



## GUÍA 7: “Ley de los gases ideales”

Nombre: \_\_\_\_\_ Curso: 7°\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_

Observa el video de Clase N° 3 en el siguiente link:

<https://drive.google.com/drive/u/2/folders/1cClvssBoH3BLnBuqu19DzBrL-ZvWvP8> y responde las actividades.

Puedes guiar tu proceso con las páginas del libro 40 – 49.



En la guía 6 realizaron una síntesis de los contenidos abordados sobre gases, específicamente, las características generales y las variables que se pueden estudiar en ellos, destacándose: *temperatura*, *volumen* y *presión*.

En esta guía revisaremos 3 leyes que se estudian en los gases ideales, las cuales posteriormente, permitieron estudiar los gases reales que se encuentran a nuestro alrededor.

### • PREPARANDO EL APRENDIZAJE

Lee el siguiente procedimiento experimental que se llevó a cabo y luego responde.

- 1 Inflen levemente el globo hasta un tamaño que les permita introducirlo en la jeringa y amarren su extremo para que no escape el aire de su interior.
- 2 Retiren el émbolo de la jeringa e introduzcan el globo en ella.
- 3 Reinstalen el émbolo y tapen, con uno de sus dedos, el orificio de salida de la jeringa.
- 4 Presionen el émbolo hasta alcanzar el mínimo volumen posible y, luego, retiren el dedo del orificio de la jeringa. Observen los cambios que experimenta el globo en ambos casos.
- 5 Tiren del émbolo hasta alcanzar el máximo volumen posible sin sacarlo de la jeringa. A continuación, retiren el dedo del orificio de ella. Observen los cambios que experimenta el globo en ambos casos.

**MATERIALES**

- Jeringa de 50 mL.
- Un globo pequeño.



a) ¿Qué características del aire creen que se estudiarán? Explica.

---

---

---

---

b) Si se repitiera el experimento 10 veces, ¿crees que siempre pasaría lo mismo? ¿Por qué?

---

---

---

## LEYES DE LOS GASES IDEALES

Las leyes permiten realizar descripciones a partir de la relación entre las variables que se involucran en un fenómeno observable como, por ejemplo, el incremento del volumen de un gas.

Desde el siglo XVII se tiene registro de que numerosos científicos estudiaron los gases y su comportamiento ante cambios en las 3 principales variables: temperatura, volumen y presión. Con estas investigaciones, lograron comprender cómo la variación en alguna de estas variables puede afectar el comportamiento de la otra, mientras una se mantenga constante (sin cambiar).

De esta forma, las **leyes de los gases** se originan como resultado de incontables experimentos realizados durante siglos para explicar su comportamiento y establecer los factores que intervienen en él. Existen 3 leyes y ecuaciones matemáticas que revisaremos en detalle:

### 1. LEY DE BOYLE

Robert Boyle (1627–1691) estudió sistemáticamente la relación entre la **presión** y el **volumen** de un gas a temperatura constante. Tras una serie de experimentos, concluyó que:

*“A temperatura constante, si el volumen ocupado por un gas aumenta, su presión disminuye, y viceversa”*

Es decir, a mayor volumen de un gas, menor es su presión; y a menos volumen, mayor es la presión del gas, por lo que se tiene una relación **inversamente proporcional**. A partir de esta definición, surge una ecuación matemática que nos permite conocer la condición inicial o final de cualquiera de las variables que se toman en cuenta en esta ley, expresándola matemáticamente como:

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

Donde:

- $P_1$  y  $V_1$ : corresponden a las condiciones iniciales de presión y volumen de un gas.
- $P_2$  y  $V_2$ : representan las condiciones finales luego de modificar estos parámetros.

