sí y con las paredes, el piso y el techo del recipiente. Este fenómeno producirá un aumento de la presión del gas (figura 1-14).

ACTIVIDADES

18. Un globo se encuentra en el interior de una habitación calefaccionada a 26 °C y su volumen es de 2 litros. Si de pronto sale por la ventana hacia el exterior, donde la temperatura es de 5 °C, ¿cuál será su volumen si la presión permanece constante?
19. Al iniciar un viaje, el conductor de un automóvil infla sus neumáticos hasta lograr la presión adecuada para circular por la ruta. Si luego de varias horas de viaje volviera a tomar la presión, ¿obtendría una presión mayor o menor? ¿Por qué?
20. Alguna vez habrás experimentado que si un globo muy inflado se acerca a una fuente de calor (sin llegar a tocarla) al poco tiempo estalla. Ahora que conocés las leyes de los gases, ¿cómo explicarías lo sucedido?

