

1.- Hemos preparado una disolución de dicloruro de cobre en agua disolviendo 12 g de éste en 98 g de agua, de forma que una vez completamente disuelta ocupa un volumen de 100 cm^3 .

a) Calcula la concentración en % en peso y en g/l.

$$\text{La concentración en \% en peso es: } C_{\%m} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{12}{12 + 98} \cdot 100 = \frac{12}{110} \cdot 100 = 10,9\%$$

$$\text{La concentración en g/l: } C_{g/l} = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{12g}{100\text{cm}^3} = \frac{12}{100} = 0,12g / \text{cm}^3 = 120g / l$$

b) ¿Qué concentración tendrán 10 cm^3 de esa disolución?

La concentración será la misma, porque la proporción entre soluto y disolvente seguirá siendo la misma.

c) Si evaporamos todo el agua que hay en los 10 cm^3 de disolución, ¿cuánto cloruro de cobre se recupera?

Como la concentración se calcula mediante: $C_{g/l} = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}}$, si despejamos la masa, tenemos:

$$m_{\text{solute}} = C_{g/l} \cdot V_{\text{disolución}} = 0,12 \frac{g}{\text{cm}^3} \cdot 10\text{cm}^3 = 1,2g$$

2.- Se tiene una disolución de ácido sulfúrico al 48% en masa. Sabiendo que su densidad es de $1,2 \text{ g/mL}$, calcula la molaridad de la disolución. Datos: $A(S)=32$; $A(O)=16$; $A(H)=1$

Si tomamos un litro de la disolución, utilizando el dato de la densidad tendremos que su masa será:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = V \cdot d = 1000\text{ml} \cdot 1,2 \frac{g}{\text{ml}} = 1200 \text{ g}$$

Como nos dice que el 48% de la masa es ácido sulfúrico, tendremos: $1200g \cdot \frac{48}{100} = 576 \text{ g}$ de ácido sulfúrico.

Para calcular la molaridad necesitamos el número de moles de sulfúrico; como el número de moles es el cociente entre la masa de la sustancia y el peso molecular de dicha sustancia, tenemos:

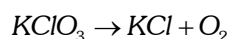
$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso molecular}} = \frac{576g}{2 + 32 + 16 \cdot 4} = \frac{576g}{98g \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,88 \text{ mol}$$

Así que con esto ya podemos calcular la Molaridad:

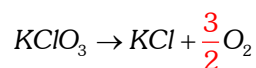
$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{5,88\text{mol}}{1l} = 5,88\text{mol} \cdot l^{-1} = 5,88 \text{ M}$$

3.- El clorato potásico se descompone en cloruro potásico y oxígeno cuando se calienta. Calcula los gramos de clorato potásico que se descomponen al obtener $19,2 \text{ g}$ de oxígeno. Datos $A(Cl)=35,4$; $A(O)=16$; $A(K)=39$;

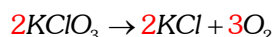
La reacción con la que trabajamos es:



Que como vemos no está ajustada, así que lo primero será ajustarla:



Si multiplicamos todo por 2, nos queda:



Vemos que en esta reacción cuando se descomponen 3 moles de clorato potásico se obtienen 3 moles de oxígeno.

Calculamos los moles de oxígeno que se han formado:

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso molecular}} = \frac{19,2\text{g}}{32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,6 \text{ mol}$$

Por tanto, haciendo una regla de tres tenemos:

$$\frac{2 \text{ moles de clorato}}{3 \text{ moles de oxígeno}} = \frac{x \text{ moles de clorato}}{0,6 \text{ moles de oxígeno}} \Rightarrow x = \frac{0,6 \cdot 2}{3} = 0,4 \text{ moles de clorato}$$

Así que para producir 19,2 gramos de oxígeno que son 0,6 moles, necesitamos 0,4 moles de clorato potásico, calculamos la masa de clorato potásico sin más que multiplicar por el peso molecular; así:

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso molecular}} \Rightarrow m_{\text{KClO}_3} = n_{\text{KClO}_3} \cdot P_{\text{molecular KClO}_3} = 0,4 \cdot (39 + 35,4 + 16 \cdot 3) = 0,4 \text{ mol} \cdot 122,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 48,96\text{g}$$

Por tanto, para producir 19,2 gramos de oxígeno necesitamos aproximadamente 49 gramos de clorato potásico.

