



## GUÍA DE EJERCICIOS GASES

### Área Química

#### Resultados de aprendizaje

Aplicar conceptos básicos de gases en la resolución de ejercicios. Desarrollar pensamiento lógico y sistemático en la resolución de problemas.

#### Contenidos

1. Ley de Boyle.
2. Ley de Charles.
3. Condiciones normales de presión y temperatura.
4. Ecuación general de los gases ideales.
5. Ley combinada de los gases ideales.
6. Ley de Dalton de las presiones parciales.

#### Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

-La **Ley de Boyle** establece que a temperatura y cantidad de materia constante de gas, el volumen es inversamente proporcional a su presión.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \text{ (EC.1)}$$

Las unidades de presión pueden ser pascuales, mm de Hg, atm (entre otras), pero ambas deben estar en la misma unidad. De igual forma ocurre con el volumen.

-La **Ley de Charles** establece que para una masa fija de gas, a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ (EC.2)}$$

Las unidades para  $V_1$  y  $V_2$  deben ser las mismas.

La temperatura siempre deberás trabajarla en grados Kelvin, es decir:  $^{\circ}\text{C} + 273 = \text{K}$ .

-La **ley de Gay Lussac** establece que, para un volumen fijo de gas, la presión es inversamente proporcional a la temperatura.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ (EC. 3)}$$

Nuevamente



### - Ecuación de gases ideales

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (\text{EC. 4})$$

Siempre que uses esta ecuación, la presión debe estar en unidades de atm., el volumen en L y la temperatura en grados K. Estas unidades se debe a las de la constante de los gases (R).

$$R = 0,082 \left( \frac{\text{atm. L}}{\text{mol K}} \right)$$

**Las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) presión= 1 atm y temperatura= 273K**

Permiten determinar el volumen asociado a una cantidad de sustancia determinada. Bajo estas condiciones se cumple siempre, que:

*1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros*

Siempre que La ley combinada como su nombre lo indica, es la mezcla entre las leyes de Boyle y Charles, es decir:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \quad (\text{EC.5})$$

Imagina que tienes un reactor, en el cual se está desarrollando una reacción química, por lo que hay una mezcla de gases. Cada gas ejerce una presión su propia presión al interior de este reactor, a esta presión se le llama presión parcial del gas y se puede calcular mediante:

a) Teniendo la presión total en el reactor.

$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

$$P_i = P_T \times X_i \quad (\text{EC.6})$$

Donde

$$X_i = \frac{\text{moles del gas}}{\text{moles totales gaseosos}}$$

b) Sabiendo las condiciones a las cuales es sometida la mezcla:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (\text{EC.7})$$



**Ejercicio 1** El volumen de cierta masa de gas es de 10 L a 4,0 atm de presión. ¿Cuál es su volumen si la presión disminuye a 2,0 atm a temperatura constante?

Usando la EC. 1. Se puede calcular el volumen de una masa de gas cuando la presión disminuye, manteniéndose constante la temperatura y la masa del gas.

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

Datos:

$$V_1 = 10 \text{ L}$$

$$P_1 = 4,0 \text{ atm.}$$

$$P_2 = 2,0 \text{ atm.}$$

$$4,0 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = 2,0 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{4 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{2 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 20 \text{ L}$$

**Ejercicio 2** Se tiene un gas a 10°C en un cilindro con émbolo móvil. Suponiendo que la presión permanece constante, ¿cuál será la temperatura a la que el volumen aumentará al doble?

En este problema, se pide determinar la temperatura a la cual un determinado gas aumenta su volumen al doble del inicial, eso significa que  $V_2$  es igual a dos veces (doble) el volumen inicial, considerando que la presión y la masa del gas permanecen constantes, se debe aplicar la ley de Charles (EC.2)

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

Datos:

$$V_2 = 2 V_1$$

$$T_1 = 10^\circ\text{C} + 273 \text{ K} = 283 \text{ K}$$

$$V_2 = 2 V_1$$

$$\frac{V_1}{283 \text{ K}} = \frac{2 V_1}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{283 \text{ K} \cdot 2 V_1}{V_1}$$
$$T_2 = 566 \text{ K}$$

$$^\circ\text{C} = K - 273 \text{ K}$$

$$^\circ\text{C} = 566 \text{ K} - 273 \text{ K}$$



$$^{\circ}\text{C} = 293^{\circ}\text{C}$$

**Ejercicio 3.** El volumen de un gas a  $35^{\circ}\text{C}$  y 1 atm. de presión es de 200 L ¿Qué volumen ocupará el gas a  $65^{\circ}\text{C}$  y a una presión de 750 mm Hg?

Se pide calcular el volumen que ocupará un gas cuando su presión y temperatura cambia de las condiciones iniciales, para esto, primero se deben convertir las temperaturas a Kelvin y las presiones dejarlas en las mismas unidades.

Datos:

$$V_1 = 200\text{L}$$

$$T_1 = 35^{\circ}\text{C} + 273\text{ K} = 308\text{K}$$

$$P_1 = 1\text{ atm} = 760\text{mmHg}$$

$$V_2 = x$$

$$T_2 = 65^{\circ}\text{C} + 273\text{ K} = 338\text{K}$$

$$P_2 = 750\text{mmHg}$$

Utilizando la ecuación 4 y reemplazando los datos:

$$\frac{760\text{mmHg} \cdot 200\text{L}}{308\text{ K}} = \frac{750\text{mmHg} \cdot V_2}{338\text{K}}$$

$$V_2 = \frac{760\text{mmHg} \cdot 200\text{L} \cdot 338\text{K}}{308\text{K} \cdot 750\text{mmHg}}$$

$$V_2 = 222\text{ L}$$

Ojo que para despejar  $V_2$ , puedes multiplicar cruzado.

**EJERCICIO 4.** Un recipiente de 4,0 L contiene 7,0 gramos de un gas a 1,2 atm de presión y 303 K de temperatura. Determina la masa molar del gas.

Datos:

$$V_1 = 4,0\text{L}$$

$$T_1 = 303\text{K}$$

$$P_1 = 1,2\text{ atm}$$

$$m_{\text{gas}} (\text{masa de gas}) = 7,0\text{ gramos}$$

En base a los datos entregados, para determinar la masa molar del gas, es necesario saber la cantidad de moles, a través de la ecuación de los gases ideales (EC.4)



Reemplazando

$$1,2\text{atm} \cdot 4,0\text{L} = n \cdot 0,082 \text{ (atm L/mol K)} \cdot 303\text{K}$$

$$n = \frac{1,2\text{atm} \cdot 4,0\text{L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 303\text{K}}$$

$$n = 0,19 \text{ moles}$$

Usando la fórmula de moles, reemplazando la masa del gas y los moles anteriormente calculado, se obtiene la masa molar del gas.

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{MM}}$$

$$\text{MM} = \frac{\text{masa}}{n}$$

$$\text{MM} = \frac{7,0 \text{ gr}}{0,193 \text{ moles}}$$

$$\text{MM} = 36,3 \text{ g/mol}$$

**EJERCICIO 5.** Una cantidad fija de un gas a temperatura constante ejerce una presión de 737 mm Hg y ocupa un volumen de 20,5 L. Calcule el volumen que el gas ocupará si se aumenta la presión a 1,80 atm.

Datos:

$$P_1 = 737 \text{ mmHg}$$

$$V_1 = 20,5\text{L}$$

$$V_2 = x$$

$$P_2 = 1,80 \text{ atm}$$

Se debe convertir las unidades de las presiones a la misma unidad y luego reemplazar en la fórmula de la ley de Boyle (EC.1).

En este caso en particular puedes convertir las unidades de presiones a atm o a mm Hg. Convertiremos las atmosferas a mm de Hg. Recuerda que una atmosfera equivale a 760 mm de Hg.

$$\frac{1 \text{ atm}}{1,8 \text{ atm}} = \frac{760 \text{ mmHg}}{x}$$

$$x = 1368 \text{ mmHg}$$

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

Reemplazando:

$$737\text{mmHg} \cdot 20,5 \text{ L} = 1368 \text{ mmHg} \cdot V_2$$



$$V_2 = \frac{737 \text{ mmHg} \cdot 20,5 \text{ L}}{1368 \text{ mmHg}}$$

$$V_2 = 11,0 \text{ L}$$

**EJERCICIO 6.** Dos gramos de un gas ocupan 1,56 L a 25 °C y 1,0 atm de presión. ¿Cuál será el volumen si el gas se calienta a 35 °C a presión constante?

Datos:

Masa= 2 gr

$V_1 = 1,56 \text{ L}$

$T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298$

$P_1 = 1 \text{ atm}$

$V_2 = x$

$T_2 = 35^\circ\text{C} + 273 = 308$

Para poder determinar el volumen del gas se necesita ocupar la fórmula de la Ley de Charles (EC.2) y convertir la temperatura a grados Kelvin.

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

Reemplazando:

$$\frac{1,56 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{V_2}{308 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{308 \text{ K} \cdot 1,56 \text{ L}}{298 \text{ K}}$$

$$V_2 = 1,61 \text{ L}$$

**EJERCICIO 7.** Una masa de Neón ocupa 200 mL a 100 °C. Halle su volumen a 0 °C si la presión es constante.

Datos:

$V_1 = 200 \text{ mL}$

$T_1 = 100^\circ\text{C} + 273 = 373$

$V_2 = x$

$T_2 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273$

Usando la fórmula que representa la Ley de Charles, (EC.2) y reemplazando:

$$\frac{200 \text{ mL} \cdot 273 \text{ K}}{373 \text{ K}} = V_2$$



$$V_2 = \frac{200 \text{ mL} \cdot 273 \text{ K}}{373 \text{ K}}$$

$$V_2 = 146 \text{ mL}$$

**EJERCICIO 8.** Un tanque de acero contiene dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) a  $27^\circ\text{C}$  y una presión de 9120 mm de Hg. Determinar la presión del gas (en atm) cuando se calienta a  $100^\circ\text{C}$ .

