GUÍA DE LABORATORIO

PREPARACION DE SOLUCIONES

1. OBJETIVOS

- Fortalecer los conceptos, molaridad, molalidad, normalidad, %p/p, %p/v, %v/v y ppm, adquirir habilidad y competencia en las operaciones básicas de preparación de soluciones.
- Aprender a preparar soluciones a partir de las mediciones directas de soluto ysolvente.
- Preparar soluciones de diversas sustancias y acondicionarlas para su posterior uso.
- Habituarse al manejo del material de laboratorio.
- Colaborar en la preparación de material para las restantes prácticas con el fin de una participación activa en la tarea común.
- Practicar cálculos que involucren cantidades de soluto, solvente y solución, relacionando entre sí dichas magnitudes.

PREGUNTAS Y/O EJERCICIOS PREVIOS
• Estudiar los conceptos que se detallan a continuación. • Realizar los cálculos previos a la práctica de laboratorio, que involucren cantidades de soluto, solvente y solución, para la preparación de cada solución.
PRERREQUISITOS
1. Conocer las unidades de concentración más comunes. 2. Poseer conocimientos matemáticos sobre proporcionalidad. 3. Poseer conocimientos matemáticos sobre factores de conversión.

ASISTIR AL LABORATORIO CON ETIQUETAS ADHESIVAS, MARCADOR DELGADO PERMANENTE, CALCULADORA, CINTA ADHESIVA TRANSPARENTE. ELEMENTOS DE LIMPIEZA (TRAPO, DETERGENTE)

2. FUNDAMENTO TEORICO

Una solución se define como la mezcla homogénea de dos o más sustancias puras que no reaccionan entre sí, cuyos componentes se encuentran en proporciones variables. Las sustancias que están en menor proporción se llaman soluto, y las que están en mayor proporción solvente. Las soluciones pueden existir en cualquiera de los tres estados de agregación: gas, sólido o líquido. El aire es el ejemplo más conocido de una solución gaseosa; las soluciones sólidas son más frecuentes en las aleaciones, donde están involucrados dos metales, por ejemplo, el bronce es una aleación entre cobre y estaño;

en las soluciones líquidas, el soluto puede ser gas, líquido o sólido. Las soluciones más comunes son las acuosas, en las que el solvente es el agua. La importancia de las soluciones radica en que numerosas reacciones químicas se llevan a cabo en solución tales como las que tienen lugar en los suelos agrícolas y en las células de los organismos vivos. Sin embargo, algunas reacciones industriales y de laboratorio, que podrían realizarse directamente entre sustancias químicas puras, se realizan frecuentemente entre dichas sustancias disueltas, dada la mayor facilidad y velocidad de reacción.

- **Concentración de una solución**

Cuando se habla de concentración, esto indica la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solvente, y puede ser expresada en términos Cualitativos y Cuantitativos.

- **Concentración en termino cualitativo.**

Es cuando se refiere simplemente a la cantidad relativa de soluto en la solución, en este caso se usan los términos DILUIDO y CONCENTRADO.

Solución diluida. Este término describe una solución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto, en comparación con la solubilidad de dicha sustancia.

Solución concentrada. Son aquellas soluciones donde la cantidad de soluto es grande, con respecto al volumen total de la solución; estas se subdividen en:

1. SOLUCIONES INSATURADAS. Tienen menos soluto disuelto que el que pudiera contener.
2. SOLUCIONES SATURADAS. Contiene la máxima cantidad de soluto que se puede disolver a una presión y temperatura determinadas, no es posible disolver más soluto.
3. SOLUCIONES SOBRESATURADAS. Tiene un exceso de soluto disuelto a una determinada presión y temperatura. Esta solución permanecerá sobresaturada mientras no se perturbe, ya que al golpear suavemente el recipiente el exceso de soluto precipitara, por lo tanto, estas soluciones son muy inestables.

- **Concentración en término cuantitativo.**

En términos cuantitativos, los químicos utilizan diferentes expresiones para la concentración, con el fin de establecer las relaciones porcentuales entre las cantidades de las sustancias presentes. Estas expresiones vienen dadas en UNIDADES FÍSICAS y QUÍMICAS.