### 2. LEY DE CHARLES

Jaques Charles (1746 – 1823), fue un científico y estudioso de la aeronáutica, llegó a importantes conclusiones respecto al comportamiento de los gases, que permiten explicar el tipo de relación que existe entre las variables **temperatura** y **volumen** (cuando la presión es constante) concluyendo que:

*“A presión constante, si la temperatura de un gas aumenta, también lo hace su volumen, y viceversa”*

Es decir, a mayor temperatura mayor es el volumen, y si disminuye la temperatura del gas también lo hará su volumen, estableciéndose una relación **directamente proporcional**. La ecuación matemática que representa este fenómeno es:

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

Donde:

- $V_1$  y  $T_1$ : corresponden a las condiciones iniciales de presión y volumen de un gas.
- $V_2$  y  $T_2$ : representan las condiciones finales luego de modificar estos parámetros.

### 3. LEY DE GAY-LUSSAC

Siguiendo los pasos de Charles, Joseph Gay-Lussac (1778 – 1850) se centró en la relación **temperatura - presión** de un gas y concluyó que:

*“A volumen constante, si la temperatura de un gas aumenta, también lo hace su presión, y viceversa”*

Es decir, a mayor temperatura más presión existe en el gas. En cambio, si disminuyo la temperatura, la presión del gas también disminuirá; estableciendo una relación **directamente proporcional**. La ecuación matemática que representa dicha relación es:

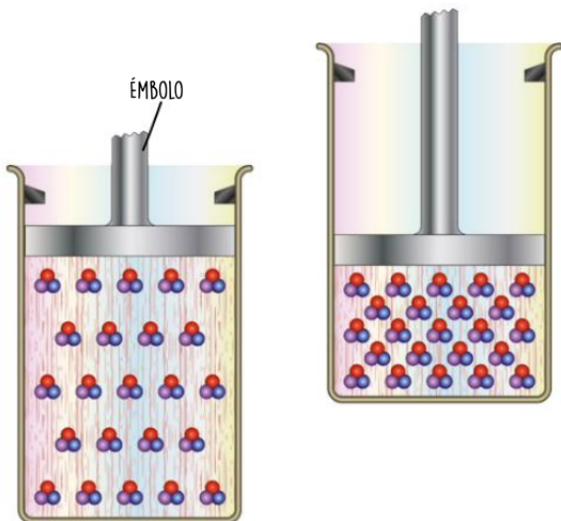
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Donde:

- $P_1$  y  $T_1$ : corresponden a las condiciones iniciales de presión y volumen de un gas.
- $P_2$  y  $T_2$ : representan las condiciones finales luego de modificar estos parámetros.

A continuación detallaremos las 3 leyes considerando ejemplos:

## LEY DE BOYLE

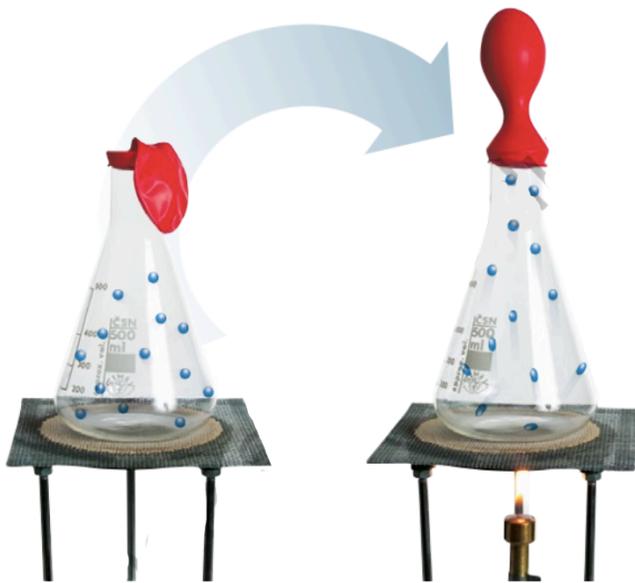


Cuando disminuimos el volumen de un gas, apretando el émbolo, lo que hacemos es disminuir el espacio intermolecular que existe entre las moléculas de dicho gas.

Al disminuir dicho espacio, las moléculas que tienen gran energía cinética y teniendo restringido su movimiento, aumentan la fuerza con la que golpean al recipiente que las contiene.

