

PRÁCTICA No. 9

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

1. INTRODUCCIÓN:

Las mezclas homogéneas se originan cuando un disolvente rompe la unión de partículas del soluto. Son DISOLUCIONES VERDADERAS, o simplemente, DISOLUCIONES cuando las partículas disueltas tienen un tamaño tan pequeño que su diámetro se mide en unidades Angstroms o en nanómetros.

Las disoluciones son entonces MEZCLAS HOMOGÉNEAS formadas por la fase mayoritaria llamada disolvente y la minoritaria conocida como soluto. Estas dos fases están en una relación cuantificable que se llama CONCENTRACIÓN (Skoog, Holler y Crouch, 2018). Su medida o su cuantificación pueden expresarse en unidades químicas, en unidades físicas o en una combinación de ambas.

Dentro de las unidades físicas que se suelen utilizar se encuentran los porcentajes % masa/masa, volumen/volumen y masa/volumen también unidades de masa por unidad de volumen (g/L, mg/L, mg/mL, ppm, etc.), estas últimas se utilizan para disoluciones muy diluidas. Las unidades químicas que se suelen utilizar son: Molaridad (M), Normalidad (N) y molalidad (m) (Álvarez, Arreodo, Castellanos, Hernández, Marrero, Romero, 2016).

Según la cantidad de soluto que sea disuelto en un volumen determinado de disolvente, las disoluciones pueden ser calificadas de manera cualitativa como diluidas, concentradas, insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

Para preparar una disolución de una concentración determinada es común utilizar el MÉTODO DIRECTO (Harris, 2013), el cual consiste en: (1) tomar una cantidad medida del soluto, (2) disolverlo en una pequeña cantidad del disolvente, (3) trasvasarlo a un instrumento de medición volumétrica. Por último, (4) adicionar más disolvente hasta alcanzar el volumen que se desea preparar.

En el laboratorio se prepararán disoluciones a partir de ácido sulfúrico al 44 % y con densidad 1.343 g/mL, ácido clorhídrico al 37% de pureza y densidad de 1.19 g/ml; y de granallas de hidróxido de sodio e hidróxido de potasio.

2. OBJETIVOS:

- 2.1. Desarrollar habilidades para el manejo de los instrumentos usados en la preparación de disoluciones.
- 2.2. Preparar disoluciones mediante la aplicación del método directo.
- 2.3. Preparar una disolución a partir de un líquido con densidad y porcentaje en masa conocido.
- 2.4. Preparar una disolución a partir de un soluto sólido.
- 2.5. Determinar la concentración de las disoluciones preparadas utilizando distintos tipos de unidades.
- 2.6. Poner en práctica la información teórica recibida acerca del tema de disoluciones.

3. PRELABORATORIO:

- 3.1. Investigue los pasos para preparar una disolución con solutos sólidos con volumen exacto y elabore un diagrama de flujo
- 3.2. Investigue los pasos para preparar una disolución con solutos líquidos con volumen exacto y elabore un diagrama de flujo.
- 3.3. Para 3.1 y 3.2 ¿Qué cristalería debe utilizarse? Construya una tabla con esta información
- 3.4. Defina disolución diluida y disolución concentrada
- 3.5. ¿Cómo se definen las siguientes unidades de concentración?

3.5.1. % masa/volumen	3.5.4. Molaridad
3.5.2. % masa/masa	3.5.5. Molalidad
3.5.3. Normalidad	3.5.6. Fracción molar
- 3.6. Resolver los siguientes problemas.
 - 3.6.1. ¿Cuántos mililitros de una disolución de hidróxido de amonio (densidad 2.4 g/ml y pureza del 75.3% en masa) deben tomarse para preparar 319.8 ml de una disolución 0.91 M?
 - 3.6.2. ¿Qué % masa/volumen tendría la disolución preparada en el numeral 3.6.1?
 - 3.6.3. Suponiendo que la masa total de la disolución preparada según el numeral 3.6.1 fuera de 402.6 g. ¿cuáles serían su densidad y su % m/m?
 - 3.6.4. ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio tetrahidratado hay que pesar, para preparar un galón de disolución 0.9 M de esta sal? ¿Cuál sería la concentración porcentual m/v de la disolución preparada? ¿Puede calcularse la masa total de esta disolución? Razonar la respuesta.
- 3.7. Indicar por escrito el significado de cada uno de los términos.

