

1. Disponemos de ácido clorhídrico comercial (densidad = 1,2 g/cm³ y riqueza 36 % en peso) y deseamos preparar 500 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Explica detalladamente cómo lo harías, indicando los cálculos correspondientes.

Respuesta 1

Si queremos preparar 500 cm³ de disolución 0,1 M de HCl, en primer lugar precisamos calcular los moles de HCl que habrá que tomar del frasco de ácido clorhídrico comercial, para diluirlos a continuación en el agua necesaria hasta completar ese volumen de disolución (500 cm³, o lo que es lo mismo, 0,5 L).

Para ello recordemos que la molaridad de una disolución expresa la relación entre los moles de soluto y el volumen de disolución, es decir:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}} = \frac{n_s}{V} \Rightarrow n_s = MV$$

Y sustituyendo los datos:

$$n_s = 0,1 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

Esa cantidad en moles debemos expresarla en gramos, para poder trabajar con magnitudes más familiares en el laboratorio, para ello recurrimos a la expresión 2.1.:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} \Rightarrow m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} M \text{ (g/mol)} = 0,05 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 1,825 \text{ g}$$

Como esa cantidad de HCl tiene que obtenerse de una disolución comercial (riqueza 36 %), tendremos que calcular qué masa de ese reactivo contendrá esos 1,825 g de HCl que precisamos:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{36 \text{ g de HCl}} = \frac{x \text{ g de disolución}}{1,825 \text{ g de HCl}} \Rightarrow x = 5,07 \text{ g de disolución comercial}$$

Al tratarse de un líquido, es más práctico calcular, a partir de ese dato, el volumen de disolución comercial que tendremos que emplear, haciendo uso de la densidad de la misma:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

y sustituyendo los datos:

$$V = \frac{5,07 \text{ g}}{1,2 \text{ g/cm}^3} = 4,22 \text{ cm}^3$$

Es decir, con una pipeta tomaremos 4,22 cm³ (4,22 mililitros) de la disolución comercial de ácido clorhídrico. En esos 4,22 cm³, que equivalen a una masa de 5,07 g, se encuentran contenidos 1,825 g de HCl puro, que a su vez se corresponden con 0,05 mol de HCl, nuestro soluto en la disolución que queremos preparar.

Ese volumen que tomamos con la pipeta, lo trasladaremos a un matraz aforado de 500 cm³. Seguidamente, iremos añadiendo, muy lentamente, agua destilada hasta enrasar con la línea del matraz que indica los 500 cm³ exactos.

2. Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm³ y 33,6 % de riqueza en peso. ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial? Explica el procedimiento que seguiremos para su preparación.

Respuesta 2

Para preparar la disolución que se pretende, hace falta, en primer lugar, conocer la cantidad (en moles) de HNO₃ (será el soluto) que necesitamos.

Como el dato de la concentración viene expresado como una molaridad, podemos aplicar:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}} = \frac{n_s}{V} \Rightarrow n_s = M \cdot V$$

Y sustituyendo los datos:

$$n_s = 0,2 \text{ M} \cdot 1 \text{ L} = 0,2 \text{ mol}$$

Esa cantidad en moles debemos expresarla en gramos, para poder trabajar con magnitudes más familiares en el laboratorio, para ello recurrimos a la expresión 2.1.:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} \Rightarrow m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot M \text{ (g/mol)} = 0,2 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g/mol} = 12,6 \text{ g}$$

Como esa cantidad de HNO₃ tiene que obtenerse de una disolución comercial (riqueza 33,6 %), tendremos que calcular qué masa de ese reactivo comercial contendrá esos 12,6 g de HNO₃ que precisamos:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{33,6 \text{ g de HNO}_3} = \frac{x \text{ g de disolución}}{12,6 \text{ g de HNO}_3} \Rightarrow x = 37,5 \text{ g de disolución comercial}$$

Al tratarse de un líquido, es más práctico calcular, a partir de ese dato, el volumen de disolución comercial que tendremos que emplear, haciendo uso de la densidad de la misma:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

y sustituyendo los datos:

$$V = \frac{37,5 \text{ g}}{1,50 \text{ g/cm}^3} = 25 \text{ cm}^3$$

Es decir: con una pipeta tomaremos 25 cm³ de la disolución comercial del ácido. En esos 25 cm³ (que equivalen a una masa de 37,5 g) se encuentran contenidos 12,6 g de HNO₃ puro, que a su vez se corresponden con 0,2 mol de HNO₃, nuestro soluto en la disolución que queremos preparar.

