



# Plan Pedagógico

## Período 16 al 27 de marzo 2020

**Objetivo:** Reforzar el trabajo académico en el hogar de los y las estudiantes en las diferentes asignaturas en el periodo de suspensión por plan Coronavirus COVID-19.



<b>Asignatura</b>	<b>Ciencias Naturales</b>
<b>Nivel</b>	<b>7° año</b>



**Nombre de la Unidad:** Comportamiento de la materia y su clasificación

**Contenidos:**

- Teoría cinético molecular, propiedades de los gases
- Comportamiento de los gases
- Leyes de los gases

**Links de páginas web de apoyo y refuerzo (Visuales y Audiovisuales)**

**Texto de estudio ciencias naturales**

<https://www.profesor10demates.com/2013/11/leyes-de-los-gases-ejercicios-resueltos.html>

**Contenidos Explicativos**

**La teoría cinético-molecular**

La materia se puede presentar en diferentes estados físicos, (el sólido, el líquido y el gaseoso). Cada uno de ellos posee características particulares.

Esta teoría surgió para explicar la naturaleza y el comportamiento de los gases, sin embargo, también se puede aplicar a los demás estados físicos, y plantea:

1. Los gases están formados por partículas muy pequeñas que, en la naturaleza, están muy separadas entre sí.
2. La fuerza de atracción entre ellas es mínima, casi inexistente.
3. Las partículas se encuentran en constante desplazamiento y en todas las direcciones posibles. Es por ello que presentan energía cinética.
4. El desplazamiento aleatorio de las partículas ocasiona choques entre ellas y contra las paredes del recipiente que las contiene.
5. A medida que aumenta la temperatura de un gas, la velocidad de movimiento de sus partículas se incrementa.
6. La presión que ejercen los gases se debe a los choques de las partículas contra las paredes del recipiente que los contiene

**Propiedades de los gases**

A través de la teoría cinético-molecular de la materia, es posible explicar las propiedades de los gases:

**Compresibilidad:** disminución del volumen de un gas al someterlo a una presión determinada debido al gran espacio que existe entre sus moléculas

**Difusión:** dispersión gradual de un gas en otro; de este modo las partículas se esparcen colisionando y moviéndose aleatoriamente.

**Fluidez:** propiedad que tienen todos los gases de ocupar todo el espacio disponible, se expanden más rápidamente cuando aumenta la temperatura

**Elasticidad:** capacidad que poseen los gases de recuperar sus dimensiones originales cuando cesa la fuerza que los comprime

**Leyes de los Gases**

De los tres estados de la materia, en el estado gaseoso las interacciones entre sus partículas son mínimas, por lo que es en este caso donde el estudio y la interpretación de los resultados obtenidos es menos complicada. Como resultado de tales estudios se ha llegado a establecer una serie de generalizaciones empíricas que se incluye bajo la denominación de leyes de los gases, las cuales describen el comportamiento de dichas sustancias en determinadas condiciones especiales.

Si un gas es introducido en un recipiente cerrado, sus moléculas se moverán según las consideraciones de



la teoría cinética molecular, con una velocidad que aumentará con la temperatura.

Suponiendo que un determinado número de moléculas, las cuales se pueden expresar en función al número de moles ( $n$ ), se llevan a un recipiente cerrado de volumen ( $V$ ) y a una temperatura kelvin ( $T$ ), las moléculas se moverán chocando contra las paredes del recipiente ejerciendo una fuerza  $F$  que al expresarse con relación al área  $S$  de la pared determinará una presión ( $P$ ), que es dependiente del número de choques. La presión, la temperatura, y el volumen de una muestra de gas son sus variables de estado.

A modo de recordatorio. ¿Cuáles son los **estados de la materia**?: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**, que dependen de la **presión** y de la **temperatura** a la que se encuentran sometidos.

En el estado sólido la fuerza de cohesión de las moléculas hace que estas estén muy próximas unas de otros con escaso margen de movimiento entre ellas.

En el estado líquido esta fuerza de cohesión molecular es menor lo cual permite mayor libertad de movimiento entre ellas.

En el **estado gaseoso** la fuerza de cohesión de las moléculas es muy pequeña, prácticamente nula, lo cual permite que estas se muevan libremente y en todas direcciones.

Antes de entrar de lleno en el estudio de las **leyes que explican el comportamiento de los gases**, veamos cómo influyen en este los eventos físicos que los alteran y que son: **temperatura**, **presión** y **volumen**, además de la **cantidad** de que se trate.

- **Temperatura**

La **temperatura** ( $T$ ) ejerce gran influencia sobre el estado de las moléculas de un gas aumentando o disminuyendo la velocidad de las mismas. Para trabajar con nuestras fórmulas siempre expresaremos la **temperatura en grados Kelvin**. Cuando la escala usada esté en grados Celsius, debemos hacer la conversión, sabiendo que **0° C equivale a + 273,15 ° Kelvin**.

- **Presión**

En Física, **presión** ( $P$ ) se define como la relación que existe entre una **fuerza** ( $F$ ) y la **superficie** ( $S$ ) sobre la que se aplica, y se calcula con la fórmula

$$P = \frac{F}{S}$$

Lo cual significa que la Presión ( $P$ ) es igual a la Fuerza ( $F$ ) aplicada dividido por la superficie ( $S$ ) sobre la cual se aplica.

En nuestras fórmulas usaremos como unidad de presión la **atmósfera (atm)** y el **milímetro de mercurio (mmHg)**, sabiendo que una atmósfera equivale a 760 mmHg.

- **Volumen**

Recordemos que volumen es todo el espacio ocupado por algún tipo de materia. En el caso de los gases, estos ocupan todo el volumen disponible del recipiente que los contiene.

Hay muchas unidades para medir el volumen, pero en nuestras fórmulas usaremos el litro (L) y el mililitro (ml). Recordemos que un litro equivale a mil mililitros:

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL}$$

También sabemos que 1 L equivale a 1 decímetro cúbico (1 dm<sup>3</sup>) o a mil centímetros cúbicos (1.000 cm<sup>3</sup>), lo cual hace equivalentes (iguales) 1 mL con 1 cm<sup>3</sup>:

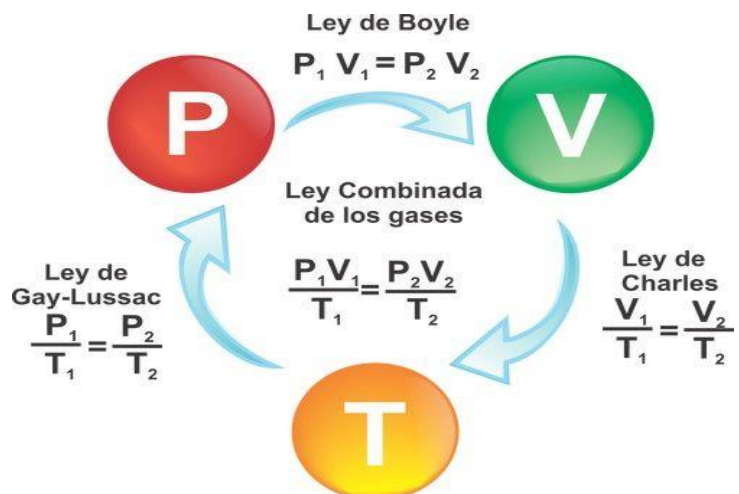
$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ cm}^3 = 1.000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

- **Cantidad de gas**

Otro parámetro que debe considerarse al estudiar el comportamiento de los gases tiene que ver con la cantidad de un gas la cual se relaciona con el número total de moléculas que la componen.

Para medir la cantidad de un gas usamos como unidad de medida el **mol**.





### Ley de Boyle

Esta ley nos permite relacionar la **presión** y el **volumen** de un gas cuando la **temperatura es constante**. La ley de Boyle (conocida también como de Boyle y Mariotte) establece que la **presión** de un gas en un recipiente cerrado **es inversamente proporcional al volumen** del recipiente, cuando la **temperatura es constante**.

