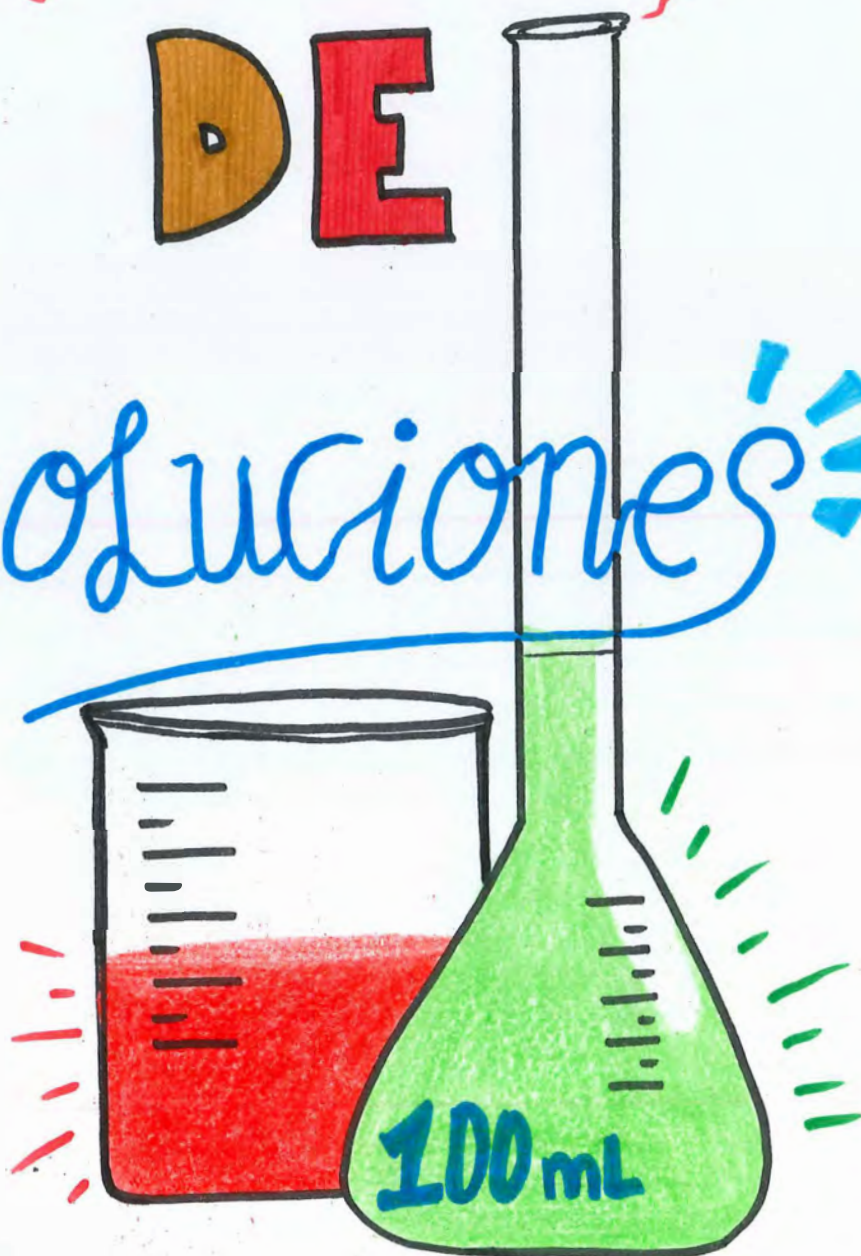


PRÁCTICAS DE QUÍMICA

PREPARACIÓN

DE

Disoluciones!!!



GRUPO (2)

CURSO: 1º BACH

ÍNDICE

CONTENIDO	PÁGINA/S
• INTRODUCCIÓN A LA PRÁCTICA	1
• OBJETIVOS DE LA PRÁCTICA	1
• PRÁCTICA 1	1-4
• PRÁCTICA 2	4-7
• CUESTIONES	7-8
• MARCO TEÓRICO RELACIONADO CON LA PRÁCTICA	8-9
• CONCLUSIÓN Y OPINIÓN	9-10
• BIBLIOGRAFÍA	10



La mayor parte de los procesos químicos que se realizan en un laboratorio, no se hacen con sustancias puras, sino con disoluciones, y generalmente acuosas. Además, es en la fase líquida y en la gaseosa, en las que las reacciones transcurren a más velocidad. Por lo tanto, será muy importante saber preparar disoluciones, para después poder trabajar con ellas.