Ese volumen que tomamos con la pipeta, lo trasladaremos a un matraz aforado de 1 L. Seguidamente, iremos añadiendo agua destilada hasta enrasar con la línea del matraz que indica un litro exacto de disolución.

3. Se toman 200 mL de una disolución de MgCl_2 de concentración 1 M y se mezclan con 400 cm^3 de otra, también de MgCl_2 , 2,5 M. Finalmente se añade al conjunto 400 mL de agua. Suponiendo que los volúmenes son aditivos y la densidad final es 1,02 g/mL.
- a) ¿Cuál será la molaridad resultante?
- b) ¿Cuál será la molalidad final?

Respuesta 3

a) En este problema se contempla la mezcla de dos disoluciones cuyas concentraciones son diferentes, y se pide determinar la concentración final, expresándola de diferentes modos. Para simplificar el problema, vamos a referirnos, como magnitud central de concentraciones, a la molaridad. Para determinarla en nuestro caso concreto, y analizando la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

tendremos que determinar, en cada caso, cual es el nuevo número de moles de la mezcla, y dividirlo entre el nuevo volumen de la disolución, es decir:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2 + V_3}$$

puesto que las concentraciones **NO** son aditivas.

Como los volúmenes sí pueden considerarse aditivos, el volumen final de la disolución será:

$$V_1 + V_2 + V_3 = 200 \text{ mL} + 400 \text{ mL} + 400 \text{ mL} = 1\,000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

Para determinar el número de moles de soluto que aporta cada disolución, consideraremos la expresión 3.4.

Así, para la primera disolución: 200 mL de MgCl_2 1M:

$$n_s = MV = 1 \text{ M} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,2 \text{ mol}$$

Y para la segunda de 400 mL de MgCl_2 2,5 M:

$$n_s = MV = 2,5 \text{ M} \cdot 0,4 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Luego el número total de moles de MgCl_2 es de 1,2, y, por ello, la molaridad de la disolución resultante será:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{1,2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1,2 \text{ M}$$

b) La molalidad resultante (otra forma de expresar la concentración de una disolución), viene dada por la expresión:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}}$$

donde la masa de disolvente la obtenemos a partir de:

$$\text{masa de disolución} = \text{masa de disolvente} + \text{masa de soluto}$$

Para determinar la masa de disolución disponemos del dato de su densidad ($\rho = 1,02 \text{ g/mL}$) y de su volumen ($V = 1\,000 \text{ mL}$), por tanto:

$$m_{\text{disolución}} = \rho V = 1,02 \text{ g/mL} \cdot 1\,000 \text{ mL} = 1\,020 \text{ g de disolución}$$

Para determinar la masa de soluto disponemos de su masa molar ($M = 95,3 \text{ g/mol}$) y del número de moles totales presentes en la mezcla (1,2 mol), por tanto:

$$m_{\text{solute}} = nM = 1,2 \text{ mol} \cdot 95,3 \text{ g/mol} = 114,36 \text{ g}$$

Entonces, la masa de disolvente de la mezcla será:

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{solute}} = 1\,020 \text{ g} - 114,36 \text{ g} = 905,64 \text{ g}$$

Sustituyendo en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{1,2 \text{ mol}}{0,905 \text{ kg}} = 1,326 \text{ mol/kg}$$

4. Calcula la molaridad resultante de una disolución que se prepara mezclando 50 mL de H_2SO_4 0,136M con:
- a) 70 mL de H_2O .
 - b) 90 mL de H_2SO_4 de concentración 0,068 M.

Respuesta 4

En ambos apartados, se trata de calcular la molaridad de una mezcla de disoluciones. Para determinarla, y analizando la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

tendremos que determinar, en cada caso, cual es el nuevo número de moles de la mezcla, y dividirlo entre el nuevo volumen de la disolución, es decir:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}$$

puesto que las concentraciones **NO** son aditivas.

a) 50 mL de H_2SO_4 0,136 M con 70 mL de H_2O .

En este caso, el número de moles de H_2SO_4 sólo los aporta la primera disolución y podemos obtenerlos a partir de la expresión **3.4**:

$$\text{moles de soluto} = MV(\text{L) de disolución} = 0,136 \text{ M} \cdot 0,05 \text{ L} = 6,8 \cdot 10^{-3}$$

Pero el volumen final de la disolución será la suma de ambos:

$$V = V_1 + V_2 = (0,05 + 0,07) \text{ L} = 0,12 \text{ L}$$

Luego, la molaridad de la disolución resultante es:

$$M = \frac{6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,120 \text{ L}} = 0,056 \text{ mol/L}$$

b) 50 mL de H_2SO_4 0,136 M con 90 mL de H_2SO_4 0,068 M.

