

AUTOEVALUACIÓN GASES IDEALES

- 1) Tenemos un gas ideal a una presión de 1 atm y a 27 °C de temperatura. Sabiendo que ocupa un volumen de 4 L, ¿cuántos moles de gas ideal hay?

En primer lugar, pasamos la temperatura de grados centígrados a grados kelvin:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273 = 27 + 273 = 300\text{ K}$$

A partir de la ley de gases ideales, tenemos:

$$pV = nRT$$

Donde: $V = 4\text{ L}$; $p = 1\text{ atm}$; $T = 300\text{ K}$; $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Despejamos el número de moles n , y hallamos cuál es el número de moles:

$$pV = nRT \rightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{1\text{ atm} \cdot 4\text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300\text{ K}} \approx 0,16\text{ mol}$$

SOLUCIÓN: Hay aproximadamente unos 0,16 moles de gas ideal.

- 2) Tenemos 2 moles de gas ideal que ocupan 4 L a una presión y temperatura constante desconocidas. Si añadimos 8 moles, ¿qué volumen ocupará este gas?

Como $T=\text{cte}$; $p=\text{cte}$, tenemos que:

$$pV = nRT \rightarrow \frac{p}{RT} = \text{cte} = \frac{n}{V}$$

Por tanto:

$$\frac{n}{V} = \text{cte} = \frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2} \quad (\text{Principio de Avogadro})$$

Como añadimos 8 moles, el número de moles finales será:

$$n_2 = (2 + 8)\text{ moles} = 10\text{ moles}$$

Tenemos, por tanto: $n_1 = 2\text{ moles}$; $V_1 = 4\text{ L}$; $n_2 = 10\text{ moles}$, que ocupará un volumen:

$$\frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2} \rightarrow V_2 = n_2 \cdot \frac{V_1}{n_1} = 10\text{ moles} \cdot \frac{4\text{ L}}{2\text{ moles}} = 20\text{ L}$$

SOLUCIÓN: Finalmente, el gas ocupará 20 L.

- 3) **Cierta cantidad de gas ideal se calienta a volumen constante y a presión atmosférica inicialmente desde una temperatura de 27°C hasta una temperatura de 77°C, ¿cuál será la presión final?**

Pasamos la temperatura inicial y final a Kelvin:

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

$$T_2 = 77^\circ\text{C} = (77 + 273)\text{K} = 350\text{ K}$$

Como tenemos una cantidad de gas fija ($n=\text{cte}$) a $V=\text{cte}$, por la ecuación de gases ideales, tenemos:

$$pV = nRT \rightarrow \frac{p}{T} = \frac{nR}{V} = \text{cte} \rightarrow \text{Ley de Gay - Lussac}$$

Como:

$$\frac{p}{T} = \text{cte} \rightarrow \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow p_2 = T_2 \cdot \frac{p_1}{T_1}$$

Nos interesa saber la presión final, p_2 ; como sabemos que la presión inicial es $p_1 = 1\text{ atm}$ (*presión atmosférica*), entonces:

$$p_2 = 350\text{ K} \cdot \frac{1\text{ atm}}{300\text{ K}} \approx 1,17\text{ atm}$$

SOLUCIÓN: *La presión final será aproximadamente 1,17 atm.*

- 4) **1 mol de gas ideal está a presión atmosférica. Suponiendo que el gas ideal está inicialmente en condiciones normales de presión y temperatura, ¿qué volumen ocupará el gas ideal si duplicamos la presión a la que está sometido en un proceso a temperatura constante?**

En primer lugar, en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 273 K, respectivamente), un mol de gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L. Como inicialmente, tenemos que:

$$p_1 = 1\text{ atm};$$

$$V_1 = 22,4\text{ L}$$

(*volumen que ocupa un mol de gas ideal en condiciones normales*)

Como, además finalmente ocurre que:

$$p_2 = 2p_1 = 2 \cdot 1\text{ atm} = 2\text{ atm} \text{ (se duplica la presión)}$$

Aplicamos la ley de Boyle-Mariotte, y llegamos a:

$$p_1V_1 = p_2V_2 \rightarrow V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2} = \frac{1\text{ atm} \cdot 22,4\text{ L}}{2\text{ atm}} = 11,2\text{ L}$$

SOLUCIÓN: *Ocupará 11,2 L.*

- 5) **Cierta cantidad de gas ideal se calienta a presión constante desde una temperatura de 12°C a una temperatura de 27°C. Si inicialmente el gas ocupaba un volumen de 1 L, ¿cuál será el volumen final?**