OBJETIVO

En esta experiencia se trata de hacer las operaciones necesarias y de afianzar los conceptos de masa, volumen, densidad, concentración, mol, ..., de tal modo que se sea capaz de:

- ✓ Empleen adecuadamente instrumentos de medida de masas y de volumen.
- ✓ Utilicen otros instrumentos de laboratorio.
- ✓ Resuelvan problemas sencillos sobre la preparación de disoluciones.
- ✓ Elaboren un informe sobre la práctica realizada.

Este informe trata sobre dos prácticas relacionadas con disoluciones. En la primera, debemos de preparar una disolución a partir de un soluto sólido puro y en la segunda, prepararemos una disolución a partir de una disolución concentrada (comercial).

PRÁCTICA 1

En esta primera práctica, nuestro grupo deberá de preparar una disolución de volumen 100 ml y de concentración 0.1 M a partir de cloruro de cobre (II) dihidratado. Para ello, seguiremos los siguientes procedimientos:

- En primer lugar, debemos de hacer los cálculos necesarios para calcular la cantidad de soluto que necesitaremos.

Los datos que tenemos son:

$$M = 0.1$$

$$V_D = 100 \text{ ml}$$

— A partir de la fórmula de la molaridad, obtenemos los moles de soluto:

$$M = \frac{n_s}{V_D(L)} \rightarrow n_s = 0.1 \text{ L} \cdot 0.1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \underline{0.01 \text{ moles soluto}}$$

- A partir de los moles de soluto y la masa molecular de este, obtenemos la masa que necesitamos.

$$M_s = 170.55 \text{ g/mol}$$

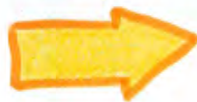
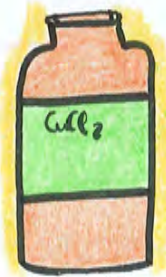
$$m_s = 0.01 \text{ mol} \cdot \frac{170.55 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1.7055 \text{ g CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

- Una vez calculada la masa del soluto sólido puro, debemos de poner el vaso de precipitado sobre la balanza para después echar el soluto en el interior. Obtenemos una masa de 45.75 g, por lo cual podemos echar soluto hasta que la balanza nos indique una masa de 47.45 g o podemos tomar para luego echar 1.705 g.



Echamos con una cuchara el soluto.

- Por seguridad, ahora tapamos el recipiente que contiene el soluto.



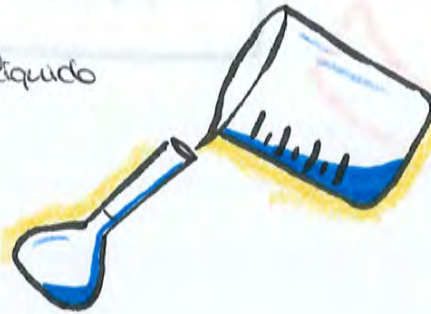
- A continuación echamos con el frasco lavador una pequeña cantidad de agua en el vaso de precipitado y acto seguido, agitamos con la varilla de vidrio hasta que quede bien disuelto.



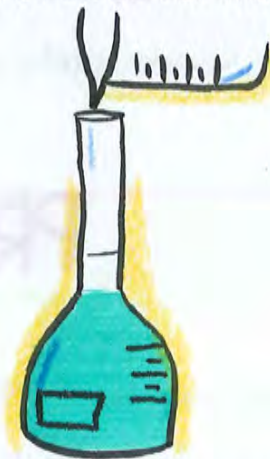
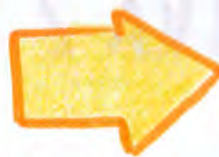
(Echamos unos 20ml de agua)

- Antes de apantón la vanilla, debemos de enjuagarla dentro del propio vaso de precipitado con la ayuda del frasco lavador. Esto lo haremos para que no quede contaminado nuestro material de laboratorio.
- Ahora debemos echar el contenido del vaso de precipitado en el matraz de 100 ml, destilándolo con cuidado por las ponetas de este.

Tenemos que verter el líquido de esta manera



- Una vez lo echamos, debemos echar agua al vaso de precipitado y enjuagarlo para luego verter en el matraz alzado. Esto tenemos que hacerlo hasta que no quede resto de soluto en nuestro vaso.
- El siguiente paso es rellenar con agua destilada hasta el cuello del matraz alzado con ayuda del vaso de precipitado.