La primera disolución aportará el mismo número de moles de H_2SO_4 , que en el apartado anterior (es decir, $6,8 \cdot 10^{-3}$), pero en este caso la segunda disolución también aporta moles de H_2SO_4 , que calculamos igual que antes:

$$\text{moles de soluto} = MV(\text{L}) \text{ de disolución} = 0,068 \text{ M} \cdot 0,09 \text{ L} = 6,12 \cdot 10^{-3}$$

luego, el número de moles de la mezcla será:

$$n = n_1 + n_2 = 6,8 \cdot 10^{-3} + 6,12 \cdot 10^{-3} = 12,92 \cdot 10^{-3}$$

y el volumen de la mezcla será:

$$V = V_1 + V_2 = (0,05 + 0,09) \text{ L} = 0,14 \text{ L}$$

y, por tanto:

$$M = \frac{12,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,140 \text{ L}} = 0,092 \text{ mol/L}$$

5. Se dispone de un ácido nítrico de riqueza del 25 % en peso y densidad 1,40 g/mL.

a) ¿Cuál es la molaridad de este ácido?

b) ¿Cuántos mL deben tomarse de esta disolución para preparar 5 litros de disolución 0,01 M?

Datos: masas atómicas H = 1; O = 16; N = 14.

Respuesta 5

a) Para calcular la molaridad de ese ácido, podemos tomar cualquier referencia de cálculo, puesto que los datos que nos indican se refieren a las características de una disolución ya preparada, a un reactivo en concreto.

Según lo dicho, podemos suponer que disponemos, por ejemplo, de 1 litro de disolución, o de 100 g de la misma, o de 1 cm^3 , etc., y a partir de ese dato inicial, ir calculando los moles y el volumen de disolución para poder determinar su molaridad, según la expresión conocida:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

Tal vez la referencia más clara sea suponer 100 g de disolución, en los que aparecen 25 g de soluto, es decir, 25 g de HNO_3 . Entonces bastará realizar dos sencillas operaciones:

1) Expresar esos 100 g de disolución en forma de volumen, recurriendo al dato de la densidad de la misma, indicándolo en litros.

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

y sustituyendo los datos:

$$V = \frac{100 \text{ g}}{1,40 \text{ g/mL}} = 71,43 \text{ mL}$$

2) Expresar esos 25 g de soluto en forma de moles, recurriendo al dato que podemos calcular de la masa molar del HNO_3 ($M = 63 \text{ g mol}^{-1}$):

$$n (\text{mol}) = \frac{m (\text{g})}{M (\text{g/mol})} = \frac{25 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,397 \text{ mol de HNO}_3$$

Por tanto, la molaridad valdrá:

$$M = \frac{0,397 \text{ mol}}{0,0713 \text{ L}} = 5,57 \text{ mol L}^{-1}$$

b) Para preparar otra disolución más diluida a partir de la anterior, basta calcular el número de moles de soluto que deberíamos tener en la disolución que queremos preparar, y expresarlo en forma de volumen de la disolución de que disponemos, que tiene una concentración de 5,57 M.

Por tanto, si deseamos obtener 5 L de disolución 0,01 M, tendremos que conseguir:

$$0,01 \text{ mol L}^{-1} = \frac{n (\text{mol})}{5 \text{ L}} \Rightarrow n (\text{mol}) = 0,05 \text{ mol de HNO}_3$$

Esos moles los obtendremos, de la disolución del enunciado, que sabemos que tiene una concentración 5,57 M, por ello, de nuevo:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

Es decir:

$$5,57 \text{ mol L}^{-1} = \frac{0,05 \text{ moles de HNO}_3}{\text{volumen (L) de disolución}} \Rightarrow V = 0,009 \text{ L} = 9 \text{ mL}$$

El procedimiento sería tomar esos 9 mL de la disolución inicial, llevarlos a un matraz aforado de 5 L, y completar con agua hasta enrasarlo.

6. El ácido fluorhídrico concentrado, HF, tiene habitualmente una concentración del 49 % en masa y su densidad relativa es 1,17 g/mL.
- ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
 - ¿Cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezclar 500 mL de este ácido con 1 L de ácido fluorhídrico 2 M?

