



TRABAJO DE QUÍMICA. PRACTICA LABORATORIO

TEMA: LAS SOLUCIONES

TABLA DE CONTENIDO

- Introducción
- Logros
- Fundamento Teórico

3.1. Soluciones

3.2. Características de la soluciones.

3.3 Clasificación de las soluciones.

3.4 Unidades de concentración de soluciones.

3.4.1. Porcentaje peso a peso.

3.4.2. Porcentaje peso a volumen.

3.4.3. Porcentaje volumen a volumen.

3.4.4. Molaridad.

3.4.5. Molalidad.

3.4.6. Formalidad.

3.4.7. Normalidad.

3.4.8. Fracción Molar.

3.5. Resumen general Del Fundamento teórico.

- Materiales y Reactivos

4.1. Reactivos

4.2. Implementos

- Procedimiento
- Resultados e Informe

6.1. Tabla de datos

6.2. Con los datos registrados en la anterior tabal calcule:

6.2.1. Molaridad

6.2.2. Molalidad

6.2.3. Normalidad

6.2.4. % peso a peso

6.2.5. % peso a volumen

6.3. Realice los cálculos; describa el procedimiento y prepare las siguientes soluciones:

6.3.1. 100 cm³ de NaCl al 5% P/V

6.3.2. 100 cm³ de solución de KmnO₄ 0.1 M

6.4. Clasifique las soluciones según la relación entre soluto y solvente.

- Conclusión.
- Bibliografía.

1. 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 práctica 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.



2. LOGROS

Diferenciar la formación o no de soluciones

Hallar la concentración de una solución

Desarrollar habilidades para el trabajo en el laboratorio

3. FUNDAMENTO TEORICO

3.1 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)

3.2 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.

3.3 CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES

POR SU ESTADO DE AGREGACIÓN		POR SU CONCENTRACIÓN
sólidas	sólido en sólido: aleaciones como zinc en estaño (latón); gas en sólido: hidrógeno en paladio; líquido en sólido: mercurio en plata (amalgama).	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.

líquidas	líquido en líquido: alcohol en agua; sólido en líquido: sal en agua (salmuera); gas en líquido: oxígeno en agua	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.
-----------------	--	---

gaseosas	gas en gas: oxígeno en nitrógeno; gas en líquido: gaseosas, cervezas; gas en sólido: hidrógeno absorbido sobre superficies de Ni, Pd, Pt, etc.	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.
-----------------	---	---

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.

3.4 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.

3.4.1 PORCENTAJE PESO A PESO:

Nos indica los gramos de soluto por cada 100 gramos de solución.

Gramos de soluto

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

Gramos de solución

3.4.2 PORCENTAJE PESO A VOLUMEN:

Nos indica los gramos de soluto por cada 100 ml de solución y esta dado por la siguiente ecuación:

Gramos de soluto

$$\% \text{ P/V} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Mililitros(ml) de solución}} \times 100$$

Mililitros(ml) de solución

3.4.3 PORCENTAJE VOLUMEN A VOLUMEN:

Nos indica los ml de soluto por cada 100 ml de la solución y esta dado por al siguiente ecuación:

Volumen del soluto

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

Volumen de solución

Esta unidad suele usar para mezclas gaseosas en las que el volumen es un parámetro importante a tener en cuenta.

3.4.4 MOLARIDAD

La **molaridad (M)** es el número de moles de soluto por litro de solución. Por ejemplo, si se disuelven 0,5 moles de soluto en 100 mL de solución, se tiene una concentración de ese soluto de 5,0 M (5,0 molar). Para preparar una disolución de esta concentración normalmente se disuelve primero el soluto en un volumen menor, por ejemplo 30 mL, y se traslada esa disolución a un matraz aforado, para después rellenarlo con más disolvente hasta los 100 mL.

Moles de soluto

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

Volumen de solución

La molaridad es el método más común de expresar la concentración en química sobretodo cuando se trabaja con reacciones químicas y relaciones estequiométricas. Sin embargo, tiene el inconveniente de que el volumen cambia con la temperatura.

3.4.5 MOLALIDAD

La **molalidad (m)** es el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente. Para preparar soluciones de una determinada molalidad en un soluto, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede hacer en un vaso de precipitados y pesando con una balanza analítica, previo peso del vaso vacío para poderle restar el correspondiente valor.

Moles de soluto

m = -----

Kilogramos de solvente

La principal ventaja de este método de medida respecto a la molaridad es que como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión.

Esta unidad es menos empleada que la molaridad.

3.4.6 FORMALIDAD:

La **formalidad (F)** es el número de peso-fórmula-gramo por litro de solución.

PFG

F = -----

volumen (litro solución)

3.4.7 NORMALIDAD:

La **normalidad (N)** es el número de equivalentes de soluto por litro de disolución.

equi – gr – sto

N = -----

Volumen del soluto

3.4.8 FRACCION MOLAR:

Indica la relación existente entre el numero de moles de soluto y solvente en la solución y esta dada por las siguientes ecuaciones:

n1 n1

X1 = ----- X1 = -----

n3 n1 + n2

n2 n2

X2 = ----- X2 = -----

n3 n1 + n2

n1 + n2 = n3 X1 + X2 = 1

• RESUMEN GENERAL DEL FUNDAMENTO TEÓRICO

4. MATERIALES Y REACTIVOS

Para la practica o experimentación Sobre soluciones se utilizaron los siguientes elementos:

4.1 REACTIVOS:

- **Carbón**
- **Azúcar**
- **Agua**
- **NaCl (sal común)**
- **Almidón**

5.2 IMPLEMENTOS:

- **Tubos de ensayo**
- **Pipeta**
- **Balanza**
- **Mechero de Gas**
- **Espátula**
- **Beaker**
- **Pinza con Nuez**
- **Vidrio de reloj**

5. PROCEDIMIENTO

- – con la ayuda de una pipeta se colocaron en cuatro tubos de ensayo 10 cm³ (10 ml) de agua.
 - Se peso 0.1 g de sal común (NaCl) con ayuda de la balanza, esta cantidad de dicha sustancia se introdujo en uno de los tubos de ensayo y se agitó hasta que se formo una mezcla homogénea semitransparente.
 - Se tomo también el peso de 0.1 g de azúcar en la balanza y luego se introdujo en otro de los 4 tubos de ensayo el cual se agito hasta que se diluyo totalmente la sustancia introducida la solución tomo un color un poco mas transparente que la del agua y la sal.
 - Con ayuda de una espátula raspamos un pedazo de carbón entero para obtener carbón en polvo, luego se peso 0.1 g de este y se introdujo en el tercer tubo de ensayo, seguidamente se agito hasta obtener una mezcla homogénea de color negro.
 - A continuación pesamos 0.1 g de almidón y lo agregamos al tubo sobrante al cual también lo agitamos hasta obtener una mezcla homogénea de color blancuzco.
 - Para finalizar tomamos el tercer tubo con carbón en polvo y agua y se puso a calentar con ayuda del mechero. Al pasar un momento comenzamos a ver como el Carbón se precipitaba, después filtramos esto y pudimos ver que el agua quedo separada del carbón.
- – Pesamos un vidrio de reloj y en el introducimos 5 ml de solución de NaCl
 - luego pesamos el vidrio del reloj con la solución.
 - Mas tarde evaporamos el solvente colocando el vidrio de reloj con la solución sobre un beaker con agua que se encontraba en ebullición.
 - Cuando se evaporo todo el solvente retiramos el vidrio del reloj tomamos su peso y vimos que en el había quedado El NaCl que contenía la solución.

6. RESULTADOS E INFORMES

6.1 TABLA DE DATOS

A continuación se muestran los datos provenientes de la parte 2 del experimento:

OBJETO O SUSTANCIA	CANTIDAD
Peso Vidrio de reloj	35 g
Peso vidrio de reloj con solución	40,05 g
Peso NaCl	0,05 g
Volumen solución	5 ml = 0.005 L
Peso solución (P. Vidrio con solución – P. vidrio)	40,05 g – 35 g = 5,05 g
Peso agua (P. Solución – P. NaCl)	5,05 g – 0,05 g = 5 g = 0.005 Kg

6.2 CON LOS DATOS REGISTRADOS EN LA ANTERIOR TABLA CALCULE:

6.2.1 MOLARIDAD:

Moles de soluto

M = -----

Volumen de solución

n W.g 0.05 g

M = ----- ; n = ----- = ----- = 0,00085 mol

V(L) P.m 58,45 g / mol

0.00085 mol

M = ----- = 0,17 mol/ L = 0.17 M

0.005 L

6.2.2 MOLALIDAD:

Moles de soluto

m = -----

Kilogramos de solvente

0.00085 mol

m = ----- = 0.17 mol / Kg.

0.005 Kg.

6.2.3 NORMALIDAD:

equi – gr – sto

$$N = \text{-----}$$

Volumen del soluto

Wg

P.m

$$\# \text{ equi – gr – sto} = \text{-----} ; P - \text{Equi – gr – sto} = \text{-----}$$

$$P - \text{Equi – gr – sto} E$$

58,45

$$P - \text{Equi – gr – sto} = \text{-----} = 58,45$$

1

0,05 g

$$\# \text{ equi – gr – sto} = \text{-----} = 0.00085 \text{ Equi – gr – sto}$$

58,45 g

$$0.00085 \text{ Equi – gr – sto}$$

$$N = \text{-----} = 0.17 \text{ Equi – gr – sto /L}$$

0.005 L

6.2.4 % PESO A PESO:

Gramos de soluto

$$\% P/P = \text{-----} \times 100$$

Gramos de solución

0,05 g

$$\% P/P = \text{-----} \times 100 = 0.0099 \times 100 = 0.9 \%$$

5.05 g

6.2.5 % PESO A VOLUMEN:

Gramos de soluto

$$\% P/V = \text{-----} \times 100$$

Mililitros (ml) de solución

0.05

$$\% \text{ P/V} = \frac{0.05}{5} \times 100 = 0,01 \times 100 = 1 \%$$

5

6.3. REALICE LOS CALCULOS; DESCRIBA EL PROCEDIMIENTO Y PREPARE LAS SIGUIENTES SOLUCIONES:

6.3.1 100 cm³ de NaCl al 5% P/V

Para realizar esta solución debemos tomar 5 g de NaCl y mezclarlo con 100 ml de agua, ya que el porcentaje peso volumen indica el número de gramos del soluto por cada 100 ml (100 cm³) de agua.

6.3.2 100 cm³ de solución de KMnO₄ al 0.1 M

Para realizar esta solución se toman 1,5804 g de KMnO₄ y se mezclan con 0.1 L de agua o solvente, ya que la molaridad nos indica los moles de soluto por cada litro de solución y teniendo el número de moles podemos hallar los gramos.

6.4. CLASIFIQUE LAS SOLUCIONES SEGÚN LA RELACION SOLVENTE Y SOLUTO.

Las soluciones preparadas en el laboratorio las podemos clasificar como soluciones de tipo diluidas ya que a todas se les suministro una muy pequeña cantidad de soluto con respecto a la cantidad del agua (solvente).

• CONCLUSIÓN



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

Para la creación de este trabajo se tuvo como base la teoría encontrada en los siguientes libros y sitios web:

- www.wikipedia.com (Enciclopedia Libre)
- www.monografias.com
- Enciclopedia Microsoft Encarta 2005
- Diccionario enciclopédico Castells.
- Algunos documentos encontrados en Internet con ayuda del buscador www.google.com

9

17

SOLUCIONES

Mezcla físicamente homogénea de 2 o mas componentes entre los cuales existe un grado de solubilidad.

DEFINICIÓN

Clasificación según la relación soluto y solvente (concentración)

DILUIDA

CONCENTRADA

SATURADA

SOBRESATURADA

Pequeña cantidad de soluto.

Características

Características

Características

Características

Alto contenido de soluto.

Por efecto de la temperatura se puede lograr diluir mayor soluto que el tope de saturación.

Cuando la cantidad del soluto es la máxima que puede diluir el solvente.

UNIDADES DE CONCENTRACION

UNIDADES FISICAS

UNIDADES QUIMICAS

Molaridad

porcentaje volumen a volumen

porcentaje peso a volumen

porcentaje peso a peso

Partes por millon

Fracción molar

Molalidad

Normalidad

Formalidad

PESO MOLECULAR

NaCl

Na = 23

Cl = 35,45

—————

58,45