Lo cual significa que:

El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que se le aplica:

En otras palabras:

Si la presión aumenta, el volumen disminuye.

Si la presión disminuye, el volumen aumenta.

Esto nos conduce a que, si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el **producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor**.

Matemáticamente esto es:

$$P \cdot V = K$$

#### Para aclarar el concepto:

Tenemos un cierto volumen de gas ( $V_1$ ) que se encuentra a una presión  $P_1$ . Si variamos la presión a  $P_2$ , el volumen de gas variará hasta un nuevo valor  $V_2$ , y se cumplirá:

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

que es otra manera de expresar la ley de Boyle.

#### Apliquemos la fórmula en un ejemplo práctico:

Tenemos 4 L de un gas que están a 600 mmHg de presión. ¿Cuál será su volumen si aumentamos la presión hasta 800 mmHg? La temperatura es constante, no varía.

#### Solución:

Como los datos de presión están ambos en milímetros de mercurio (mmHg) no es necesario hacer la conversión a atmósferas (atm). Si solo uno de ellos estuviera en mmHg y el otro en atm, habría que dejar los dos en atm.

Aclarado esto, sustituimos los valores en la ecuación  $P_1V_1 = P_2V_2$ .

$$(600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L}) = (800 \text{ mmHg}) \cdot (V_2)$$

Ponemos a la izquierda el miembro con la incógnita

$$(800 \text{ mmHg}) \cdot (V_2) = (600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L})$$

Despejamos  $V_2$ :

$$V_2 = \frac{(600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L})}{(800 \text{ mmHg})}$$

$$V_2 = \frac{2.400}{800} = 3$$

#### Respuesta:

Si aumentamos la presión hasta 800 mmHg el volumen disminuye hasta llegar a los 3 L.

### Ley de Charles

Mediante esta ley relacionamos la **temperatura** y el **volumen** de un gas cuando mantenemos la **presión constante**. Textualmente, la ley afirma que:

El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura del gas.

En otras palabras:

Si aumenta la temperatura aplicada al gas, el volumen del gas aumenta.

Si disminuye la temperatura aplicada al gas, el volumen del gas disminuye.

Como lo descubrió Charles, si la cantidad de gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen ( $V$ ) y la temperatura ( $T$ ) siempre tiene el mismo valor ( $K$ ) (es constante).

Matemáticamente esto se expresa en la fórmula:



$$\frac{V}{T} = K$$

lo cual significa que el cociente entre el volumen y la temperatura es constante.

### Intentemos ejemplificar:

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas  $V_1$  que se encuentra a una temperatura  $T_1$ . Si aumentamos la temperatura a  $T_2$  el volumen del gas aumentará hasta  $V_2$ , y se cumplirá que:

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

Que es otra manera de expresar la ley de Charles.

### Veamos un ejemplo práctico y sencillo:

Un gas cuya temperatura llega a  $25^\circ \text{C}$  tiene un volumen de 2,5 L. Para experimentar, bajamos la temperatura a  $10^\circ \text{C}$  ¿Cuál será su nuevo volumen?

#### Solución:

El primer paso es recordar que en todas estas fórmulas referidas a la temperatura hay que usar siempre la escala Kelvin.

Por lo tanto, lo primero es expresar la temperatura en grados Kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

Ahora, sustituimos los datos en la ecuación:

#### Respuesta:

Si bajamos la temperatura hasta los  $10^\circ \text{C}$  ( $283^\circ \text{K}$ ) el nuevo volumen del gas será 2,37 L

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

$$\frac{2,5 \text{ L}}{298^\circ \text{K}} = \frac{V_2}{283^\circ \text{K}}$$

Ahora, despejamos  $V_2$ :

$$(V_2) \cdot (298) = (2,5) \cdot (283)$$

$$(V_2) = \frac{(2,5) \cdot (283)}{(298)}$$

$$V_2 = \frac{707,5}{298} = 2,37$$

### Ley de Gay-Lussac

Esta ley establece la relación entre la **presión (P)** y la **temperatura (T)** de un gas cuando el volumen (V) se mantiene constante, y dice textualmente:

La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura.