UNIDADES FÍSICAS. La relación entre soluto y solvente se expresa generalmente en partes de soluto en peso o volumen, por cada 100 partes en peso o volumen de solvente o de solución; estas unidades son las siguientes:

- **Porcentaje peso a peso (% p/p):** Se define como la cantidad en gramos de soluto contenido en 100 g de solución. Es una relación que expresa los gramos de soluto

que se hallan contenidos en cada 100 gramos de solución. Esta forma de expresar la concentración implica al momento de preparar una solución, pesar separadamente el soluto y el solvente. Este proceso se dificulta ya que se debe conocer la densidad de la solución además se suma el hecho que a los líquidos es más fácil medirles el volumen que medirles la masa.

- **Porcentaje peso a volumen (% p/v).** Se define como la cantidad en gramos de soluto contenido en 100 mL de solución. Es una relación que expresa los gramos de soluto que se hallan contenidos en cada 100 ml de solución. Esta forma de expresar la concentración de una solución facilita su separación y aplicación; el único inconveniente radica en que el porcentaje peso a volumen es una unidad muy grande para muchos fines analíticos frecuentes.

- **Porcentaje volumen a volumen (% v/v).** Se define como la cantidad en mL de soluto contenido en 100 mL de solución.

- **Partes por millón (ppm).** Corresponde a la cantidad en miligramos de soluto disueltos en un litro de solución o a la cantidad de miligramos de soluto disueltos en un kilogramo de solución. Esta unidad de expresión de la concentración de una solución se emplea, preferiblemente, para soluciones en que la cantidad de soluto es muy baja.

UNIDADES QUÍMICAS. Existen cuatro modos de expresar la concentración utilizando unidades de medida, propias de las teorías químicas, en tres de ellas se utiliza el mol como unidad (molaridad M, molalidad m y fracción molar X) y en la última se utiliza el peso equivalente como unidad de concentración (normalidad N).

- **Molaridad (M).** Expresa la concentración en moles de soluto disueltos en un litro de solución. La molaridad es por excelencia, la forma como se expresa la concentración de una solución es por definición, el número de moles de soluto que se hallan contenidos en un litro de solución y se representa por **M**.

- **Normalidad (N).** Expresa la concentración de una solución en equivalentes-gramo de soluto por litro de solución. Equivalente-gramo es la cantidad de sustancia que reacciona con 1,008g de hidrogeno, es decir, con un átomo-gramo de este elemento. El número de equivalentes-gramo de una sustancia depende de si esta corresponde a un ácido, un hidróxido (base) o a una sal.

- **molalidad (m)**. Expresa la concentración en moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente.

- **Fracción molar (X).** Es el número de moles de soluto o de solvente respecto al número total de moles de la solución. El porcentaje molar (%mol) de un compuesto no es más que la cantidad de moles de un compuesto expresado en base 100 o simplemente la fracción molar por cien.

❖ Diluciones

La dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada. Para ello se transfiere un volumen o masa de la disolución concentrada a un matraz vacío y se diluye al volumen o masa final deseados. (Normalmente se trabaja en volúmenes.) Las disoluciones concentradas que no se utilizan normalmente, se guardan en el almacén del laboratorio. Con frecuencia estas disoluciones stock (de reserva) se diluyen antes de utilizarlas.

Fórmula de dilución: $M_{conc} \cdot V_{conc} = M_{dil} \cdot V_{dil}$

Se puede usar cualquier unidad de concentración y volumen en esta ecuación con tal de que se usen las mismas unidades en ambos miembros. De ordinario usamos mL para expresar volúmenes.

M_{conc}: Concentración molar inicial concentrada, **V_{conc}**: volumen de la mezcla inicial concentrada,

M_{dil}: Concentración molar de la nueva solución diluida, **V_{dil}**: volumen final de la nueva solución diluida.

Las unidades de concentración de las soluciones se presentan en la tabla 1:

Tabla 1. Unidades de concentración de soluciones químicas.