Datos:

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300\text{K}$$

$$P_1 = 9120 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = 100^\circ\text{C} + 273 = 373\text{K}$$

$$P_2 = x$$

De acuerdo a la ley de Gay-Lussac (EC. 4) se tiene:

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

$$\frac{9120 \text{ mmHg}}{300\text{K}} = \frac{P_2}{373\text{K}}$$

$$P_2 = \frac{9120\text{mmHg} \cdot 373\text{K}}{300 \text{ K}}$$

$$P_2 = 11339,2 \text{ mmHg}$$

Transformando a unidades de atmósferas (atm):

$$\frac{1 \text{ atm}}{x \text{ atm}} = \frac{760 \text{ mmHg}}{11339,2 \text{ mmHg}}$$

$$P_2 = 14,9 \text{ atm}$$

**EJERCICIO 9.** Un tanque de almacenamiento contiene un gas a  $5^\circ\text{C}$  y 5 atm. Una válvula de seguridad del tanque explota cuando la presión supera el doble de la presión inicial, ¿Hasta qué temperatura se puede calentar el tanque?

Datos:

$$T_1 = 5^\circ\text{C} + 273 = 278\text{K}$$

$$P_1 = 5 \text{ atm}$$

$$T_2 = x$$

$$P_2 = 10 \text{ atm}$$

Luego se reemplazan los datos en (EC.4)



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

$$\frac{5 \text{ atm}}{278 \text{ K}} = \frac{10 \text{ K}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{278 \text{ K} \cdot 10 \text{ atm}}{5 \text{ atm}}$$

$$T_2 = 556 \text{ K}$$

**EJERCICIO 10.** ¿Cuántos moles contiene un gas en CNPT si ocupa un volumen de 336 L?

Datos:

CNPT:  $T^\circ = 0^\circ\text{C}$  y  $P = 1 \text{ atm}$

$T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273\text{K}$

$P_1 = 1 \text{ atm}$

Para

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Reemplazando:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 336\text{L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273\text{K}}$$

$$n = 15 \text{ moles}$$

**EJERCICIO 9.** ¿Cuántos moles de un gas ideal contiene una muestra que ocupa un volumen de 65,4  $\text{cm}^3$  bajo una presión de 9576 mm de Hg y una temperatura de 39  $^\circ\text{C}$ ?





Datos:

$n = x$  moles

$V = 65,4 \text{ cm}^3 = 65,4 \text{ mL}$

$P = 9576 \text{ mmHg}$

$T = 39^\circ\text{C} + 273 = 312 \text{ K}$

Convirtiendo la presión:

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{x}{9576 \text{ mmHg}}$$

$$x = \frac{1 \text{ atm} \cdot 9576 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}}$$
$$x = 12,6 \text{ atm}$$

Convirtiendo el volumen:

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = \frac{x}{65,4 \text{ cm}^3}$$

$$x = \frac{65,4 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3}$$

$$x = 6,54 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

Ahora reemplazando en la fórmula de la ley de gases ideales

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{12,6 \text{ atm} \cdot 6,54 \cdot 10^{-2} \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 312 \text{ K}}$$

$$n = 3,22 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

**EJERCICIO 10.** ¿Qué volumen ocupan 150 g de  $\text{CO}_2$  a  $100^\circ\text{C}$  y 720 mm de Hg de presión?



Datos:

$$m=150 \text{ gr}$$

$$V= x$$

$$P = 720 \text{ mmHg}$$

$$T = 100 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

$$\text{Masa atómica C} = 12 \text{ g.}$$

$$\text{Masa atómica O} = 16 \text{ g.}$$

Para poder usar la fórmula de los gases ideales es necesario convertir la masa de  $\text{CO}_2$  en moles de  $\text{CO}_2$  usando:

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{MM}}$$

$$n = \frac{150 \text{ gr}}{44 \text{ gr/mol}}$$

$$n = 3,41 \text{ mol}$$

Y la presión debe convertirse en atmosfera:

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{x}{720 \text{ mmHg}}$$

$$x = \frac{1 \text{ atm} \cdot 720 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}}$$

$$x = 0,947 \text{ atm}$$

Reemplazando:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{3,41 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373 \text{ K}}{0,947 \text{ atm}}$$

$$V = 110 \text{ L}$$

## Responsables académicos



Comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a [ciencia.paiep@usach.cl](mailto:ciencia.paiep@usach.cl)

### Referencias y fuentes utilizadas

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2016). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2016). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiometría. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.