En primer lugar, pasamos la temperatura inicial y final de grados centígrados a grados Kelvin:

$$\text{temp. inicial} \rightarrow T_1 = 12^\circ\text{C} = (12 + 273)\text{K} = 285\text{ K}$$

$$\text{temp. final} \rightarrow T_2 = 27^\circ\text{C} = (27 + 273)\text{K} = 300\text{ K}$$

Si aplicamos la ley de Charles y despejamos el volumen final, tenemos que:

$$\frac{V}{T} = \text{cte} \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = T_2 \cdot \frac{V_1}{T_1}$$

Como el volumen inicial es $V_1 = 1\text{ L}$, entonces:

$$V_2 = T_2 \cdot \frac{V_1}{T_1} = 300\text{ K} \cdot \frac{1\text{ L}}{285\text{ K}} \approx 1,05\text{ L}$$

SOLUCIÓN: El volumen final ocupado por el gas será aproximadamente 1,05 L.

- 6) **Un gas ideal en condiciones normales de presión y temperatura ocupa 5 L, ¿cuál es su número de moles?**

Un mol de gas ideal en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 273 K, respectivamente) ocupa 22,4 L. Por tanto, utilizamos factores de conversión y llegamos a:

$$5\text{ L} \cdot \frac{1\text{ mol}}{22,4\text{ L}} \approx 0,22\text{ moles}$$

SOLUCIÓN: Hay aproximadamente 0,22 moles de gas ideal.

- 7) **En un proceso a temperatura constante (isotérmico), tenemos una presión y volumen iniciales. Si disminuimos la presión, ¿qué ocurrirá con el volumen?**

En un proceso isotérmico (para un gas ideal) se cumple la ley de Boyle-Mariotte:

$$pV = \text{cte} = k$$

El valor k es el que hemos asignado por defecto como una constante; tenemos:

$$pV = k \rightarrow V = \frac{k}{p}$$

Si disminuimos la presión, 'el número que hay en el denominador es más pequeño' (una analogía rápida: imagínense que están en un cumpleaños 8 personas, en principio, habría que dividir la tarta para 8 personas, sin embargo, imaginen que 2 personas dicen que no quieren tarta: en ese caso el resto comerá más tarta; pues algo similar ocurre aquí).

Por tanto:

$$si\ p \downarrow \rightarrow \frac{k}{p} \uparrow \rightarrow V = \frac{k}{p} \uparrow$$

SOLUCIÓN: Si disminuimos la presión en este proceso aumentará el volumen.

- 8) En un proceso a temperatura y presión constantes, ¿qué ocurrirá al volumen ocupado por cierto número de moles de gas ideal le añadimos más moles?

Por el principio de Avogadro, tenemos:

$$\frac{n}{V} = cte = k$$

En este caso hemos vuelto a llamar a la constante k.

Como en este caso añadimos moles de gas ideal a la cantidad inicial:

$$\frac{n}{V} = k \rightarrow V = \frac{n}{k} \rightarrow Si\ n \uparrow \rightarrow \frac{n}{k} \uparrow \rightarrow V = \frac{n}{k} \uparrow$$

SOLUCIÓN: Al aumentar el número de moles de gas ideal en este proceso, aumenta también el volumen ocupador por el gas ideal.

- 9) En un proceso isocórico, calentamos cierta cantidad de gas ideal, ¿qué le ocurrirá a la presión: aumentará o disminuirá?

En un proceso isocórico, un gas ideal cumplirá la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{p}{T} = cte = k$$

Si calentamos el gas ocurrirá que la temperatura inicial aumentará hasta una temperatura final, es decir, $T \uparrow$. Por tanto:

$$\frac{p}{T} = k \rightarrow p = kT \rightarrow si\ T \uparrow \rightarrow kT \uparrow \rightarrow p = kT \uparrow$$

SOLUCIÓN: Al calentar un gas ideal (aumentar la temperatura) en este proceso, aumentará también la presión ejercida por el gas.

- 10) En un proceso de una cantidad de gas ideal a presión constante, ¿qué ocurrirá con el volumen, si reducimos la temperatura?

En un proceso isobárico (presión constante), un gas ideal cumplirá la ley de Charles:

$$\frac{V}{T} = cte = k \rightarrow V = kT$$

Por tanto, si reducimos la temperatura $T \downarrow$, tenemos:

$$V = kT \rightarrow \text{si } T \downarrow \rightarrow kT \downarrow \rightarrow V = kT \downarrow$$

SOLUCIÓN: Si en este proceso disminuimos la temperatura también disminuirá el volumen.

NOTA: Si quieren ser más exactos, pueden indicar que en los procesos en los que al aumentar una cantidad, otra cantidad también aumenta como consecuencia hay una relación directamente proporcional. Si por el contrario, lo que ocurre es que al aumentar una cantidad, la otra disminuye como consecuencia, hay una relación inversamente proporcional.