Esto significa que:

Si aumentamos la temperatura, aumentará la presión.

Si disminuimos la temperatura, disminuirá la presión.

Si lo llevamos al plano matemático, esto queda demostrado con la siguiente ecuación:

$$\frac{P}{T} = K$$

la cual nos indica que el cociente entre la presión y la temperatura siempre tiene el mismo valor; es decir, es constante.

Llevemos esto a la práctica y supongamos que tenemos un gas, cuyo volumen (V) no varía, a una presión  $P_1$  y a una temperatura  $T_1$ . Para experimentar, variamos la temperatura hasta un nuevo valor  $T_2$ , entonces la presión cambiará a  $P_2$ , y tendrá que cumplirse la siguiente ecuación:



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

que es la misma Ley de Gay-Lussac expresada de otra forma.

Debemos recordar, además, que esta ley, al igual que la de Charles, está expresada en función de la temperatura absoluta, y tal como en la Ley de Charles, las temperaturas han de expresarse en grados Kelvin.

**Veamos un ejemplo:**

Tenemos un cierto volumen de un gas bajo una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25° C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

**Solución:**

Lo primero que debemos hacer es convertir los 25° C a grados Kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) K = 298 K$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación:

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

**Respuesta:**

La temperatura debe bajar hasta los 233,5° Kelvin.

Si convertimos estos grados en grados Celsius hacemos  $233,5 - 273 = -39,5$  °C.

$$\frac{970 \text{ mmHg}}{298^\circ \text{ K}} = \frac{760 \text{ mmHg}}{T_2}$$

Ahora despejamos  $T_2$ :

$$(T_2) \cdot (970 \text{ mmHg}) = (298^\circ \text{ K}) \cdot (760 \text{ mmHg})$$

$$(T_2) = \frac{(298) \cdot (760)}{970}$$

$$T_2 = \frac{226.480}{970} = 233,5$$



**CUESTIONARIO DE APRENDIZAJE PARA EL ESTUDIANTE**

**Nombre y Apellido**

**Curso**

**Fecha**

El siguiente cuestionario de preguntas debe ser desarrollado en base a los contenidos trabajados en la guía y ser entregado a cada profesor durante la primera clase de cada asignatura.

1. ¿Qué plantea la teoría cinético-molecular?

2. ¿Cuáles son las propiedades de los gases? Describe y da 2 ejemplos para cada una

3. ¿Qué variables afectan el comportamiento de los gases? Escribe la unidad de medida para cada uno

4. ¿Qué plantea la ley de Boyle?, ¿Con qué variables trabaja?

5. ¿Qué plantea la ley de Charles?, ¿Con qué variables trabaja?

6. ¿Qué plantea la ley de Gay-Lussac?, ¿Con qué variables trabaja?

7. ¿Cómo se transforma la temperatura en grados Celsius a escala Kelvin? Explica y resuelve  $39^{\circ}\text{C}$ ,  $105^{\circ}\text{C}$ ,  $99^{\circ}\text{C}$ ,  $45^{\circ}\text{C}$ ,  $85^{\circ}\text{C}$

8. Un gas cuya temperatura llega a  $33^{\circ}\text{C}$  tiene un volumen de 5 L. Para experimentar, bajamos la temperatura a  $20^{\circ}\text{C}$  ¿Cuál será su nuevo volumen?

9. Tenemos 7 L de un gas que están a 12 atm de presión. ¿Cuál será su volumen si aumentamos la presión hasta 40 atm? La temperatura es constante, no varía.

10. Tenemos un cierto volumen de un gas bajo una presión de 15 atm cuando su temperatura es de  $70^{\circ}\text{C}$ . ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 30 atm?