Físicas	
Porcentaje masa/masa	$\% = \frac{masa\ de\ soluto}{masa\ de\ solución} \times 100$
Porcentaje masa/volumen	$\%_{m/V} = \frac{g\ de\ soluto}{mL\ de\ solución} \times 100$
Porcentaje volumen/volumen	$\%_{V/V} = \frac{mL\ de\ soluto}{mL\ de\ solución} \times 100$
Partes por millón	$ppm = \frac{mg\ de\ soluto}{L\ de\ solución}$
Químicas	
Molaridad	$M = \frac{moles\ de\ soluto}{L\ de\ solución}$
Normalidad	$N = \frac{equivalentes\ de\ soluto}{L\ de\ solución}$
Termodinámicas	
Molalidad	$m = \frac{moles\ de\ soluto}{kg\ de\ solvente}$
Fracción molar	$X_A = \frac{moles\ de\ A}{moles\ totales}$

Ejemplos

1) Determinar la masa de sal de 75% de pureza necesaria para preparar 250 mL de solución 12 %p/v

Solución:

La pureza de una sal representa los gramos de soluto puros por cada 100 gramos de muestra, entonces:

$$\text{N}_{\text{caS}} = \frac{12\ \text{g de soluto puro}}{100\ \text{NL solución}} \text{x}\ 250\text{NL solución} \text{x}\ \frac{100\ \text{g de sal}}{75\ \text{g soluto puro}} = 40\text{g}$$

2) Determinar el volumen de solución de ácido clorhídrico de 40% p/p y densidad 1.20 g/cm^3 quese requieren para preparar 200 mL de solución 0.2M.

Solución:

Calcular la concentración inicial del ácido:

$$\text{M}_1 = \frac{40\ \text{granoc de coSuto}}{100\ \text{granoc coSución}} \text{x} \frac{1{,}20\ \text{granoc de coSución}}{1\ \text{NL de coSución}} \text{x} \frac{1000\ \text{NL de coSución}}{1\ \text{L coSución}} \text{x} \frac{1\ \text{NoS coSuto}}{36{,}5\ \text{granoc de coSuto}} = 13\text{M}$$

Luego se determina el volumen de dicha solución necesario para preparar la nueva solución:

$$\text{V}_1 = \frac{200\ \text{NL x}\ 0{,}2\text{M}}{13\ \text{M}} = 3{,}1\ \text{NL}$$

Con estos ejemplos de cálculo, cada grupo de trabajo preparará un conjunto de soluciones que señala esta práctica.

3. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS

- Matraces aforados de 25, 50, 100, 500 y 1000 mL
- Pipetas graduadas de 2, 5 y 10 mL
- Pipetas aforadas de 1, 2, 5 y 10 mL
- Pipeteadores
- Probetas de 50 o 100 mL
- Beaker de 50, 100, 200 y 500 mL
- Vidrio de reloj
- Varilla de vidrio
- Embudo
- Espátula y microespátula
- Pipetas Pasteur o goteros
- Agua destilada
- Azúcar
- Sacarosa
- Cloruro de sodio, NaCl
- Etanol 70%
- Sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 . 5H_2O$
- Sulfato de magnesio heptahidratado, $MgSO_4 . 7H_2O$
- Balanza analítica ±0.0001g

4. Elementos de Protección Individual (EPI) y dispositivos de seguridad

- Bata larga de dril, color blanco, manga larga, de abotonar
- Gafas de seguridad o mono gafas
- Guantes de nitrilo
- Cofia
- Cabina de extracción
- Fuente lava ojos
- Ducha de seguridad

5. PROCEDIMIENTO

Lavar el frasco o botella donde se va a guardar la solución y secarlo por escurrimiento.

El procedimiento que se describe a continuación es general según el estado en el que se tenga el soluto.