3.7.1. Enrazar	3.7.4. Trasvase cuantitativo
3.7.2. Punto de enrase	3.7.5. Alícuota
3.7.3. Aforar	

3.8. Investigar la toxicidad de:

Sustancia	Toxicidad en contacto con			Solubilidad en agua	Inflamabilidad	Primero auxilios en caso de accidente
	La piel	Los ojos	Ingestión			
HCl						
H ₂ SO ₄						
KOH						
NaOH						

4. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS:

4.1. Equipo:

Por grupo:

- ✓ 1 Beaker de 250 mL
- ✓ 2 Beakers de 100 mL
- ✓ 2 Balones Aforados de 100 mL
- ✓ Varilla de agitación
- ✓ Probeta de 25 mL
- ✓ Vidrio de reloj
- ✓ Espátula
- ✓ Balanza

Por mesa de laboratorio:

- ✓ 1 Pipeta de 10 mL

4.2. Reactivos (por mesa de laboratorio):

- ✓ Ácido clorhídrico concentrado HCl
- ✓ Hidróxido de sodio NaOH
- ✓ Hidróxido de potasio KOH

5. PROCEDIMIENTO:

PRIMERA PARTE: PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES ACUOSAS:

5.1. Disoluciones diluidas y concentradas:

Ingrese al siguiente simulador:
https://phet.colorado.edu/sims/html/concentration/latest/concentration_es.html

5.2. Partiendo de un líquido de densidad y porcentaje en masa conocidos como soluto:

- 5.2.1. El profesor de laboratorio indicará la concentración a la cual debe preparar la disolución ácida.
- 5.2.2. Tarar el balón aforado de 100 ml, tapado. Anotar.
- 5.2.3. Cada grupo deberá hacer los cálculos de la cantidad de ácido concentrado que deben medir para preparar 100 ml de disolución ácida.
- 5.2.4. En un beaker de 100 ml agregar 20 ml de agua destilada, luego, con la pipeta designada para usar con el ácido concentrado indicado, tomar la cantidad necesaria y resbalar el ácido por la pared interna del beaker sin que se derrame externamente.
- 5.2.5. Agitar fuertemente la mezcla por 1 minuto con una varilla de vidrio. Luego, trasvasar al balón aforado utilizando la varilla de agitación.
- 5.2.6. Vertida la mezcla en el BALÓN, colocar en el beaker otros 20 ml de agua destilada. Agitarla con la varilla de vidrio, luego, trasvasar al balón. Esto se hace con el objeto de lavar los residuos de ácido que hayan quedado en el beaker.
- 5.2.7. Repetir lo que se indica en el numeral anterior con otros 30 ml de agua destilada.
- 5.2.8. Observar a donde llega el volumen de dicho contenido. Luego, con la piseta, lentamente, agregar poco a poco más agua, a medida que resbale por las paredes hasta que la concavidad del menisco queda sobre el “halo” o “aforo” que se encuentra en el cuello del balón y por el cual toma el apelativo de “aforado”.

RIESGO, si rebasa el halo o aforo con la adición de agua, no puede medir el volumen exacto, no sabrá que concentración tiene la disolución. ¡HAY QUE REPETIR!

- 5.2.9. Una vez aforado el balón con la disolución, tapar el balón y agitar suavemente. El profesor le indicará cómo hacerlo.
- 5.2.10. En las condiciones anteriores, pesar el balón, por diferencia con la tara tomada en 5.1.2. establecer la masa de su contenido.
- 5.2.11. Lavar el frasco de vidrio que usted trajo al laboratorio con un poco de la disolución preparada. Luego, envasar la disolución.

