

TABLA DE CONTENIDOS

Carátula	1
Tabla de Contenidos	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Soluciones	6
Características de las soluciones	6
Clasificación de las soluciones	7
Unidades de concentración	8
Detalles Experimentales	10
Materiales y Reactivos	10
Procedimiento	11
Conclusiones	20
Bibliografía	21
Apéndice	22

INTRODUCCIÓN

Por medio del presente trabajo se quiere dar a conocer detalladamente las pautas para diferenciar cuando se forman o no las soluciones y además como hallar las concentraciones de estas por medio de la practica o la experimentación, para así poder establecer una relación entre los principios teóricos y los hechos experimentales, lo cual nos permitirá desarrollar habilidades y conocimientos en este campo y poder emplearlo en la solución de problemas de nuestra vida diaria.

OBJETIVOS

- Diferenciar la formación o no de soluciones
- Hallar la concentración de una solución
- Desarrollar habilidades para el trabajo en el laboratorio

PRINCIPIOS TEÓRICOS

SOLUCIONES

En química, una **solución o disolución** (del latín *disolutio*) es una mezcla homogénea, a nivel molecular de una o más especies químicas que no reaccionan entre sí; cuyos componentes se encuentran en proporción que varía entre ciertos límites.

Toda disolución está formada por una fase dispersa llamada soluto y un medio dispersante denominado disolvente o solvente. También se define disolvente como la sustancia que existe en mayor cantidad que el soluto en la disolución. Si ambos, soluto y disolvente, existen en igual cantidad (como un 50% de etanol y 50% de agua en una disolución), la sustancia que es más frecuentemente utilizada como disolvente es la que se designa como tal (en este caso, el agua). Una disolución puede estar formada por uno o más solutos y uno o más disolventes. Una disolución será una mezcla en la misma proporción en cualquier cantidad que tomemos (por pequeña que sea la gota), y no se podrán separar por centrifugación ni filtración.

Un ejemplo común podría ser un sólido disuelto en un líquido, como la sal o el azúcar disuelto en agua (o incluso el oro en mercurio, formando una amalgama)

CARACTERÍSTICAS DE LAS SOLUCIONES:

Son mezclas homogéneas

La cantidad de soluto y la cantidad de disolvente se encuentran en proporciones que varían entre ciertos límites. Normalmente el disolvente se encuentra en mayor proporción que el soluto, aunque no siempre es así. La proporción en que tengamos el soluto en el seno del disolvente depende del tipo de interacción que se produzca entre ellos. Esta interacción está relacionada con la solubilidad del soluto en el disolvente. Una disolución que contenga poca cantidad es una disolución diluida. A medida que aumente la proporción de soluto tendremos disoluciones más concentradas, hasta que el disolvente no admite más soluto, entonces la disolución es saturada. Por encima de la saturación tenemos las disoluciones sobresaturadas. Por ejemplo, 100g de agua a 0°C son capaces de disolver hasta 37,5g de NaCl (cloruro de sodio o sal común), pero si mezclamos 40g de NaCl con 100g de agua a la temperatura señalada, quedará una solución saturada.

Sus propiedades físicas dependen de su concentración:

- a) Disolución HCl (ácido clorhídrico) 12 mol/L Densidad = 1,18 g/cm³
- b) Disolución HCl (ácido clorhídrico) 6 mol/L Densidad = 1,10 g/cm³

Sus componentes se separan por cambios de fases, como la fusión, evaporación, condensación, etc.

Tienen ausencia de sedimentación, es decir al someter una disolución a un proceso de centrifugación las partículas del soluto no sedimentan debido a que el tamaño de las mismas son inferiores a 10 Ångstrom (°A) .

El hecho de que las disoluciones sean homogéneas quiere decir que sus propiedades son siempre constantes en cualquier punto de la mezcla. Las propiedades que cumplen las disoluciones se llaman propiedades coligativas.

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES

POR SU ESTADO DE AGREGACIÓN		POR SU CONCENTRACIÓN
sólidas	<p>sólido en sólido: aleaciones como zinc en estaño (latón);</p> <p>gas en sólido: hidrógeno en paladio;</p> <p>líquido en sólido: mercurio en plata (amalgama).</p>	<p>No saturada; es aquella en donde la fase dispersa y la dispersante no están en equilibrio a una temperatura dada; es decir, ellas pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación. Ej.: a 0°C 100g de agua disuelven 37,5 NaCl, es decir, a la temperatura dada, una disolución que contengan 20g NaCl en 100g de agua, es no saturada.</p>
líquidas	<p>líquido en líquido: alcohol en agua;</p> <p>sólido en líquido: sal en agua (salmuera);</p> <p>gas en líquido: oxígeno en agua</p>	<p>Saturada: en esta disolución hay un equilibrio entre la fase dispersa y el medio dispersante, ya que a la temperatura que se tome en consideración, el solvente no es capaz de disolver más soluto. Ej.: una disolución acuosa saturada de NaCl es aquella que contiene 37,5g disueltos en 100g de agua 0°C.</p>
gaseosas	<p>gas en gas: oxígeno en nitrógeno;</p> <p>gas en líquido: gaseosas, cervezas;</p> <p>gas en sólido: hidrógeno absorbido sobre superficies de Ni, Pd, Pt, etc.</p>	<p>sobre saturada: representa un tipo de disolución inestable, ya que presenta disuelto más soluto que el permitido para la temperatura dada. Para preparar este tipo de disolución se agrega soluto en exceso, a elevada temperatura y luego se enfría el sistema lentamente. Esta disolución es inestable, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso existente precipita; de igual manera sucede con un cambio brusco de temperatura.</p>

En función de la naturaleza de solutos y solventes, las leyes que rigen las disoluciones son distintas.

Sólidos en sólidos: Leyes de las disoluciones sólidas.

Sólidos en líquidos: Leyes de la solubilidad.

Sólidos en gases: Movimientos brownianos y leyes de los coloides.

Líquidos en líquidos: Tensión interfacial.

Gases en líquidos: Ley de Henry.

Por la relación que existe entre el soluto y la disolución, algunos autores clasifican las soluciones en **diluidas** y **concentradas**, las concentradas se subdividen en saturadas y sobre saturadas. Las diluidas, se refieren a aquellas que poseen poca cantidad de soluto en relación a la cantidad de disolución; y las concentradas cuando poseen gran cantidad de soluto. Es inconveniente la utilización de esta clasificación debido a que no todas las sustancias se disuelven en la misma proporción en un determinada cantidad de disolvente a una temperatura dada. Ej: a 25°C en 100g de agua se disuelven 0,000246g de BaSO₄. Esta solución es concentrada (saturada) porque ella no admite más sal, aunque por la poca cantidad de soluto disuelto debería clasificarse como diluida. Por ello es más conveniente clasificar a las soluciones como no saturadas, saturadas y sobre saturadas.

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES

En química, para expresar cuantitativamente la proporción entre un soluto y el disolvente en una disolución se emplean distintas unidades: molaridad, normalidad, molalidad, formalidad, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción molar, partes por millón, partes por billón, partes por trillón, etc. También se puede expresar cualitativamente empleando términos como diluido, para bajas concentraciones, o concentrado, para altas.

a) Porcentaje peso a peso (% P/P): Indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \text{ P/P} = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

b) Porcentaje volumen a volumen (% V/V): Se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \text{ V/V} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de la solución}} \times 100$$

c) **Porcentaje peso a volumen (% P/V):** Indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.

$$\% \text{ P/V} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{ml de la solución}} \times 100$$

d) **Fracción molar (Xi):** Se define como la relación entre las moles de un componente y las moles totales presentes en la solución.

$$X_{\text{sto}} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}} \quad X_{\text{ste}} = \frac{\text{Moles de solvente}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{sto}} + X_{\text{ste}} = 1$$

e) **Molaridad (M):** Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. Una solución 3 molar (3M) es aquella que contiene tres moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

f) **Molalidad (m):** Es el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente. Una solución formada por 36.5 g de ácido clorhídrico, HCl, y 1000 g de agua es una solución 1 molal (1 m)

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 1 soporte universal con pinza
- 2 lunas de reloj
- 1 vaso de 250 mL y 1 vaso de 100 mL
- 1 probeta de 100 mL
- 1 fiola de 250 mL y 2 fiolas de 100 mL
- 1 bureta de 50 mL
- 2 matraces Erlenmeyer de 250 mL
- 2 baguetas.
- 1 balanza digital

Reactivos:

- Hidróxido de Sodio
- Carbonato de Calcio
- Cloruro de Sodio
- Ácido Clorhídrico
- Indicadores: Fenolftaleina y Anaranjado de Metilo

PROCEDIMIENTO

A) Preparación de NaCl al 10% P/P

En una balanza se colocó luna de reloj se determinó el peso de esta y luego se echó NaCl, se aseguró que pesara 2g. Se colocó la sal en el vaso. Luego se añadió 18ml de agua destilada y se procedió a disolver el soluto.



$$W_{\text{sol}} = W_{\text{H}_2\text{O}} + W_{\text{NaCl}}$$

Como la densidad del $\text{H}_2\text{O} = 1\text{g/mL}$

$$W_{\text{sol}} = 18\text{g} + 2\text{g}$$

$$W_{\text{sol}} = 20\text{g}$$

B) Preparación de una solución de NaCl al 2% P/V

En un vaso limpio y seco de 100mL se pesó 5g de NaCl y se completó hasta un volumen de 250ml de agua destilada para disolver el soluto.



$$\frac{w}{250} \times 100 = 2\%$$

$$w = 5g$$

C) Preparación de 250ml NaOH 0,1M

1. En un vaso limpio y seco de 100mL se pesó 1g de NaOH 0,1M y luego se añadió 20mL de agua destilada para disolver el soluto.



$$0,1 = \frac{nNaOH}{0,25}$$

$$nNaOH = 0,025 = \frac{wNaOH}{MNaOH}$$

$$wNaOH = 1g$$

2. Luego el contenido se trasvasó a una fiola hasta completar el volumen a 250mL



3. Para que no quede residuos se tuvo que enjuagar el vaso Erlenmeyer y verter esta agua en la fiola, este paso se repitió dos veces.

4. Luego se completó los 250mL con agua destilada procurando que el menisco coincidiera con la marca de 250mL

5. Por último para culminar esta parte se procedió a agitar la fiola para homogenizar la solución.

D) Preparación de 250ml de una solución de HCl 0,1N aproximadamente.

$$0,1N = 0,1M$$

$$0,1 = \frac{n}{0,25}$$

$$n = 0,025$$

$$n = \frac{w}{36,5}$$

$$0,025 = \frac{w}{36,5}$$

$$w = 0,9125g$$

Luego calculamos el peso de HCl comercial

100g HCl comercial 37,25g HCl puro
 w HCl comercial 0,9125g HCl puro

w HCl comercial = 2,45g

Luego calculamos el volumen de HCl mediante la fórmula de densidad

$$\rho = \frac{2,45}{V}$$

$$1,18 = \frac{2,45}{V}$$

$$V = 2,07\text{mL}$$

En este caso usaremos 2,1mL

Entonces:

Para preparar 250ml de HCl 0.1 N se necesitará 2,1 mL de HCl concentrado, el resto agua destilada hasta completar los 250ml, es decir, 247.9 mL de H₂O

NOTA:

Los 2,1 mL de HCl se midió con la bureta y se vertió en la fiola de 250ml, se enjuagó el vaso para no dejar residuos; este líquido de enjuague se vertió en la fiola. El volumen restante se completó con agua destilada.



E) Preparación de 100ml de una solución estándar de Na₂CO₃ 0,1N

$$N = M \times \theta$$

$$0,1 = M \times 2$$

$$M = 0,05$$

$$0,05 = \frac{n}{0,1}$$

$$n = 0,005$$

$$n = \frac{w}{106}$$

$$0,005 = \frac{w}{106}$$

$$w = 0,53 \text{ g}$$

1. En un vaso limpio y seco de 100ml se pesó exactamente 0,53g de Na₂CO₃ anhidro. En este caso consideraremos 0,5g

Luego:

$$0,047 = \frac{n}{0,1}$$

$$n = 0,0047$$

$$n = \frac{w}{106}$$

$$0,0047 = \frac{w}{106}$$

$$w = 0,5 \text{ g}$$

2. Luego se agregó 50ml de agua destilada y se procedió a disolver con la bagueta los 0,5 g de Na₂CO₃

3. Trasvasamos la solución a una fiola de 250ml y lo completamos hasta la marca de 250ml

4. Luego se agitó la fiola para homogenizar la solución.

Calculamos la normalidad:



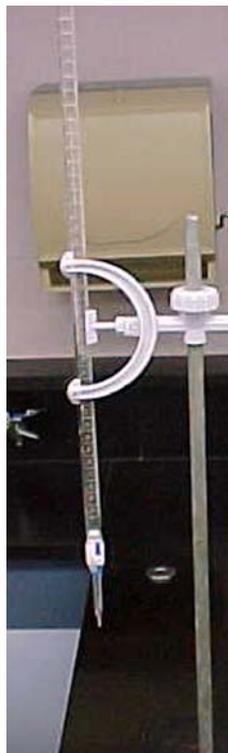
$$N = M \times \theta$$

$$N = 0,047 \times 2$$

$$N = 0,094$$

F) Estandarización de la solución de HCl aproximadamente 0.1N con solución patrón de Na₂CO₃

1. Se llenó la bureta de 50ml con HCl 0,1N preparado en (D) evitando que se formen burbujas.
2. Luego se colocó la bureta fijada a una grampa para bureta en el soporte universal.



3.-Se fijó un volumen exacto de HCl, para ello se tuvo que verter una cantidad necesaria en el matraz Erlenmeyer.

4.-El volumen inicial fijado fue en la marca de 25ml.

5.-Luego de botar el HCl que se extrajo de la bureta y lavar el vaso, se procedió a verter 10ml de Na₂CO₃ en el matraz Erlenmeyer.

6.-Se agregó a esta solución 2 gotas de indicador anaranjado de metilo.

7.-Luego se procedió a neutralizar la base, esto se logró echando gota a gota HCl de la bureta al vaso con Na₂CO₃

8. Cuando la solución se tornó de un color anaranjado encendido, inmediatamente se cerró la llave de la bureta.



Cambio de color



Observación:

Si el color cambiaba a rojo pálido, esto indicaba que la cantidad de HCl utilizado para neutralizar la solución se había excedido en cantidad y era necesario repetir el proceso. Ahora si se considera este volumen de HCl, los resultados a la hora de calcular la normalidad del ácido serían erróneos.

9. La marca de HCl que quedaba en la bureta fue: 35,5 mL (volumen usado)

Con estos datos hallamos el volumen desalojado de HCl

$$V \text{ desalojado} = V \text{ final} - V \text{ inicial} = 35,5 \text{ mL} - 25 \text{ mL} = 10,3 \text{ mL}$$

Luego hallamos la normalidad del ácido

Por la neutralización:

$$N \text{ ácido} \times V \text{ ácido} = N \text{ Na}_2\text{CO}_3 \times V \text{ Na}_2\text{CO}_3$$

$$N \text{ ácido} \times 10,3 \text{ mL} = 0,1 \text{ N} \times 10 \text{ mL}$$

$$N \text{ ácido} = 0,097 \text{ N}$$

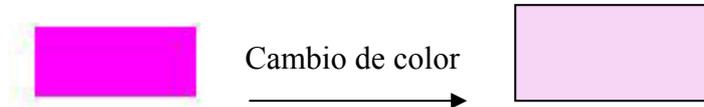
G) Valoración de solución de NaOH aproximadamente 0,1M con la solución de HCl estandarizada.

1. Con la misma bureta llena con HCl, determinamos un nuevo volumen exacto, este volumen fue de 36ml.

2. Luego se agregó al matraz Erlenmeyer 10 mL de NaOH y seguidamente 2 gotas de Fenolftaleina. Por ser una base, la solución se tiñó de un color violeta.

3. Se procedió luego a dejar caer gota a gota HCl de la bureta en el vaso y fue necesario siempre estar agitando la solución.

Cuando se notaba la desaparición del color grosella, se procedió a cerrar la llave de la bureta. El cambio de color me indica que la solución se ha neutralizado.



Observación:

Apenas se dio el cambio, se paró de echar HCl. En caso contrario si hubiéramos seguido agregando HCl, el volumen de HCl que consideraríamos para nuestros cálculos sería erróneo y nos veríamos en la necesidad de repetir el proceso de neutralización.

4.-Medimos la nueva a marca de la buseta, esta fue: 45,6ml

5.-Con el volumen inicial y el volumen final se halló el volumen de HCl utilizado para la neutralización.

$$V \text{ desalojado} = V \text{ final} - V \text{ inicial} = 45,6 \text{ mL} - 36 \text{ mL} = 9,6 \text{ mL}$$

Luego hallamos la normalidad de la base

Por la neutralización

$$N \text{ base} \times V \text{ base} = N \text{ ácido} \times V \text{ ácido}$$

$$N \text{ base} \times 10 \text{ mL} = 0,1N \times 9,6 \text{ mL}$$

$$N \text{ base} = 0,096N$$

CONCLUSIONES

En síntesis podemos decir que las Soluciones son de suma importancia ya que se forman y las formamos a diario en nuestra vida y son la base de la realización de algunas de nuestras actividades como por ejemplo la alimentación, ya que aquí se tiene muy en cuenta la concentración y de que están formados algunas bebidas o alimentos que se nos venden o nosotros mismos preparamos

- Como fue de esperar pudimos comprobar que toda la teoría que sabíamos y estudiamos, se cumple en la vida, ya que todas las soluciones tienen diversas características o propiedades como dicen los libros y las personas que conocen el tema, lo cual nos ha permitido reconocer y diferenciar bien cuando se forma o no una solución.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Química General 8th – Petrucci, Harwood, Herring
- ✓ Química - Estructura y Dinámica (J. M. Spencer, G. M. Bodner L. H. Rickard)
- ✓ La teoría y la práctica en el laboratorio de Química General – Konigsberg
Fainstein Mina
- ✓ Cuaderno N° 1 “Preparación para la Olimpiada Peruana de Química 2006 –
PUCP”

APENDICE

1. ¿Cuáles son las condiciones que debe cumplir una solución estándar?

Las condiciones a cumplir son las siguientes:

- Tienen composición conocida. Es decir, se ha de conocer la estructura y elementos que lo componen, lo cual servirá para hacer los cálculos estequiométricos respectivos.
- Deben tener elevada pureza. Para una correcta estandarización se debe utilizar un patrón que tenga la mínima cantidad de impurezas que puedan interferir con la titulación.
- Debe ser estable a temperatura ambiente. No se pueden utilizar sustancias que cambien su composición o estructura por efectos de temperaturas que difieran ligeramente con la temperatura ambiente ya que ese hecho aumentaría el error en las mediciones.
- Debe ser posible su secado en estufa. Además de los cambios a temperatura ambiente, también debe soportar temperaturas mayores para que sea posible su secado. Normalmente debe ser estable a temperaturas mayores que la del punto de ebullición del agua.
- No debe absorber gases. Ya que este hecho generaría posibles errores por interferentes así como también degeneración del patrón.
- Debe reaccionar rápida y estequiométricamente con el titulante. De esta manera se puede visualizar con mayor exactitud el punto final de las titulaciones por volumetría y además se puede realizar los cálculos respectivos también de manera más exacta.
- Debe tener un peso equivalente grande. Ya que este hecho reduce considerablemente el error de la pesada del patrón.

2. ¿Qué son soluciones valoradas y cual es la ventaja de su uso?

Las soluciones valoradas son aquellas que no tienen una concentración exactamente conocida, es decir se preparan como los calculan en el papel pero a la hora de prepararlas y puedes tener un error con una pipeta o midiendo un volumen o pesando, y puedes tener variación de la concentración para ello, valoras la solución con otra ala cual ya se le conoce exactamente la concentración, a través de un indicador se procede a titular con la otra solución y obtenemos un volumen el cual mediante la siguiente ecuación la podemos calcular:

$$V_a \times N_a = V_b \times N_b$$

V_a = volumen del ácido

N_a = normalidad del ácido

V_b =volumen de la base

N_b = normalidad de la base

Despejas la normalidad que te interesa y listo, ya conoces la concentración de la solución valorada. A este proceso se le llama titulación.

3. Preparar 500 mL de una solución de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ 0.10M ¿Cuántos gramos de sacarosa se tiene que usar? ¿Qué pasos tendrías que seguir para preparar la solución?

$$0,1 = \frac{n_{C_{12}H_{22}O_{11}}}{0,5}$$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,05$$

$$w_{C_{12}H_{22}O_{11}} = n_{C_{12}H_{22}O_{11}} \times MC_{C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$w_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,05 \times 342$$

$$w_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 17,1g$$

PASOS A SEGUIR PARA SU PREPARACION:

1. Con ayuda de una balanza tomamos 17.1g de sacarosa.
 2. Luego procedemos a verter este a una probeta.
 3. Luego agregamos agua hasta enrazar a 500 mL, cabe recalcar ese volumen también contiene el de soluto (sacarosa).
 4. Finalmente habremos obtenido una solución de sacarosa 0,1M.
4. ¿Cuántos mililitros de solución acuosa de HCl 12N hay que utilizar para preparar 500 mL de solución de HCl 0.1M? ¿Cómo se debe preparar la solución?

$$V_{HCl} \times 12 = 0,5 \times 0,1$$

$$V_{HCl} = 0,0417$$

PASOS A SEGUIR PARA SU PREPARACION:

1. Con ayuda de una pipeta tomo 4.17 mL de una solución de HCl 12N
2. Luego procedo a verterlo sobre un matraz.
3. Después le agrego al contenido 495.83 mL de agua destilada para bajar su concentración
4. Finalmente obtengo como resultado 500 mL de una solución 0.1M.

5. El ácido sulfúrico concentrado al 95% en masa ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 hay en 800 gramos del ácido? ¿cuantos mililitros del ácido hay que emplear para proveer 800gramos de H_2SO_4 ? ($D_{H_2SO_4} = 1,84g/ mL$)

$$WH_2SO_4 = 800 \times 0,95 = 760g$$

$$V = \frac{760}{1,84}$$

$$V = 413,04mL$$

6. ¿Qué es un indicador de acido-base y para que se utiliza? Menciones 3 ejemplos

- El indicador es un medidor del Ph en las bases o ácidos, resulta que este indicador puede ser un papel llamado indicador universal o unos líquidos colorantes en los que se encuentra el naranja de metilo. Las bases y los ácidos tienen un índice de medición que va del 0 al 14 de acuerdo a su nivel de Ph, y el 7 es neutro. Para abajo del 7 son ácidos por lo que mientras menos nivel de Ph tenga mas ácido va a ser, y las bases van del 7 hacia arriba. Actualmente existen unos medidores más potentes y eléctricos que te dan con precisión el nivel de Ph, estos se llaman Ph-metros o Ph-metros. Acabo de tener un examen de esto, espero que te guste mi respuesta.
- Por ejemplo tenemos a la fenoltaleina que al entrar en contacto con las bases se torna de un color violeta o rosado.
- Las bases cambian el papel tornasol de rosado a azul, el anaranjado de metilo de anaranjado a amarillo y la Fenolftaleina de incolora a rosada fucsia.
- Los ácidos cambian el color del papel tornasol azul a rosado, el anaranjado de metilo de anaranjado a rojo y deja incolora a la Fenolftaleina.