Respuesta 6

a) Para calcular la molaridad de ese ácido, podemos tomar cualquier referencia de cálculo, puesto que los datos que nos indican se refieren a las características de una disolución ya preparada, es decir, a un reactivo en concreto.

Según lo dicho, podemos suponer que disponemos, por ejemplo, de 1 litro de disolución, o de 100 g de la misma, o de 1 cm^3 , etc., y a partir de ese dato inicial, ir calculando los moles y el volumen de disolución para poder determinar su molaridad, según la expresión conocida:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

Tal vez la referencia más clara sea suponer 100 g de disolución, en los que aparecen 49 g de soluto, es decir, 49 g de HF (según se recoge en el enunciado: una concentración del 49 %). Entonces tendrás que realizar dos sencillas operaciones:

1) Expresar esos 100 g de disolución en forma de volumen (recurriendo al dato de la densidad de la misma), indicándolo en litros:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

y sustituyendo los datos:

$$V = \frac{100 \text{ g}}{1,17 \text{ g/mL}} = 85,5 \text{ mL}$$

2) Expresar esos 49 g de soluto en forma de moles, recurriendo al dato que podemos calcular de la masa molecular del HF ($M = 20 \text{ g mol}^{-1}$):

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{49 \text{ g}}{20 \text{ g/mol}} = 2,45 \text{ mol de HF}$$

Por tanto, la molaridad valdrá:

$$M = \frac{2,45 \text{ mol}}{0,0855 \text{ L}} = 28,65 \text{ mol L}^{-1}$$

b) Para calcular la molaridad resultante de mezclar ambas disoluciones, tendremos que determinar, en cada caso, cual es el nuevo número de moles de la mezcla, y dividirlo entre el nuevo volumen de la disolución, es decir:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}$$

porque, recordemos, las concentraciones **NO** son aditivas.

Como los volúmenes sí pueden considerarse aditivos, el volumen final de la disolución será:

$$V_1 + V_2 = 0,5 \text{ L} + 1 \text{ L} = 1,5 \text{ L}$$

Para determinar el número de moles de soluto que aporta cada disolución aplicamos de nuevo la expresión 3.4, que aplicada a la primera disolución, resulta:

$$28,65 \text{ mol/L} = \frac{\text{moles de soluto}}{0,5 \text{ L}} \Rightarrow \text{moles de soluto} = 14,32$$

Y para la segunda disolución:

$$2 \text{ mol/L} = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L}} \Rightarrow \text{moles de soluto} = 2$$

En total se van a mezclar ambas cantidades, y el número de moles de HF total será 16,32.

Por tanto, la concentración resultante será:

$$M = \frac{16,32 \text{ mol}}{1,5 \text{ L}} = 10,88 \text{ mol/L}$$

7. El análisis de un compuesto orgánico presenta la siguiente composición: 38,7 % de carbono, 9,7 % de hidrógeno y 51,6 % de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica?
 $C = 12 \text{ g mol}^{-1}$, $O = 16 \text{ g mol}^{-1}$, $H = 1 \text{ g mol}^{-1}$

Respuesta 10

Para determinar la fórmula empírica del compuesto, referiremos los datos de su composición centesimal (calculados sobre una muestra de 100 g de compuesto) a un número de moles de sus átomos, dividiendo esos porcentajes por las masas atómicas respectivas de cada elemento (recordemos: $C = 12 \text{ g mol}^{-1}$, $O = 16 \text{ g mol}^{-1}$, $H = 1 \text{ g mol}^{-1}$).

$$\frac{38,7 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 3,225 \text{ mol de C}$$

$$\frac{51,6 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,225 \text{ mol de O}$$

$$\frac{9,7 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 9,7 \text{ mol de H}$$

Para determinar la fórmula empírica del compuesto, asignaremos esos datos a números enteros, pues así se presentarán los átomos en la molécula. Para ello, dividimos los tres datos por el número menor. De ese modo estamos suponiendo que de él habrá 1 átomo en el compuesto.

$$\frac{3,225}{3,225} = 1 \text{ átomo de C}$$

$$\frac{3,225}{3,225} = 1 \text{ átomo de O}$$

$$\frac{9,7}{3,225} = 3 \text{ átomos de H}$$

Con esto, ya tenemos en qué proporción aparecen esos átomos en el compuesto, siendo su fórmula empírica entonces COH_3 .