

PROBLEMAS

1. En una muestra de fósforo hay 10^{24} átomos. Calcula: a) la cantidad, en mol, de átomos que hay en la muestra; b) La cantidad, en mol, de moléculas de fósforo que hay en la muestra, si se sabe que la molécula de fósforo es P_4 .
2. El análisis de un compuesto de carbono dio los siguientes porcentajes: 30,45% de carbono; 3,83% de hidrógeno; 45,69% de Cloro y 20,23% de oxígeno. Se sabe que la masa molecular del compuesto es 157 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto de carbono? Datos: masas atómicas: C = 12; H = 1; Cl = 35,5; O = 16.
3. Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$. Datos: masas atómicas: Al = 27, S = 32, O = 16
4. Un recipiente contiene 100 l de O_2 a $20^\circ C$. Calcula la presión del O_2 , sabiendo que su masa es de 3,43 kg. ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de gas en condiciones normales?
5. Un litro de aire tiene una masa de 1,29 g, a $0^\circ C$ y 1 atm de presión. ¿Qué masa tendrán 2 litros de un gas cuya densidad es el doble que la del aire?
6. A una temperatura de $25^\circ C$ una masa de gas ocupa un volumen de 150 cm^3 . Si a presión constante se calienta hasta $90^\circ C$, ¿cuál será el nuevo volumen?

CUESTIONES

1. ¿Por qué no se puede alcanzar el cero absoluto de temperatura? Indica qué ley de los gases empleas para explicar ese hecho.
2. Indica qué sucedería con el volumen de un gas cuando aumentamos la presión a la que está sometido al doble.
3. Define los siguientes conceptos: mol, número de Avogadro, estado de agregación

SOLUCIONES

PROBLEMAS

1.- a) Para calcular el número de moles de la muestra hacemos uso de la definición de mol y establecemos una regla de tres:

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23}} = \frac{x}{10^{24}}$$

$$x = \frac{10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23}} = \mathbf{1,66 \text{ mol}}$$

b) Si cada molécula de fósforo P_4 tiene 4 átomos de fósforo, la cantidad de moléculas que tendremos será $\frac{1}{4} \cdot 10^{24}$; y de nuevo con una regla de tres:

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23}} = \frac{x}{\frac{1}{4} \cdot 10^{24}}$$

$$x = \frac{\frac{1}{4} 10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23}} = \mathbf{0,41 \text{ mol}}$$

2.- Para calcular la fórmula empírica, dividimos el porcentaje de cada elemento entre su masa atómica:

$$C: \frac{30,45}{12} = 2,53 \quad O: \frac{20,23}{16} = 1,26 \quad Cl: \frac{45,69}{35,5} = 1,28 \quad H: \frac{3,83}{1} = 3,83$$

Y ahora dividimos por el menor de ellos (entre 1,26), y queda

$$C = 2; O = 1; Cl = 1; H = 3 \quad \text{y la fórmula empírica es } C_2H_3OCl$$

Para la fórmula molecular necesitamos calcular la masa de la fórmula empírica: $2 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 16 + 35,5 = 78,5 \text{ g/mol}$ y la comparamos con la masa molecular que nos da el enunciado del problema:

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa f. empírica}} = \frac{157}{78,5} = 2$$

Así que la fórmula molecular es: **$C_4H_6O_2Cl_2$**

3.- La composición centesimal de una sustancia supone calcular el porcentaje de cada elemento presente en la sustancia. Primero calculo la masa molecular: $2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342 \text{ g/mol}$

$$Al: \frac{2 \cdot 27 \text{ de Al}}{342} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \mathbf{15,8\%}$$

$$S: \frac{3 \cdot 32 \text{ de S}}{342} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \mathbf{28\%}$$

$$O: \frac{12 \cdot 16 \text{ de O}}{342} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \mathbf{56,2\%}$$

4.- Usaremos la ecuación de los gases ideales $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, pero antes calculamos el número de moles a los que equivalen los 3,43 kg de O_2

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Masa molecular}} = \frac{3430 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 107,2 \text{ mol}$$

y ahora despejamos la Presión: $P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{107,2 \cdot 0,082 \cdot 293}{100} = \mathbf{25,75 \text{ atm}}$

Para calcular la presión en condiciones normales (1 atm y $T = 0^\circ\text{C}$) utilizamos el hecho de que 1 mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 litros.

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ l}} = \frac{107,2 \text{ mol}}{x} \rightarrow x = 107,2 \cdot 22,4 = \mathbf{2401,3 \text{ l}}$$

5.- La ecuación de la densidad y los datos del enunciado del problema nos permiten calcular la densidad media del aire,

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1,29 \text{ g}}{1 \text{ l}} = 1,29 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

y como la densidad del nuevo gas es el doble, $d' = 2 \cdot 1,29 = 2,58 \text{ g/l}$

de nuevo con la ecuación de la densidad, despejamos la masa:

$$d' = \frac{m}{V} \rightarrow 2,58 = \frac{x}{2 \text{ l}} \rightarrow x = \mathbf{5,16 \text{ g}}$$

6.- Se trata de utilizar la ley de Charles Gay-Lussac,

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$
$$V_2 = V_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 150 \cdot \frac{363}{298} = \mathbf{182,7 \text{ cm}^3}$$

CUESTIONES

1.- De acuerdo con la **Ley de Charles y Gay-Lussac**, a presión constante, el volumen y la temperatura son directamente proporcionales; a medida que aumentamos la temperatura, aumentará el volumen, y viceversa. De igual forma, a medida que disminuimos la temperatura disminuirá el volumen.

Sin embargo, como no se puede alcanzar un volumen cero, tampoco puede alcanzarse una temperatura cero.

2.- Aquí hay que precisar si cuando aumentamos la presión del gas lo hacemos a $T = \text{cte}$ o no. En el primero de los casos, a $T = \text{cte}$, se trata de la Ley de Boyle, que establece que presión y volumen son inversamente proporcionales, es decir, que si aumentamos la presión disminuye el volumen y viceversa.

Entonces, al aumentar al doble la presión, el volumen disminuirá a la mitad.

En el otro caso, en el que la temperatura pueda variar, no podemos precisar qué pasará con el volumen al doblar la presión, porque podría mantenerse el volumen a costa de aumentar al doble la temperatura.

3.- **Mol**: se define como la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado, como átomos hay en 12 gramos de carbono-12.

Número de Avogadro: es una constante que indica la cantidad de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de éstas) existentes en un mol de cualquier sustancia.

Estado de agregación: cualquiera de las formas en la que puede presentarse la materia en la naturaleza: sólido, líquido y gaseoso (además del plasma y el condensado Bose-Einstein)