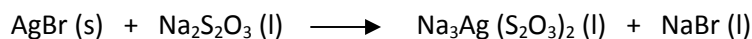


EXAMEN DE QUÍMICA. 1º BACHILLERATO.

1.- Sabiendo que la densidad del aire en condiciones normales es de 1,29 g/l, calcula la masa de aire que estará contenido en un recipiente de 50 litros, teniendo en cuenta que la presión interior, cuando la temperatura es de 27°C es de 1,5 atm. Calcula también el número de moles de aire que tenemos.

2.- En la fotografía en blanco y negro, el bromuro de plata que queda en la película se disuelve añadiendo tiosulfato de sodio. La ecuación de la reacción es:



Calcula cuántos mililitros de una disolución 0,05 M de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ se necesitan para disolver 0,25 g de AgBr.

Br = 79,9 g/mol; Ag = 107,9 g/mol; Na = 23 g/mol; S = 32 g/mol; O = 16 g/mol

3.- El cloruro de titanio (IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio metal. Si se ponen a reaccionar 15 g de cloruro de titanio con 7 g de magnesio, calcula:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de titanio se obtienen?
- Masa de reactivo que queda en exceso.
- Si se podrían obtener hasta 3 g de titanio en la reacción, calcula el rendimiento de la reacción.

Cl = 35,5 g/mol; Ti = 47,9 g/mol; Mg = 24 g/mol

4.- Ajusta, nombra y formula los compuestos de las siguientes reacciones:

- Óxido de Calcio + Agua \longrightarrow Hidróxido de calcio
- Cloruro de hidrógeno + Hierro \longrightarrow Cloruro de hierro (III) + hidrógeno
- Amoníaco + Oxígeno \longrightarrow Monóxido de nitrógeno + Agua
- $\text{Cu(NO}_3)_2 \longrightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al(OH)}_3 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HNO}_3 + \text{Fe} \longrightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 + \text{H}_2$

5.- La composición centesimal de un compuesto es C: 24,74%; H: 2,06 % y Cl: 73,20%. Calcula la fórmula molecular de un compuesto sabiendo que 1 l de su gas a 25°C y 750 mmHg, tiene una masa de 3,88 g.

6.- Contesta:

- ¿Qué se entiende por gas ideal?
- ¿Por qué no se puede alcanzar el cero absoluto de temperatura?
- Teoría de las colisiones.

SOLUCIONES

1.- Utilizando la ecuación de los gases ideales, calculamos el volumen que tendrá esa masa de gas en condiciones normales:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$$
$$\frac{1 \cdot V}{273} = \frac{1,5 \cdot 50}{300} \rightarrow V = 68,25l$$

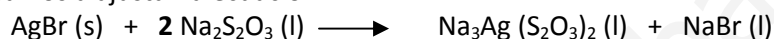
Ahora con la densidad, podemos calcular la masa de ese volumen de aire:

$$m = d \cdot V = 1,29 \cdot 68,25 = \mathbf{88g}$$

Para calcular los moles utilizamos la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 68,25}{0,082 \cdot 273} = \mathbf{3 mol}$$

2.- Primero pasamos a ajustar la ecuación:



Pasamos los 0,25 g de AgBr a moles: $n = \frac{0,25}{79,9+107,9} = 0,0013 \text{ mol de AgBr}$

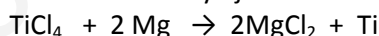
Establecemos la regla de tres, utilizando la ecuación ajustada:

$$\frac{1 \text{ mol de AgBr}}{2 \text{ mol de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{0,0013 \text{ mol}}{x} \rightarrow x = 0,0026 \text{ mol de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

Para calcular el volumen, hacemos uso de la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{\text{mol}}{V(l)} \rightarrow V(l) = 0,05 \cdot 0,0026 = 1,3 \cdot 10^{-4}l = \mathbf{0,13ml}$$

3.- Igual que siempre, comenzamos escribiendo y ajustando la ecuación química:



a) Para saber cuál es el reactivo limitante, paso las cantidades en gramos que me da el problema a moles:

$$15 \text{ g de TiCl}_4 \rightarrow 0,08 \text{ mol de TiCl}_4$$
$$7 \text{ g de Mg} \rightarrow 0,3 \text{ mol de Mg}$$

Establezco la regla de tres, eligiendo uno de los datos de antes:

$$\frac{1 \text{ mol de TiCl}_4}{2 \text{ mol de Mg}} = \frac{0,08 \text{ mol}}{x} \rightarrow x = 0,16 \text{ mol de Mg}$$

Como tengo más de esos 0,16 mol de Mg que necesito, se deduce que el **reactivo limitante es el TiCl₄**

b) Ahora con los moles de reactivo limitante establezco la reacción para ver cuánto Ti obtengo:

$$\frac{1 \text{ mol de TiCl}_4}{1 \text{ mol de Ti}} = \frac{0,08 \text{ mol}}{x} \rightarrow x = 0,08 \text{ mol de Ti}$$

Y pasando a gramos:

$$m = n \cdot Pm = 0,08 \cdot 47,9 = \mathbf{3,83 g de Ti}$$

c) Según el apartado a, se usan 0,16 moles de Mg, pero como tenemos inicialmente 0,3 moles, nos quedarán $0,3 - 0,16 = 0,14 \text{ mol}$

y en gramos

$$m = n \cdot Pm = 0,14 \cdot 24 = \mathbf{3,36 \text{ g de Mg}}$$

d) El rendimiento:

$$R = \frac{\text{masa real}}{\text{masa teórica}} \cdot 100 = \frac{3}{3,83} \cdot 100 = \mathbf{78,3\%}$$

5.- Calculamos primero la fórmula empírica:

$$C: \frac{24,74}{12} = 2,06$$

$$H: \frac{2,06}{1} = 2,06$$

$$Cl: \frac{73,2}{35,5} = 2,06$$

Y cómo son iguales, queda: $(CHCl)_n$

Para calcular ahora la fórmula molecular, tenemos que calcular el Peso molecular de la sustancia y compararlo con el de la fórmula empírica:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,98 \cdot 1}{0,082 \cdot 298} = 0,04 \text{ mol}$$

$$Pm = \frac{m}{n} = \frac{3,88}{0,04} = 97 \text{ g/mol}$$

Mientras que la masa de la fórmula empírica vale: 48,5 g/mol

$$\text{Entonces: } n = \frac{97}{48,5} = 2$$

Y la fórmula molecular es: $\mathbf{C_2H_2Cl_2}$