5.3. Partiendo de un sólido:

- 5.3.1. El profesor de laboratorio asignará a cada grupo la sal básica y la concentración a la cual deben preparar la disolución. Las sales por pesar serán: Hidróxido de sodio o Hidróxido de potasio.
- 5.3.2. Cada grupo deberá hacer los cálculos de la cantidad de sal que deben pesar para preparar 100 ml de la disolución básica.
- 5.3.3. Tarar un vidrio de reloj y en él pesar la cantidad de la sal.
- 5.3.4. Lavar con abundante agua tanto el balón aforado como el beaker usados en la primera parte, dándole la última pasada con agua destilada. Secarlos externamente. Tarar el balón como se indicó en 5.2.2. Repetir estas operaciones antes de preparar cada disolución.

- 5.3.5. Pesada la sal indicada por el profesor, proceder a disolver en 20 ml de agua destilada como se indicó para el ácido. Luego, continuar como se señala desde 5.2.5. hasta 5.2.10., hasta lograr la disolución acuosa de cada una de las sales pesadas.
- 5.3.6. Lavar el frasco plástico que usted trajo al laboratorio con un poco de la disolución básica y luego envasar la disolución.
- 5.3.7. Observe el siguiente video: <https://www.youtube.com/watch?v=CE2te7LVCQE>
- 5.3.8. Observe el siguiente video: <https://www.youtube.com/watch?v=DphvklmUGo8>
- 5.3.9. Ingrese al siguiente simulador y prepare las disoluciones con las concentraciones que le indique su instructor: <http://chemcollective.org/activities/vlab/67>

Soluto	Concentración	Volumen	Masa de soluto
MgCl ₂			
NaCl			
Na ₂ SO ₄ 10H ₂ O			

SEGUNDA PARTE: ROTULACIÓN DE LAS DISOLUCIONES PREPARADAS:

- 5.4. Si estuviera en el laboratorio, siempre debe colocar una etiqueta a sus disoluciones
- 5.5. Para ello debe colocar las unidades de concentración siguientes
- 5.3.1. Nombre de la sustancia 5.3.2. Fecha de preparación
- 5.3.3. M = concentración molar 5.3.4. M = molaridad de los iones
- 5.3.5. N = normalidad 5.3.6. % m/v
- 5.3.7. % m/m 5.3.8. Densidad
- 5.6. Para lograr que la etiqueta de cada frasco tenga la información anterior, hay que hacer varios cálculos. Discutirlos durante su práctica de laboratorio. Luego presentarlos a su auxiliar en el cuestionario.
- 5.7. Con los datos aprobados, en el Cuaderno de Laboratorio debe hacerse un proyecto de la ETIQUETA, el cual debe colocar en el cuestionario.
- 5.8. .

HNO ₃
Fecha de preparación: 28/09/2016
1.06 M
[H ⁺]=1.06 M [NO ₃ ⁻]=1.06 M
1.06 N
6.52 % m/m
6.65 % m/v
Densidad: 0.07 g/mL

6. CUESTIONARIO:

- 6.1. ¿Qué razón o razones se tienen para pesar el balón aforado antes de llenarlo y después de que contiene la disolución? Razonar la respuesta.
- 6.2. ¿Qué razones hay para que deban cumplirse de manera ESTRICTA las instrucciones 5.2.4, 5.2.5, 5.2.8? Razonar la respuesta.
- 6.3. ¿Por qué si se rebasa el aforo NO puede saberse el volumen de la disolución?
- 6.4. ¿Cuántos equivalentes de ácido por litro tiene la disolución preparada por el grupo?
- 6.5. ¿Cuántos moles de la sal pesada habrían en un galón de la disolución preparada por el grupo?
- 6.6. ¿Cuál sería la concentración normal de la disolución del hidróxido si se hubiera pesado una cantidad de 15 gramos mayor a la asignada?
- 6.7. ¿Cuántos moles de ión hidroxilo hay en la disolución que se preparó en el laboratorio?
- 6.8. ¿Cuál es el porcentaje en masa de cada una de las disoluciones preparadas?

7. REFERENCIAS:

Harris, D. (2013). *Análisis Químico Cuantitativo*. Reverté.

Skoog, D., Holler, J. y Crouch, S. (2018). *Principios de Análisis Instrumental*. Cengage Learning.

Álvarez, Y., Arreodo, D., Castellanos, E., Hernandez, C., Marrero, D. y Romero, G. (2016). *Preparación de Disoluciones*. Universidad de Carabobo.