➢ **Para solutos sólidos:**

1. Realizar los cálculos necesarios de acuerdo con la solución pedida.
2. Pesar la cantidad de sustancia calculada para preparar el volumen de solución correspondiente, en un soporte adecuado (papel, vidrio de reloj), CUIDANDO NO DAÑAR LA BALANZA CON SUSTANCIAS CÁUSTICAS. Transvasar cuantitativamente el soluto a un vaso de precipitados.
3. Agregar la mitad del agua destilada necesaria y agitar con la varilla. Si aun así no se logra disolver,agregar pequeñas porciones de solvente hasta disolución total.

➢ **Para solutos líquidos**:

1. Realizar los cálculos necesarios de acuerdo con la solución pedida.
2. Agregar la mitad del agua destilada necesaria en un vaso de precipitados.
3. Medir el volumen necesario de soluto con el material volumétrico **adecuado** y colocar sucontenido lentamente en el vaso.

➢ **Para ambos casos:**

1. En caso de trabajar con ácidos, algunas sales o soluciones de NaOH el proceso de solubilización desprende calor y el vaso de precipitados suele calentarse. Por esta razón, antes de pasar la solución al matraz, debe colocarse el vaso de precipitados en un baño de agua hasta que alcance la temperaturaambiente.
2. Una vez fría la solución, pasar a un matraz aforado de capacidad adecuada utilizando un embudo,lavar el vaso con agua destilada (solvente), vertiendo el agua de lavados en el matraz hasta dos centímetros antes del aforo.
3. Completar el volumen hasta el aforo (enrasar) con ayuda de un gotero. Tapar e invertir para homogeneizar la mezcla.

4. Confeccionar la etiqueta, pegarla en el frasco y si es posible cubrirla con cinta de embalar transparente.
5. Transvasar el contenido del matraz al frasco definitivo y taparlo cuidadosamente.
6. Completar el informe y entregar al auxiliar.

A. SOLUCIONES A PREPARAR

Realizar los cálculos necesarios para la preparación de cada solución que a continuación se enuncian.

Realizar un diagrama de flujo para cada solución que se va a preparar.

1. Preparar 250 mL de solución acuosa de sacarosa (o azúcar) **1.5 % p/v**
2. Preparar 100mL de una solución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) **0.8 % p/v**
3. Preparar 80g de una solución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) **3% p/p**
4. Preparar 50 mL de una solución acuosa de etanol **2.8 %v/v**, a partir de una solución de etanol al **70% v/v**.
5. Preparar 25g de una solución acuosa de sacarosa **1.5 m**
6. Preparar 25 mL de una solución acuosa **0.10 M** de $MgSO_4 \cdot 7H_2O$

B. DILUCIONES

7. Preparar 50mL de una solución acuosa **0.20 M** de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
8. A partir de la solución acuosa 0.2 M de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, preparar 25 mL de una solución acuosa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ a **0.10 M**
9. A partir de la solución acuosa 0.2 M de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, preparar 25 mL de una solución acuosa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ a **0.05 M**
10. A partir de la solución acuosa 0.2 M de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, preparar 25 mL de una solución acuosa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ a **0.02 M**

DEJAR LA MESA DE TRABAJO LIMPIA Y SECA, SIN RESTOS DE REACTIVOS U OTRO MATERIAL UTILIZADO.
NO TIRAR SOLVENTES O DESECHOS SÓLIDOS EN LOS FREGADEROS.
NO DEJAR REACTIVOS DESTAPADOS.
NO DEJAR BOTELLAS CON SOLUCIONES PREPARADAS SIN ROTULAR.

➢ OBSERVACIONES

1. Cada solución preparada debe tener un rotulo o etiqueta para ser identificada correctamente.
2. La etiqueta que se confecciona debe incluir **en letra grande**:
   - SOLUTO (fórmula química)
   - CONCENTRACIÓN

- APELLIDO Y NOMBRE del autor del trabajo
- FECHA
- VOLUMEN PREPARADO

3. Debe consignarse, además, el número de la práctica en que será usada.
4. El matraz aforado **no debe calentarse** bajo ningún concepto, pues ello deterioraría su calibración.
5. Los frascos de plástico de alcohol medicinal son apropiados para guardar soluciones de hidróxido de sodio y no hace falta enjuagarlos, sino que basta dejarlos secar por escurrimiento.

