

UNIDAD 3

CAMBIOS QUÍMICOS

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Un fotógrafo necesita preparar para una emulsión fotográfica una disolución de AgNO_3 de concentración 1M. Si necesita en total 100 mL de disolución, ¿Cuántos gramos de nitrato de plata ha de pesar y disolver en agua hasta alcanzar los 100 mL de disolución?.

Debemos primero obtener en la tabla periódica el peso molecular del nitrato de plata. La masa atómica de Ag, N y O es, respectivamente, 107,9 14,0 y 16,0, luego el peso molecular del AgNO_3 será de $107,9+14+16 \times 3 = 169.9$ g/mol.

Se necesita preparar una disolución 1M, es decir, 1 mol por litro, por tanto, hará falta:

$$\frac{1 \text{ mol}}{\text{L}} \times 0,1 \text{ L} \times \frac{169,9 \text{ g AgNO}_3}{\text{mol}} = 16.99 \text{ g AgNO}_3$$

2. El ácido clorhídrico (HCl) concentrado comercial tiene un porcentaje en peso de 37,5% de HCl y una densidad de 1,205 g/mL. Calcule la molaridad de la disolución.

El peso molecular del HCl es de 36,5 g/mol. Solo tenemos que calcular cuántos gramos de HCl hay en 1 litro de disolución y después dividir por su peso molecular:

$$\frac{37,5 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolucion}} \times \frac{1,205 \text{ g disolucion}}{\text{mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} = 451,875 \text{ g HCl por litro de disolución}$$

Por tanto: $451,875/36.5 = 12,39 \text{ M}$

3. Calcular la molaridad de un anticongelante comercial formado por una disolución de etilenglicol al 30% en peso en agua, sabiendo que la densidad de la mezcla es de 1.024 g/mL La fórmula del etilenglicol es $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$

Si hay un 30% en peso de etilenglicol (EtG), significa que tenemos 30 g de etilenglicol en 100 g totales, con la ayuda del peso molecular del etilenglicol transformamos esa masa en moles, y con la densidad calculamos el volumen de toda la mezcla:

Peso molecular (EtG) = $2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 \times 2 = 62$ g/mol

$$\frac{30 \text{ g EtG}}{100 \text{ g mezcla}} \times \frac{1 \text{ mol EtG}}{62 \text{ g EtG}} \times \frac{1,024 \text{ g mezcla}}{\text{mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} = 4,95 \text{ M}$$

Principios básicos de química. UNIDAD 3

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autor: Juan Carlos Cabanelas

4. Calcular como se prepararían 100 mL de una disolución en agua de KMnO_4 de concentración 0,1M a partir de: a) KMnO_4 sólido; b) una disolución en agua de KMnO_4 de concentración 0,5M.

a) Partiendo de KMnO_4 sólido, calculamos primero su peso molecular a partir de la masa atómica de sus componentes:

$$M(\text{KMnO}_4) = 39,1 + 54,94 + (4 \times 16) = 158 \text{ g/mol.}$$

Para preparar 100 mL de disolución 0,1M necesitamos $0,1 \text{ L} \times 0,1 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol}$ de sal, luego tomaríamos $0,01 \text{ mol} \times 158 \text{ g/mol} = 1,58 \text{ g}$ de permanganato potásico y aforaríamos con agua en un matraz hasta 100 mL de disolución.

b) Para obtener la disolución 0,1M a partir de una disolución 0,5M, como la disolución es a 1/5 de la concentración inicial, tomaríamos **4/5 partes de agua (80mL) y el resto (20 mL) de la disolución concentrada.**

También lo podemos calcular a partir de $V_{\text{dis. Madre}} * M_{\text{dis. Madre}} = V_{\text{dis. Problema}} * M_{\text{dis. problema}}$

$X \text{ mL} \times 0,5\text{M} = 100 \text{ mL} \times 0,1\text{M}$, de donde $X = 20 \text{ mL}$ que hay que tomar de la disolución concentrada y aforar en un matraz a 100 mL con agua.