- Una vez hecho esto, con una pipeta de vidrio pipetearemos con agua hasta el agua con mucho cuidado.



Para pipetear lo haremos con el dedo índice, ya que es más preciso que el pulgar.



Debemos hacerlo a la altura de los ojos

- Ahora taparemos nuestra disolución y la agitaremos de un lado a otro de forma suave, volcando el matraz.
- Debemos etiquetar nuestra disolución.



- Una vez hemos concluido nuestra práctica, tenemos que limpiar y fregar el material utilizado y volverlo a colocar en su respectivo lugar.

MATERIAL UTILIZADO: balanza electrónica, matraz aforado de 100 mL, vaso de precipitado, frasco lavador, pipeta, varilla de vidrio, cucharilla.

PRÁCTICA 2

En esta segunda práctica, nuestro grupo deberá de preparar una disolución de volumen 250 mL y concentración 0.1 M de CH_3COOH a partir de una disolución de CH_3COOH comercial del 30% de riqueza en masa y densidad 1.2 g/mL. Para ello, seguiremos los siguientes pasos:

- En primer lugar, debemos de hacer los cálculos necesarios para saber el volumen de disolución comercial que necesitamos. También pesaremos el matraz sin la disolución para luego calcular la densidad. Obtendremos un peso de 87.5 g.

Los datos que tenemos son:

$$V_D = 250 \text{ mL} \quad d_{\text{com.}} = 1.2 \text{ g/mL}$$

$$M = 0.1 \quad 30\% \text{ riqueza}$$

- A partir de la fórmula de la molaridad, obtenemos los moles de CH_3COOH puro que necesitamos.

$$M = \frac{m_s}{V_0(L)} \rightarrow m_s = 0.1 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 0.25L = 0.025 \text{ moles } \text{CH}_3\text{COOH puro}$$

- Ahora con la masa molecular y los moles obtenidos, calculamos la masa de CH_3COOH puro.

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g/mol} \rightarrow m_s = 0.025 \text{ mol} \cdot \frac{60 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \underline{1.5 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH puro}}$$

- Calculamos los gramos de CH_3COOH comercial con ayuda de su riqueza.

$$\frac{100 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH comercial}}{30 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH puro}} = \frac{x \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH com.}}{1.5 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH p.}} \rightarrow x = 5 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH comercial}$$

- Con la densidad de la disolución comercial, calculamos el volumen que necesitamos.

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V_s = \frac{m_s}{d_s} = \frac{5 \text{ g}}{1.2 \text{ g/ml}} = \underline{4.166 \text{ mL necesitamos}}$$

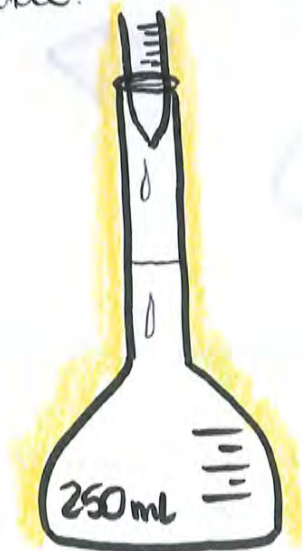
• Una vez calculado el volumen, debemos de echar un poco de reactivo en el vaso de precipitado.



• Ahora con una pipeta de vidrio, cogemos un volumen de 4.17 mL. Al tratarse de un ácido, no podemos pipetear con la boca porque sería peligroso, entonces utilizamos una perilla. Luego, echamos el reactivo en el matraz aforado.

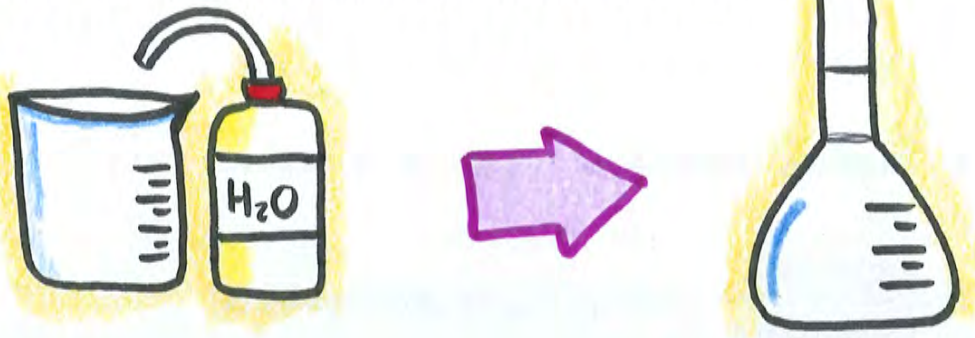


*Esquema de funcionamiento de una perilla.