Como la fuerza aumenta, la presión (que es la fuerza ejercida en un área determinada) aumenta, estableciéndose la ley de Boyle. Lo mismo ocurriría si fuera al revés: si aumento el volumen, disminuye la presión porque las moléculas tienen más espacio para chocar.

# LEY DE CHARLES



Al calentar los gases que se encuentran dentro del matraz (aumentar la temperatura), aumenta con ello el número de choques entre sus partículas y contra las paredes del recipiente.

Esto significa que la presión aumenta, pero como en la ley de Charles esta es constante, el mismo sistema (matraz-globo) intenta revertir dicho aumento de presión, y para eso aumenta su volumen.

Porque al aumentar el volumen, la presión se mantiene constante. Por ende, cuando aumentamos la temperatura a un gas, este aumenta su volumen, y cuando disminuimos su temperatura, el volumen también disminuye. Así, a pesar de los cambios, mantenemos constante la presión.

# LEY DE GAY-LUSSAC



Al añadir agua caliente sobre la pelota abollada, se eleva la temperatura del aire contenido en ella.

Esto provoca un aumento de la presión de las partículas de gas, lo que genera que existan más choques de estas moléculas con las paredes de la pelota, recuperando su forma original.

Por lo tanto, al aumentar la temperatura, aumenta la presión, y como el volumen se mantiene constante (porque la pelota está totalmente sellada), se cumple la ley. De la misma forma, si yo disminuyo su temperatura, la presión disminuye.

• **APLICO LO APRENDIDO**

**Responda los siguientes problemas, utilizando las leyes de los gases ideales.**

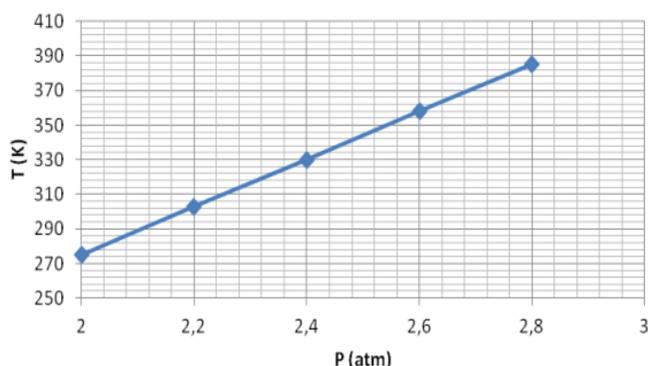
1. Un gas ocupa inicialmente un volumen de 2 L cuando la presión que actúa sobre éste es 2,3 atm. Si la temperatura es constante y sin cálculos matemáticos, ¿qué crees que sucederá con el volumen del gas si aumento la presión a 4,6 atm? ¿Por qué? Explica.

---

---

---

2. Observa la siguiente grafica responde:



a) ¿Qué variables se están trabajando?

b) ¿Qué ley de los gases se está representando?

c) ¿Cuál es la relación entre las variables?

---

---

---

---

3. ¿Por qué en invierno se deben inflar los neumáticos más de una vez? Explique según la ley de los gases que corresponda.

---

---

---

---

4. ¿Por qué entra y sale aire de los pulmones? Investiga y explica, mencionando la ley de los gases que fundamenta este proceso.

---

---

---

---

5. La temperatura de un gas es de 27 °C ocupando un volumen de 2 L. Si la presión es constante y sin cálculos matemáticos, ¿qué crees que sucederá con el volumen del gas si disminuyo su temperatura a 10 °C? ¿Por qué? Explica.

---

---

---

---

6. ¿Por qué crees que los aerosoles en lata no se pueden estar cerca del fuego? Explica considerando la ley de los gases ideales que lo fundamenta.

---

---

---

---

**Importante:**

- Si no tienes la opción de imprimir la guía, puedes desarrollarla en el cuaderno.
- Si tienes dudas de una pregunta o no te queda claro, puedes consultar a la profesora **Scarlett Valenzuela** al correo [scarlettvalenzuelastmf@gmail.com](mailto:scarlettvalenzuelastmf@gmail.com). Ella podrá responder de lunes a viernes desde las 10:00 a las 13:00 hrs.