5. RECOLECCION DE DATOS Y RESULTADOS

A. Presentar todos los cálculos necesarios para conocer las cantidades de soluto a medir o pesar en cada solución preparada.

B. Realice un **dibujo esquemático** de los pasos seguidos para preparar cada solución solicitada.

C. Haga los cálculos necesarios para completar la siguiente tabla:

Tabla 2. Concentraciones da soluciones.

Soluto	M	m	%p/p	%p/v	%v/v	ppm

NOTA: debe utilizar factores de conversión para cambiar de unidades de concentración en cada solución preparada.

6. DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Recolecte los residuos de esta práctica en una jarra, dentro del laboratorio. Para su disposición final, siga el procedimiento establecido en su Centro de Formación. Confinar y etiquetar en recipiente como sales inorgánicas todos los residuos. La solución de azúcar se puede descartar en el vertedero.

7. BIBLIOGRAFIA

- Química Analítica, Skoog/West/Holler Mc Graw Hill. México (2000).
- Chang, R. Química. Décima edición. Mc Graw Hill, 2010
- Padilla, I., y Torres, V. Química General en el Laboratorio. Segunda edición. Librería

Universal, Inc. Ediciones Riqueña, 2005.
- Harris, D. C. Análisis químico cuantitativo, Tercera edición (Sexta edición original), Editorial Reverté S. A., 2007, 2016.
- López Q RC, Implementación de la química sostenible en la asignatura laboratorio de química I del plan de estudio de química. Universidad Industrial de Santander, Bucaramanga 2010
- Alcázar FDJ, Fuentes GFA y otros, Manual de prácticas de laboratorio de química general, Editorial Universitaria de la Costa, Barranquilla 2015
- Gómez J, Escuela de Ingeniería Industrial Manual de Prácticas Laboratorio Química, Universidad Católica Andrés Bello – Guayana

8. ANEXOS

Listado de posibles soluciones a preparar

Nombre	% m/m*	Densidadg/mL	MM	Conc	Vol (mL)
$Al(NO_3)_3$	100	---	212,92	0,38 M	100
$FeCl_3 . 6 H_2O$	96	---	270,3	0,31 M	100
$K_2Cr_2O_7$	100	---	294,19	0,1 M	100
$Pb(NO_3)_2$	99	---	331,12	0,24 M	100
$AgNO_3$	99,8	---	169,88	0,12 M	100
KI	99	---	166,2	0,01 M	500
KI	99	---	166,2	0,5	250
NaOH	97	---	40	1 M	100
NaOH	97	---	40	4 M	250
NaOH	97	---	40	0,1 M	250
$AgNO_3$	99,8	---	169,87	0,1 M	250
$NaHCO_3$	100	---	84,01	10 %m/v	100
K_2CrO_4	100	---	194,19	0,24 M	100
K_2CrO_4	100	---	194,19	5 %m/v	100
$Na_2S_2O_3. 5H_2O$	99,5	----	248,17	0,001 M	500
KBr	100	---	119	0,5 M	100
$KBrO_3$	100	-----	166,96	0,04 M	500
NaCl	100	---	58,44	1 M	100
NaCl	100	---	58,44	3 %m/v	250
$K_3(Fe(CN)_6)$	99,4	---	329,26	0,1 %m/v	250
$CuSO_4 . 5 H_2O$	100	---	249,68	0,5 M	100
$CuSO_4 . 5 H_2O$	100	---	249,68	1 M	250
$ZnSO_4 . 7 H_2O$	100	---	287,56	1 M	250
HCl	37,25	1,19	36,46	4 M	50
HCl	37,25	1,19	36,46	0,1 M	500
CH_3COOH	99,1	1,048	60,05	5 %m/v	50
HNO_3	65	1,39	63,01	8 M	50
H_2SO_4	96,5	1,84	98,08	1 M	50

*****En solutos sólidos se habla de pureza y en solutos líquidos es concentración de la solución.