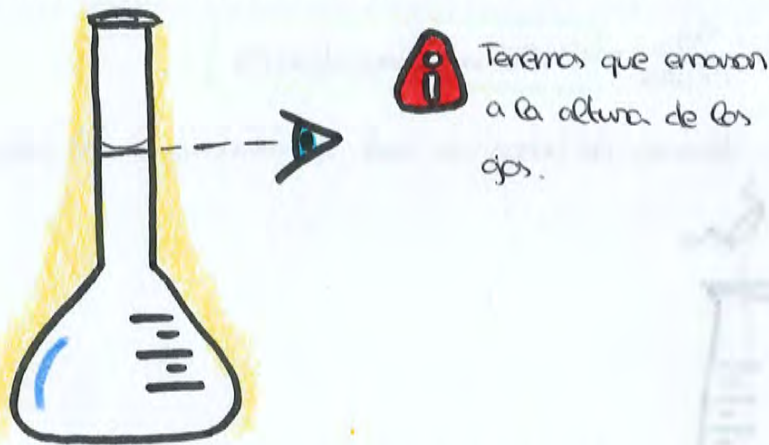


• Después de esto, traemos por el frigorífico del laboratorio (con el grifo abierto para no dañar demasiado el medio ambiente) el sobrante de ácido acético comercial.

- Ahora echamos agua destilada con el frasco lavador en el vaso de precipitado e iremos llenando el matraz con este agua hasta su cuello.



- Pipeteamos ahora hasta el aforo del matraz con mucho cuidado.



- Ahora debemos de taponar nuestra disolución y agitarla de un lado a otro suavemente.

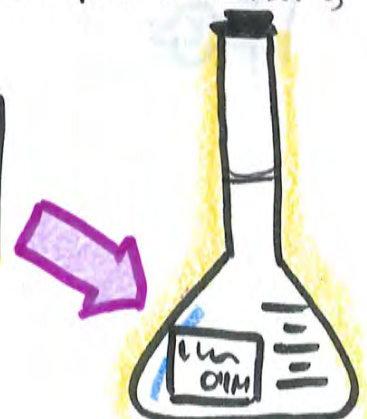


- Por último, calcularemos la densidad de la disolución volviendo a pesar el matraz y etiquetaremos.

-Obtendremos 336'5g

$$d = \frac{m}{V} = \frac{336'5 - 87'5g}{250ml} = 0'996g/ml$$

ÁCIDICO
0'1M
0'996g/ml



- Una vez hemos concluido la práctica, tenemos que limpiar el material utilizado y volverlo a colocar en su respectivo lugar.

MATERIAL UTILIZADO: matraz aforado de 250 ml, pipeta de vidrio, perilla, frasco lavador, vaso de precipitados.

CUESTIONES

a) Determina la densidad de la disolución.

- En la práctica 2, obtuvimos un peso del matraz aforado sin contenido de 87'5g y tras la práctica, volvimos a pesarlo obteniendo 336'5g. Como el volumen de la disolución es 250 ml, ya podemos calcular su densidad:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{336'5g - 87'5g}{250ml} = 0'996 \text{ g/ml es la densidad}$$

- En la práctica 1, obtuvimos un peso del matraz aforado sin contenido de 58'4g y tras la práctica, volvimos a pesarlo obteniendo 158'3g. Como el volumen de la disolución es 100 ml, ya podemos calcular su densidad:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{158'3g - 58'4g}{100 \text{ ml}} = 0'999 \text{ g/ml es la densidad.}$$

b) Expresa la concentración de la disolución preparada en: molaridad, % en masa y fracción molar de soluto.

PRÁCTICA 1 $\rightarrow n_s = 0'01 \text{ moles} / m_s = 1'705 \text{ g} / m_D = 99'9 \text{ g}$

$$m = \frac{n_s}{m_D(\text{kg})}$$

molaridad $\rightarrow m = \frac{0'01 \text{ mol}}{0'0981 \text{ kg}} = 0'1 \text{ M}$

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

$$m_D = m_D - m_s = 99'9 \text{ g} - 1'705 \text{ g} = 98'195 \text{ g}$$

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_D}$$

% en masa $\rightarrow \frac{1'705 \text{ g}}{98'195 \text{ g}} \cdot 100 = 1'7366\%$

$$M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

$\chi_s \rightarrow \frac{0'01 \text{ mol}}{0'01 \text{ mol} + 5'455 \text{ mol}} = 1'83 \cdot 10^{-3}$

$$n_D = 98'195 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 5'455 \text{ moles agua}$$

PRÁCTICA 2 $\rightarrow n_s = 0.025 \text{ moles} / m_s = 5 \text{ g} / m_D = 249 \text{ g}$

$$m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})}$$

molaridad $\Rightarrow \frac{0.025 \text{ mol}}{0.249 \text{ kg}} = 0.1 \text{ M}$

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

$$m_d = m_D - m_s = 244 \text{ g}$$

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

% en masa $\Rightarrow \frac{5 \text{ g}}{249 \text{ g}} \cdot 100 = 2\%$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

$\chi_s \Rightarrow \frac{0.025 \text{ mol}}{0.025 \text{ mol} + 13.56 \text{ mol}} = 1.84 \cdot 10^{-3}$

$$n_d = 244 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 13.56 \text{ moles agua}$$

MARCO TEÓRICO

Una disolución es una mezcla homogénea compuesta por dos elementos: un disolvente, que es el componente con mayor proporción, y soluto o solutos, que es el componente/s con menor proporción. Según la proporción entre estos, distinguimos:

- **DISOLUCIÓN DILUIDA:** hay poco soluto con relación al disolvente.
- **DISOLUCIÓN CONCENTRADA:** hay mucho soluto con relación al disolvente.
- **DISOLUCIÓN SATURADA:** la disolución ya no admite más soluto. Para poder seguir diluyendo, debemos aumentar la temperatura de la disolución.
- **DISOLUCIÓN SOBRESATURADA:** hay más soluto que disolvente.

Cuando trabajamos con una disolución nos interesa conocer en qué proporción se encuentran el soluto y el disolvente; es la concentración. La concentración de una disolución es una propiedad intensiva (misma concentración en cualquier porción de disolución) y se mide tanto en unidades físicas como unidades químicas. Las unidades físicas son aquellas que no tienen en cuenta la composición de la sustancia disuelta y son el porcentaje en masa, el porcentaje en volumen y la concentración en masa, por ejemplo. Por otro lado, las unidades químicas son aquellas que sí tienen en

cuenta la composición química de la sustancia disuelta. Son la concentración molar (M), la concentración molar (m), y la fracción molar (X).

Para preparar disoluciones vamos añadiendo soluto y removemos hasta que se disuelva, pero no podemos echar cualquier cantidad de soluto, ya que llega un momento en que no se puede disolver más y cualquier cantidad de soluto se queda depositada en el fondo del recipiente. Para que no ocurra esto, estudiamos la solubilidad.

La solubilidad de una sustancia es la concentración de su disolución saturada. Así, cuando una sustancia es muy soluble en un disolvente, se dice que su solubilidad es alta y cuando es poco soluble, decimos que es baja. La solubilidad es una propiedad que actúa de forma diferente en los sólidos y gases. En los sólidos, habitualmente aumenta con la temperatura cuando están en agua, mientras que en los gases cuando se encuentran en líquidos, su solubilidad disminuye a medida que aumenta la temperatura.

Al disolver un soluto en un disolvente, estamos cambiando las propiedades de este último. A estas propiedades de las disoluciones cuyo valor depende de la concentración de soluto disuelto y no de su naturaleza, reciben el nombre de propiedades coligativas. Algunas de ellas serían el descenso de la presión de vapor, el ascenso del punto de ebullición, el descenso del punto de congelación o incluso la ósmosis.

CONCLUSIÓN Y OPINIÓN

Es muy importante conocer las concentraciones y saber realizar todos los cálculos necesarios para poder elaborar esta práctica, así como entender las distintas características básicas que tienen las disoluciones y los conceptos de solubilidad

y otras propiedades que afectan a las disoluciones. Con todo esto, podemos ser capaces de realizar cualquier tipo de disolución similar a las que hemos podido hacer en el laboratorio.

Como opinión, he de decir que el estudio de las disoluciones posee una grandísima importancia porque es la base para realizar todo tipo de productos, desde alimentos hasta farmacéuticos, perfumes o pinturas, y esto constituye un importante factor económico también.

BIBLIOGRAFÍA

- Apuntes tomados durante las prácticas
- Libro de texto

¡¡ muy bien !!
10 ↑ ↑