

“ECUACIÓN DEL GAS IDEAL”

Como se sabe, el comportamiento de los gases se puede describir con solo tres leyes:

- La ley de Boyle establece, que el volumen y la presión de un gas son inversamente proporcionales cuando se mantienen constantes la temperatura y la masa del gas.
- La ley de Charles establece, que el volumen y la temperatura de un gas son directamente proporcionales cuando se mantienen constantes la presión y la masa del gas.
- La ley de Avogadro establece, que el volumen y la cantidad de un gas son directamente proporcionales cuando se mantienen constantes la presión y la temperatura.

Ley de Boyle	$P \cdot V = k_1 \implies V = k_1 \cdot \frac{1}{P}$
Ley de Charles	$\frac{V}{T} = k_2 \implies V = k_2 \cdot T$
Ley de Avogadro	$\frac{V}{n} = k_3 \implies V = k_3 \cdot n$

Como se observa, el volumen de un gas es directamente proporcional a $\frac{1}{P}$, T y n ; por lo tanto, se puede establecer la expresión siguiente:

$$V = k_4 \cdot \left(\frac{1}{P}\right) \cdot T \cdot n$$

Mediante experimentos, se puede demostrar que esta expresión es correcta y actualmente se le denomina **Ecuación de Estado del Gas Ideal** o **Ley del Gas Ideal** y se acostumbra escribir como sigue:

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

Donde, **R** es la constante de los gases ideales y su valor es $0.08205 \text{ [L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}]$, lo cual implica que el volumen se debe trabajar en litros, la presión en atmósferas, la temperatura en Kelvin y la

cantidad de gas en moles. A dicha expresión, se le llama ecuación de estado del gas ideal porque solo los gases ideales cumplen al 100 % con ella; sin embargo, los gases reales (los que existen en la realidad) se desvían del comportamiento ideal y solo cumplen con la ecuación bajo determinadas condiciones de presión y temperatura.

Por otro lado, ésta expresión implica que las cuatro variables involucradas (**P**, **T**, **V** y **n**), no son independientes unas de otras; ya que en realidad, si tres de ellas están fijas, la otra lo está también. Un ejemplo de cómo se puede emplear la ecuación de estado del gas ideal se muestra en el ejemplo siguiente:

Ejercicio:

Al llevar a cabo una reacción química, uno de los productos fue ácido fluorhídrico gaseoso, el cual se almacenó en un recipiente de 35 [L], a una temperatura de 21 [°C]. Si el gas se encontraba a una presión de 7 [atm], determine cuántos gramos de ácido se obtuvieron.

Resolución:

Al despejar **n** de la ecuación de estado del gas ideal y sustituir los valores conocidos, se obtienen los moles del ácido.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(7 \text{ [atm]}) (35 \text{ [L]})}{\left(0.08205 \frac{\text{[L} \cdot \text{atm]}}{\text{[mol} \cdot \text{K]}}\right) ((21+273.15) \text{ [K]})} = 10.1512 \text{ [mol] HF}$$

Posteriormente, se aplica el factor de conversión adecuado para obtener los gramos del ácido solicitados.

$$10.1512 \text{ [mol] HF} \cdot \left(\frac{20 \text{ [g] HF}}{1 \text{ [mol] HF}}\right) = 203.0245 \text{ [g] HF}$$

BIBLIOGRAFÍA:

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.