4.- El cloruro amónico es un subproducto del proceso Solvay, y de dicha sustancia se recupera el amoniaco según la reacción:



a) Ajuste la reacción.

Por tanteo, tenemos que la reacción una vez ajustada es:



b) ¿Qué volumen de amoniaco gaseoso, medido en c.n., se puede obtener a partir de 500 g de cloruro amónico?.

Según el ajuste, 2 moles de cloruro amónico producen 2 moles de amoniaco gaseoso. Lo primero es calcular el número de moles de cloruro amónico que hay en 500 g de cloruro amónico:

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso molecular}} = \frac{500\text{g}}{14 + 4 \cdot 1 + 35,4} = \frac{500\text{g}}{53,4\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 9,36 \text{ mol}$$

Mediante una regla de tres tenemos calculamos el número de moles de amoniaco que se obtienen con 9,36 moles de cloruro amónico:

$$\frac{2 \text{ moles de cloruro}}{2 \text{ moles de amoniaco}} = \frac{9,36 \text{ moles de cloruro}}{x \text{ moles de amoniaco}} \Rightarrow x = \frac{9,36 \cdot 2}{2} = 9,36 \text{ moles de amoniaco}$$

Si nos damos cuenta de que la proporción es dos a dos, no es necesario hacer la regla de tres.

Por tanto con 500 gramos de cloruro de amoniaco, que son 9,36 moles, se producen 9,36 moles de amoniaco.

Para calcular el volumen de amoniaco producido en condiciones normales de presión y temperatura (P=1 atm y T=273K) utilizamos el volumen molar.

Sabemos que un mol de gas en c.n. ocupa un volumen de 22,4 litros, por tanto

$$n = \frac{\text{volumen}}{\text{Volumen molar}} \Rightarrow \text{volumen} = n \cdot \text{Volumen molar} = 9,36 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}} = 209,66 \text{ l}$$

c) ¿Qué cantidad de óxido de calcio se necesita para obtener 896 litros de amoníaco?
Datos. $A(\text{Ca})=40$; $A(\text{O})=16$; $A(\text{Cl})=35,4$; $A(\text{H})=1$; $A(\text{N})=14$

Calculamos el número de moles de amoníaco mediante:

$$n = \frac{\text{volumen}}{\text{Volumen molar}} = \frac{896\text{l}}{22,4\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}} = 40 \text{ mol}$$

Para calcular los moles de óxido de calcio necesarios, utilizamos una regla de tres sabiendo que la proporción es que 1 mol de óxido de calcio produce 2 moles de amoníaco:

$$\frac{1 \text{ mol de óxido de calcio}}{2 \text{ moles de amoníaco}} = \frac{x \text{ moles de óxido de calcio}}{40 \text{ moles de amoníaco}} \Rightarrow x = \frac{40 \cdot 1}{2} = 20 \text{ moles de óxido de calcio}$$

Por tanto la masa de óxido de calcio será:

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso molecular}} \Rightarrow m_{\text{CaO}} = n_{\text{CaO}} \cdot P_{\text{molecular CaO}} = 20 \cdot (40 + 16) = 20 \text{ mol} \cdot 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1120 \text{ g}$$

Así que se necesita 1,12 kilogramos de óxido de calcio para producir 896 litros de amoníaco gaseoso.

5.- Nombra los siguientes compuestos (En la nomenclatura que quieras) (1 punto)

Compuesto	Nombre
NH_3	Amoníaco ó trihidruro de nitrógeno
KOH	Hidróxido de potasio ó Hidróxido potásico
HCl	Cloruro de hidrogeno ó ácido clorhídrico
HNO_2	Dioxonitrato (III) de hidrógeno ó ácido nitroso
BaSO_4	Sulfato de bario ó sulfato bórico ó tetraoxosulfato (VI) de bario

6.- Formula los siguientes compuestos (1 punto):

Compuesto	Fórmula
Cloruro ferroso	FeCl_2
Ácido hipocloroso	HClO
Hidruro de Plata	AgH
Fosfato de aluminio	AlPO_4
Trioxonitrato (V) de Hierro (II)	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$