5. El ácido fluorhídrico (HF) es capaz de disolver al vidrio porque reacciona con su componente mayoritario, la sílice (SiO_2) para dar tetrafluoruro de silicio (SiF_4) líquido y agua. Escriba la reacción ajustada del proceso.

La reacción sin ajustar es $\text{HF} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Lo mejor es ajustar primero el Si y el F con los coeficientes estequiométricos de SiO_2 y HF (éste último hay que multiplicarlo por 4 para ajustarlo a los 4 átomos de flúor del SiF_4). Ello obligará a realizar posteriormente el ajuste de H y O en el agua:



Como se observa, el coeficiente estequiométrico para el agua tiene que ser 2, y la reacción ajustada será: **$4 \text{ HF} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$**

6. Se hace reaccionar fósforo (P) con oxígeno (O_2) para dar un óxido de fósforo (P_xO_y). El porcentaje en masa de fósforo en el compuesto es del 43,64% y su masa molar es de 283,33 g/mol. Determinar la fórmula empírica y molecular del óxido de fósforo, y escriba la reacción de oxidación ajustada.

Ecuación: $x \text{ P} + y/2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{P}_x\text{O}_y$

Con el porcentaje en masa de fósforo y oxígeno podemos determinar su fórmula empírica, calculando por ejemplo el número de moles en 100 g de compuesto:

$$100 \text{ g} \times \frac{43,64 \text{ g P}}{100 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} = 1,409 \text{ mol P}$$

$$100 \text{ g} \times \frac{56,36 \text{ g O}}{100 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 3,523 \text{ mol O}$$

Dividiendo ambos números por el menor se obtiene que hay $3,523/1,409=2,5$ mol de O por cada mol de P. Luego la fórmula empírica será $\text{PO}_{2,5}$, o más correctamente por poner números enteros, multiplicando los coeficientes por 2: $(\text{P}_2\text{O}_5)_n$

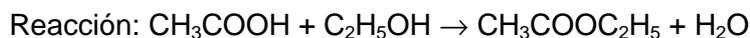
Para determinar la fórmula molecular hay que hacer uso del dato de masa molar del compuesto:

$$n = \frac{M(\text{compuesto})}{M(\text{P}_2\text{O}_5)} = \frac{288,33}{(2 \times 30,97 + 5 \times 16)} = \frac{288,33}{141,94} = 2,03 \approx 2$$

Luego, para que la masa molar sea 288,33 la fórmula empírica hay que multiplicarla por un factor de 2, y **la fórmula molecular del compuesto es P_4O_{10}**

La ecuación química ajustada será: $4 \text{ P} + 5 \text{ O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$

7. Indique cual es la cantidad necesaria (en gramos) de ácido acético (CH_3COOH) para que reaccione estequiométricamente con 20g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en la reacción de esterificación para dar acetato de etilo ($\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$) más agua.



La reacción ya está ajustada. Por tanto, por cada mol de etanol, hace falta un mol de ácido acético. En 20 g de etanol ($M=46 \text{ g/mol}$) hay $20/46= 0,435$ moles de etanol, y teniendo en cuenta el peso molecular del ácido acético ($M=60 \text{ g/mol}$), la cantidad de ácido necesaria será $0,435 \text{ mol} \times 60 \text{ g/mol} = \mathbf{26,1 \text{ g de ácido acético}}$

8. Se mezclan dos disoluciones, una contiene FeCl_2 disuelto y la otra Na_2S también disuelto. Predecir que precipitado se formará. Escribir la ecuación iónica neta.

Los iones en disolución serán: Fe^{2+} , Cl^- , Na^+ y S^{2-} . De acuerdo a la tabla que se ha presentado, los cloruros (Cl^-) son todos solubles, excepto los de plata, mercurio (II) y plomo (II), cationes que no están en la disolución. Los sulfuros son insolubles excepto los de elementos de los grupos 1 y 2. El sodio es un elemento del grupo 1, luego el precipitado que más probabilidades tiene de aparecer es el SFe(s) .



Como los iones cloruro y sodio no se ven afectados:

