

Objetivos

Preparar soluciones de concentración requerida, a partir de especificaciones de reactivos de alta pureza.

Valorar una solución ácida por medio de titulación, aplicando el principio de equivalencia.

Titular una solución básica a partir de la solución valorada.

RESUMEN

Se calculó la cantidad de volumen de HCl necesario para preparar 100 ml de solución 0.5 N. Se colocó el volumen de ácido concentrado en un matraz aforado de 100 ml, se le agregó agua destilada, se tapó el matraz y se agitó la solución hasta homogeneizar.

2.. Se calculó la cantidad necesaria de NaOH para preparar 100 ml de solución 0.5 M. Se pesó en la balanza la cantidad de NaOH; Se agregó agua hasta el aforo, se tapó el matraz y se agitó la solución hasta homogeneizar.

Se pesaron tres muestras de 0.3 gr. de NaOH (anhidro) y se colocó cada muestra en cada matraz, se agregaron 20 ml de agua destilada diluyendo completamente, después se agregaron gotas de anaranjado de metilo como indicador.

Se colocaron 20 ml de la solución de NaOH en dos distintos matraces, se agregaron tres gotas de fenoftaleína como indicador.

Introducción Teórica.

En el método de clasificación de la materia que se basa en la composición. Se considera que una muestra dada de material puede ser una sustancia pura o una mezcla. El termino sustancia pura se refiere a un material cuyas partes tienen la misma composición y que tiene un conjunto exclusivo y definido de propiedades. En contraste, una mezcla consta de una o mas sustancias y tiene una composición arbitraria. Las propiedades de la mezcla no son características, sino que dependen de su composición.

Cuando se dispersan íntimamente varias sustancias que no reaccionan entre si, se obtienen tres tipos de mezcla:

A) groseras como una sal y azúcar.

B) coloidal, como una arcilla fina que se agita en agua.

C) una solución verdadera, que se obtienen cuando una sustancia como el azúcar se disuelve en agua.

En el caso a), las partículas individuales, son discernibles fácilmente y separables por algún procedimiento mecánico, en el caso b), aunque las partículas son mucho mas finas y la heterogeneidad no es tan clara, la dispersión, sin embargo no es homogénea. Por otra parte en el caso c), los constituyentes no pueden separarse por procedimientos mecánicos y cada parte de la solución es idéntica a otra; es decir, una solución verdadera constituye una fase homogénea. El termino homogéneo indica que el sistema contiene limites físicos y propiedades intensivas las que son independientes de la cantidad de material, como la concentración, la densidad y la temperatura.

Las soluciones carecen de composición definida, sin embargo, para la mayoría de las soluciones hay cierto límite de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente a una temperatura dada. Conviene referirse a la sustancia que se disuelve como al soluto, y aquella en la que tiene lugar la solución como al solvente.

En la solubilidad de sólidos en líquidos, cuando estos se encuentran en gran exceso con relación a los primeros, no existe ambigüedad en estos términos, es decir, el sólido es el soluto y el líquido es el solvente. Pero, cuando tratamos con solubilidades de líquidos, como acetonas en agua o dioxano en agua, que se disuelven entre sí en cualquier proporción, es difícil diferenciar al soluto del solvente. Estos términos se usan cuando hay ambigüedad de significados.

Una solución que contiene a una temperatura dada tanto soluto como puede disolver se dice que es saturada, cualquier solución que tiene una cantidad mayor se llama sobresaturada, este último tipo de solución existe únicamente en deficiencia de solvente y es sumamente inestable, pues la simple agitación de una diminuta cantidad de soluto basta siempre para provocar la precipitación del exceso de este. Para conocer el estado de una solución con respecto a la saturación, basta agregar a aquella un poco de soluto, si este se disuelve más, y hay precipitación, la solución original estaba sobresaturada. La solubilidad depende de la temperatura la mayoría de los sólidos se disuelven más en líquidos a altas que a bajas temperaturas, mientras que los gases se disuelven más en líquidos fríos que en calientes.

El estudio de las soluciones es de gran importancia debido a que casi todos los procedimientos químicos y biológicos interesantes y útiles tienen lugar en soluciones líquidas. En general, una solución se define como una mezcla homogénea de dos o más componentes que forman una sola fase. En todo estudio cuantitativo de las soluciones es necesario saber la cantidad de soluto disuelto en un solvente o la concentración de la solución. La forma de expresar la concentración de una solución quedará determinada por el empleo que se de a la misma.

La concentración de una solución se puede expresar de la siguiente manera:

A) la cantidad de soluto por unidad de volumen de solución,

B) la cantidad de soluto por cantidad unitaria de disolvente.

El primero de estos métodos encuentra su mayor aplicación en los procedimientos analíticos, donde el volumen de una solución normal es el factor esencial de los cálculos y los procedimientos experimentales. En fisicoquímica, sin embargo suelen ser más conveniente expresar las concentraciones en función de la cantidad de soluto por cantidad unitaria de disolvente.

Las unidades de concentración, son las siguientes:

Porcentaje en peso (% peso):

El porcentaje en peso de un soluto en una solución se define como:

$$\% \text{ peso} = [(\text{peso del soluto}) / (\text{peso del soluto} + \text{peso del disolvente})] * 100$$

$$= [(\text{peso del soluto}) / (\text{peso de la solución})] * 100$$

Fracción molar (x):

La fracción molar de un componente y de una solución, x_i , se define como;

$X_i = [(\text{numero de moles del componente } i) / (\text{numero de moles de todos los componentes})]$

Molaridad (m):

La molaridad se define como el numero de moles de soluto disuelto en 1 lt de solvente, esto es:

$$M = [(\text{numero de moles de soluto}) / (\text{peso del disolvente en kg.})]$$

Por tanto, la molaridad tiene unidades de moles por litro.

Molalidad (m):

La molalidad se define como el numero de moles de soluto disueltos en 1 kg de disolvente, esto es:

$$M = [(\text{numero de moles de soluto}) / (\text{peso del disolvente en kg})]$$

La unidad de porcentaje peso tiene la ventaja de que no se necesita conocer la masa molar del soluto. Además, el porcentaje peso de una solución es independiente a la temperatura, ya que se define en términos de pesos, el termino de fracción molar no se emplea normalmente para expresar la concentración de soluciones. Sin embargo es de utilidad para calcular las presiones parciales de los gases y en el estudio de concentración que se emplean con frecuencia, la ventaja del empleo de la molaridad es de que por lo general resulta mas sencillo medir el volumen de una solución utilizando matraces volumétricos calibrados con precisión, que pesar al disolvente. Su principal inconveniente es que depende de la temperatura, ya que el volumen de una solución suele aumentar con el incremento de la temperatura. Otro inconveniente es que la molaridad no especifica la cantidad de disolvente presente. Por otra parte, la molalidad es independiente de la temperatura, ya que se define como una relación del numero de moles de soluto y el peso del disolvente. Por esta razón, la molalidad es la unidad de concentración de empleo preferente en los estudios que involucran cambios de temperatura, al igual que en aquellos de las propiedades negativas de las soluciones.

El termino equivalente-gramo no se puede definir de manera a que sea aplicable a cualquier reacción, es decir, depende de la reacción en la que interviene la sustancia. Esto se debe a que en un mismo compuesto puede tener distintos pesos equivalentes en diferentes reacciones químicas. Por esto, una misma solución puede tener distintas normalidad según sea la reacción en que se emplee. El equivalente gramo de:

Un ácido	Es el peso del mismo que contiene un átomo de hidrogeno reemplazare, es decir, 1.008 g
Una base	Es el peso de la misma que contiene 17.008 de grupo hidróxido ionizable
Una sal	Es el mol de la sal dividido por la valencia total del ion reaccionante, en una reacción de precipitación
Reacciones en precipitación	Es el peso de la sustancia que contiene o reacciona con un átomo gramo de un cation monovalente (equivalente a 1.008 g de hidrogeno o con medio átomo gramo de un cation bivalente)
Reacciones en oxido reducción	Para un oxidante es le peso que contiene o reacciona con 1.008 g de hidrogeno y es el equivalente a la molécula gramo de dicha sustancia, dividida por el cambio total que experimenta el numero de oxidación del elemento que se reduce.

Para determinar la concentración de una solución, se usa habitualmente el método de titulacion, que consiste en agregar una solución de concentración conocida (solución valorada), hasta que la reacción sea cuantitativa, con un volumen de solución de la sustancia en análisis. El punto final de la titulacion coincide con el punto de equivalencia, se reconoce visualmente, como regla general, por algún cambio característico, dado por un reactivo auxiliar llamado **indicador**. El indicador es una sustancia que tiene un color intenso en solución ácida

o básica y otro color en soluciones de otro tipo. Los indicadores se emplean para determinar el punto de titulación.

En el punto de equivalencia, el número de equivalentes gramo de la sustancia que se titula, es igual al número de equivalentes gramo de la solución valorada que se emplea. Si los volúmenes de las soluciones de dos sustancias a y b que corresponden al punto de equivalencia, son v_a y v_b respectivamente, entonces, dichos volúmenes contienen el mismo número de equivalentes gramo.

A diferencia de los gases que son completamente solubles unos en otros en todos los casos, las parejas de líquidos muestran todas las variaciones de solubilidad o miscibilidad, desde ser completamente miscibles, como los gases, hasta ser casi completamente inmiscibles. Para objeto de estudio se han clasificado las parejas de líquidos en tres clases:

- 1) líquidos completamente inmiscibles
- 2) líquidos parcialmente inmiscibles
- 3) líquidos completamente miscibles.

Los sistemas completamente inmiscibles, se ponen en contacto dos líquidos inmiscibles, de forma que ninguno de ellos cubra al otro por completo, cada uno de ellos continuara ejerciendo su presión individual. Es más, la presión de vapor de cada líquido varía en función de la temperatura como si estuviese presente por sí solo. Por consiguiente, a una cierta temperatura, la presión total sobre los dos líquidos será igual a la suma de las dos presiones de vapor individuales.

Los sistemas parcialmente miscibles. Los ejemplos mejor conocidos de líquidos parcialmente miscibles son el fenol, el cresol o sustancias similares en agua.

Material.

Matraz aforado de 100 ml (2) ; este instrumento se usó en el desarrollo de la práctica para contener y homogeneizar la solución ácida y la solución básica, esta formado de vidrio (véase figura 1).

Matraz erlenmeyer de 250 ml (3) ; se usó para realizar la titulación o valoración de la solución ácida y la solución básica, esta formado de vidrio (véase figura 2).

Vaso de precipitados de 250 ml; se usó en el desarrollo de este experimento, para contener al agua destilada que sería empleada, esta formado de vidrio (véase figura 3).

Bureta de 25 ml (2); se usó para realizar la titulación de la solución ácida y la solución básica, esto es, con dicha bureta se agregaba a las soluciones el indicador, formada de vidrio, tiene una graduación que permite observar la cantidad o volumen agregado. (véase figura 4)

Pipeta volumétrica de 10 ml; se usó para extraer el ácido concentrado de su recipiente y agregarlo a uno de los matraces aforados, esta formado de vidrio y esta graduado en una de sus caras en décimas de ml. (véase figura 5).

Embudo ; se usó en el desarrollo de este experimento para introducir a los reactivos en estudio en los matraces aforados, esta formado de vidrio (véase figura 6).

Vidrio de reloj (2) ; este instrumento se usó para contener al NaOH cuando se calentó y se pesó y al Na_2CO_3 cuando se pesó, formado de vidrio. (véase figura 7) .

Pinzas doble para bureta; este instrumento se usaría para sostener las buretas de 25 ml, mientras se realizaba la valoración de las soluciones, no se uso, por que las pinzas no alcanzaban a agarrar firmemente las buretas con lo cual había la posibilidad que se cayeran.

Balanza; este instrumento se uso en el desarrollo del experimento para pesar las cantidades de NaOH y Na_2CO_3 , es una balanza de tipo electrónico que proporciona una resolución de 0.01 gr.

Perilla; se uso para succionar a través de la pipeta la cantidad de ácido a utilizar, así también para ayudar a agregar el agua destilada. Formada de plástico tiene forma de un globo.

Reactivos

HCl concentrado

NaOH de alta pureza

Anaranjado de metilo

Fenofaleína

Na_2CO_3 anhidro

Desarrollo.

1. Preparación de la solución ácida.

1a. Se calculo la cantidad en volumen de HCl concentrado necesario para preparar 100 ml de solución 0.5 N

1b. Una vez calculado el volumen de HCl necesario, se procedió a extraerlo del recipiente que lo contenía, para tal finalidad, se uso la bureta volumétrica y la perilla, una vez extraído se coloco el volumen de ácido concentrado en un matraz aforado.

1c. Posteriormente se agrego al matraz aforado agua destilada, esto con ayuda del embudo.

1d. Se agrego agua destilada hasta la parte inferior del menisco que se formaba con la marca de aforo.

1e. Concluido esto se tapo el matraz y se agito la solución para homogeneizar.

2. Preparación de la solución básica.

2a. Se calculo la cantidad de NaOH necesaria para preparar 100 ml de solución 0.5 M a partir del reactivo de alta pureza.

2b. Calculada la cantidad de NaOH necesaria se procedió a extraerla del recipiente que contenía el reactivo, y después verterla sobre un vidrio de reloj.

2c. Con el reactivo en el vidrio de reloj, se procedió a distribuirlo de manera uniforme sobre el mismo, para después calentarlo en la estufa, esto se realizo para eliminar el exceso de agua que pudiera existir en el reactivo.

2d. Se dejo calentar al reactivo durante aproximadamente 10 minutos, concluidos estos se retiro el vidrio de reloj de la estufa.

2e. Se peso en la balanza la cantidad de naoh a utilizar, para esto nos apoyamos en otro vidrio de reloj, cabe hacer mención que el naoh utilizado fue el que se había calentado.

2f. Posteriormente se agrego naoh a un matraz aforado con ayuda del embudo y luego se agrego agua destilada hasta la línea de aforo (al igual que en el paso 1d)

2g. Se tapo el matraz y se agito la solución para homogeneizar.

3. Valoración de la solución ácida.

3a. Se pesaron tres muestras de 0.3 g cada una de Na_2CO_3 , esto con la ayuda de la balanza y un vidrio de reloj.

3b. Se coloco cada muestra de Na_2CO_3 en cada matraz erlenmeyer.

3c. Después con ayuda de la pipeta y la perilla se les agregaron 20 mil de agua destilada a cada una de los matraces, posteriormente se agitaron los matraces para que el Na_2CO_3 se diluyera completamente.

3d. Una vez que se diluyo el Na_2CO_3 se le agrego tres gotas de anaranjado de metilo que serviría como indicador, se observo que la solución pasaba de ser incolora, a ser de color amarillo.

3e. Se procedió a llenar una de las buretas de 25 mil hasta la marca de cero mil, con la solución de hcl preparada en el punto 1.

3f. Posteriormente se procedió a titular cada una de las muestras hasta obtener el cambio de coloración de amarillo a color canela, este procedimiento es algo delicado, en el aspecto de que con una gota de mas que se le agregara a la solución era suficiente para cambiarla.

Por este motivo se hecho a perder una de las soluciones, la cual rápidamente se repuso al prepárala uno de los compañeros, mientras se realizaba la titulacion con las dos restantes soluciones.

4. Valoración de la solución básica.

4a. Conforme se concluía el desarrollo del punto 3, se lavaban los matraces utilizados y se agregaban a dos de ellos 20 mil de solución de naoh preparada en el punto 2.

4b. Después se agrego tres gotas de fenofaleina a cada uno como indicador, se observo que las soluciones pasaban de incoloras a rojo púrpura.

4c. Se realizo el mismo procedimiento que en el paso 3e.

4d. Se realizaron una titulación de cada muestra hasta que hubo un cambio de color de rojo púrpura a incoloro.

Datos cálculos y resultados.

1) se calculo la cantidad en volumen de hcl necesario para preparar 100 mil de solución 0.5 n, se tenían los siguientes datos;

$$= 1.17 \text{ gr. / mil}$$

$$\text{Pm hcl} = 36.5 \text{ gr. / mol.}$$

$$\text{Pequiv.} = 36.5 / 1 = 36.5$$

36.5 gr. De hcl 1000 mil 1 n

X gr. De hcl 100 mil 0.5 n

$$X = 1.8259 \text{ gr. De hcl}$$

$$= m / v \text{ entonces } v = m /$$

$$V_{\text{hcl}} = (4.866 \text{ gr.}) / (1.17 \text{ gr./mil}) = 4.15 \text{ mil}$$

2) se calculo la cantidad en masa de naoh necesaria para preparar 100 mil de solución 0.5 m, se tenia el siguiente dato:

$$P_{\text{mnaoh}} = 40 \text{ gr. / mol}$$

$$n = MV = 0.5 * 0.1 = 0.05$$

$$X = 0.05 \text{ moles de naoh}$$

2b)

$$\text{Peso} = n \text{ pm} = (0.05) (40)$$

$$= 2 \text{ gr. De naoh}$$

3) se tomaron los volúmenes obtenidos, al titular tres muestras de solución ácida, los cuales se tabularon a continuación y se obtuvo el promedio (véase tabla 1)

Tabla 1

Na₂CO₃ NaOH

Muestra	Volumen (mil)	Volumen (ml)
1	14.8	23.5
2	15.3	23.8
3	14.5	

—

$$V = 14.9 \text{ ml } V = 23.4 \text{ ml}$$

Conclusiones

Con el desarrollo experimental de la presente practica nos pudimos percatar de que la concentración de una solución depende directamente de los factores de molaridad y normalidad, las cuales son propiedades que determinan las características de una solución, con lo cual se puede saber que tan básicas o ácidas pueden ser estas soluciones.

Con lo anterior se puede llegar a la conclusión de que es muy importante tener presente el conocimiento de las expresiones que nos ayudan a conocer lagunas de las características básicas de una solución, con las cuales se

pueden calcular soluciones de diferentes grados de concentración.

También nos pudimos percatar de la importancia que representa el manejo de soluciones, ya que el costo de las mismas puede ser muy variado, y si al instante de producirlas no se presta atención a la concentración y densidad de los compuestos y no se valoran adecuadamente, pueden variar considerablemente, afectando de una manera drástica la calidad de la concentración y en algunos casos inutilizándola, ya que se le puede saturar.

Además el estudio de las soluciones posee una gran importancia, ya que se puede decir que es la base de la industria química, por un sin número de procesos y productos provienen de los compuestos entre solutos y disolventes, como en el caso de la industria de los alimentos, perfumes, farmacéuticos, pinturas, etc. Un gran economía o pérdida en la industria, la representa el correcto estudio y manejo de los reactivos de una solución, dado que al optimizar estos, depende el ahorro o el desperdicio de los mismos.

Bibliografía

1.– Fundamentos de fisicoquímica

Crockford a, king s.

2 edición ed. C.e.c.s.a

México d.f.

2.– Fisicoquímica

Castellan g.w.

Editorial. Fondo educativo latinoamericano

11.va impresión

México d.f.

3.– Apuntes de laboratorio de química

Laboratorio de fisicoquímica 1

I . P . N . Upiicsa 1995.

4.– Química, la ciencia central

Brown l, theodore

Prentice hill hispanoamericanos.

5 ta edicion

México d.f.

Cuestionario.

1) definir los siguientes conceptos:

Molaridad: se define como el número de moles de soluto disuelto en 1 lt de solvente.

Normalidad: se define como el número de equivalentes químicos de sustancia disuelta por litro de solución.

Molalidad: se define como el número de moles de sustancia disuelta por kilogramo de solvente.

% peso: se define como el peso del componente entre el peso de la solución por 100

% mol: es el número de moles de cada uno de los componentes entre el número total de moles de solución por 100.