

Espacio Curricular: Química Aplicada

Colegio del Prado

Curso: 5° "A"

Docente: Espejo Paula

Tema: Leyes de los Gases

A continuación, dejo ejemplos para cada ley seguidas de actividades para que practiques en casa y en clase.

Ley de Boyle

Ejemplo: Si el gas en una jeringa está originalmente a 1 atm y el volumen es 5 mL, luego la presión aumenta a 2atm. ¿Cuál será el volumen final?

Datos: $P_1 = 1 \text{ atm}$; $V_1 = 5 \text{ ml}$

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

Reemplazamos en la ecuación (1): $1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ ml} = 2 \text{ atm} \cdot V_2$

Despejando $V_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ ml}}{2 \text{ atm}} = 2,5 \text{ ml}$ recuerden que se supone la Temperatura constante

Ley de Charles

Ejemplo: Una llanta de un vehículo se llena con 100 L (V_1) de aire a 10°C . Luego de rodar varios kilómetros la temperatura sube a 40°C (T_2) ¿Cuánto será el volumen de aire (V_2) en la llanta?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{100 \text{ L}}{283 \text{ K}} = \frac{V_2}{313 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{100 \text{ L} \times 313 \text{ K}}{283 \text{ K}} = 110,6 \text{ L}$$

Ley de Gay-Lussac

Ejemplo: Si la presión y la temperatura del aire en una jeringa están originalmente a 1,0 atm y 293 K y se coloca la jeringa en agua hirviendo, la presión aumentará a 1,27 atm, según los siguientes cálculos:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1,0 \text{ atm}}{293 \text{ K}} = \frac{P_2}{373 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1,0 \text{ atm} \times \frac{373 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 1,27 \text{ atm}$$

Ley de Avogadro

Ejemplo: Un ejemplo simple de la ley de Avogadro es cuando inflamos un globo. A medida que el globo se va inflando entra más moléculas de dióxido de carbono y el volumen va aumentando. La temperatura y la presión se mantienen constantes.

Ley de los gases ideales

Ejemplo: En una caja de 20 L se encuentra un gas a 300K y 0,99 atm de presión ¿Cuántos moles de gas se encuentran en la caja?

$$PV = nRT$$

Despejando número de moles:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \quad \text{reemplazando por los datos del ejemplo}$$

$$n = \frac{0,99 \text{ atm} \cdot 20 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 0,80 \text{ moles}$$

Actividades

Actividad 1:

Un gas ocupa un volumen de 200 cm³ a una presión de 0,92 atm. ¿Cuál será su volumen si la presión recibida aumenta a 1,20 atm? Nota: la temperatura permanece constante. Indica qué ley se está aplicando.

Actividad 2:

A presión de 17 atm, 34 L de un gas a temperatura constante experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L ¿Cuál será la presión que ejerce?

Actividad 3:

¿Qué volumen ocupa un gas a 980 mmHg, si el recipiente tiene finalmente una presión de 1,8 atm y el gas se comprime a un volumen de 860 cm³? Ayuda: *reduce los mmHg a atm, sabiendo que 1atm= 760 mmHg*

Actividad 3:

A presión constante un gas ocupa 1,5 litros a 35°C ¿Qué temperatura es necesaria para que este gas se expanda hasta alcanzar los 2,6 litros? *No olvides reducir los °C a K*

Actividad 4:

A volumen constante un gas ejerce una presión de 880 mmHg a 20° C ¿Qué temperatura habrá si la presión aumenta a 1012 mmHg?

Actividad 5:

Cuando un gas a 85° C y 760 mmHg, a volumen constante en un cilindro, se comprime, su temperatura disminuye a 57°C ¿Qué presión ejercerá el gas?

Actividad 6

Tenemos en un recipiente 21,4 litros de un gas que a 40°C tiene una presión de 1,8 atm. Calcula cuántos moles de gas hay en el recipiente.

Actividad 7:

Mediante una reacción producimos 0,71 moles de Cl₂O₃ gaseoso. Calcula: El volumen que ocuparía en condiciones normales (C.N.)