

UNIVERSIDAD DISTRITAL
FRANCISCO JOSÉ DE CALDAS
FACULTAD TECNOLÓGICA

LABORATORIO DE QUÍMICA
PRÁCTICA No 8
VALORACIÓN DE SOLUCIONES

GRUPO: _____

FECHA: _____

NOMBRES Y APELLIDOS: _____

NOMBRES Y APELLIDOS: _____

NOMBRES Y APELLIDOS: _____

OBJETIVOS:

1. Aplicar la estequiometría de las reacciones de neutralización a la determinación de la concentración de soluciones ácidas y básicas.
2. Utilizar la titulación para averiguar la cantidad de un componente ácido o básico en productos de uso común.
3. Enfatizar en los conceptos de Oxido-reducción.
4. Identificar cuándo hay cambio químico.

MARCO TEÓRICO:

Se denomina solución a la mezcla íntima entre dos o más sustancias para formar un sistema homogéneo. Cuando se mezclan los componentes para formar una solución, la sustancia que se presenta en mayor proporción se llama **solvente** y la que se encuentra en menor proporción recibe el nombre de **soluto**.

Solubilidad: Algunos solutos y solventes son completamente solubles entre sí, son miscibles en cualquier proporción. El alcohol etílico y el agua son miscibles en todas las proporciones, y los gases son totalmente miscibles entre sí. Sin embargo, otros solutos son solubles sólo en una cantidad definida de un solvente dado a determinada temperatura. La cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de un solvente a una determinada temperatura se denomina **solubilidad**. Una solución está saturada cuando llega a un estado de equilibrio dinámico. Solución saturada es aquella en la cual están en equilibrio el soluto disuelto y el soluto sin disolver, es decir, cuando el número de partículas de soluto que se separan del cristal en un intervalo de tiempo determinado, es igual a las partículas que retornan al cristal en el mismo tiempo. La solubilidad de una sustancia generalmente aumenta con la temperatura. Si se enfría una solución saturada, la solubilidad disminuirá y precipitará el exceso de soluto. Solución sobresaturada es aquella que contiene más soluto que el requerido para el equilibrio a las condiciones existentes. Las soluciones sobresaturadas están en equilibrio inestable y basta agitar la solución o añadir un cristal de la sustancia disuelta para que se provoque la precipitación del exceso de soluto.

Factores que afectan la solubilidad: Estos factores son: superficie de contacto, agitación, temperatura y presión.

Superficie de contacto: Al aumentar la superficie de contacto del soluto con el solvente, las interacciones soluto-solvente aumentarán y el soluto se disuelve con mayor rapidez. El aumento de la superficie de contacto del soluto se favorece por pulverización del mismo.

Agitación: Al disolverse el sólido, las partículas del mismo deben difundirse por toda la masa del disolvente. Este proceso es lento, y alrededor del cristal se forma una capa de disolución muy concentrada que dificulta la continuación del proceso, al agitar la solución se logra la separación de la capa y nuevas moléculas del disolvente alcanzan la superficie del sólido.

Temperatura: Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas en la solución y con ello su rápida difusión. Además, una temperatura elevada hace que la energía de las partículas del sólido, iones o moléculas sea alta y puedan abandonar con facilidad su superficie, disolviéndose.

Presión: Los cambios de presión ordinarios no tienen mayor efecto en la solubilidad de líquidos y de sólidos. La presión tiene gran efecto en la solubilidad de gases. La solubilidad de gases aumenta cuando se incrementa la presión. Al disolver un gas en un líquido, la solubilidad del gas es directamente proporcional a la presión.

Volumetría ácido-base: La determinación de la cantidad de ácido o base existente en una solución dada recibe el nombre de **volumetría**. Si se valora un ácido con una base de concentración conocida, la volumetría se denomina **acidimetría**, y si se valora una base con un ácido de concentración conocida, la volumetría recibe el nombre de **alcalimetría**.

Esta práctica se realiza depositando en un matraz o vaso una cantidad, medida con una pipeta de la solución básica que se desea valorar. Se le agregan unas gotas de una solución del indicador, por ejemplo tornasol, y la solución tomará coloración azul. Desde una bureta donde se ha colocado una solución ácida, de concentración conocida, se hace gotear lentamente el ácido sobre la solución básica, que se va agitando hasta que el color del indicador cambie en este caso a rojo. El viraje del indicador nos señala que se ha alcanzado el **punto de neutralidad** o de **equivalencia**, y la disolución en este instante contiene la misma concentración de ácido que de base. La concentración de las soluciones empleadas se expresa en **normalidades**: equivalentes por litro de solución. Conocidos el número de mililitros de ácido empleados, su concentración y el volumen de base inicial es fácil determinar la concentración de la solución básica que se quería valorar.

Números de equivalentes-gramo de ácido = Número de equivalentes-gramo de base.

$$(V_1) \times (N_1) = (V_2) \times (N_2)$$

V_1 = Litros

N_1 = Normalidad del ácido

V_2 = Litros

N_2 = Normalidad de la base

De manera semejante se puede determinar la concentración de un ácido, colocando la solución a investigar en un erlenmeyer y en la bureta una solución base de concentración conocida.

MATERIALES:

Solución de hidróxido de sodio, fenoftaleína, solución de ácido clorhídrico, soporte universal, pinzas para bureta, bureta, embudo, erlenmeyer, balón volumétrico de 1000 ml., gradilla de madera, tubos de ensayo con tapa, pinzas para tubos de ensayo, pera de succión, ácido acético, ácido cítrico.

PROCEDIMIENTO:

1. Medir con una pipeta 10 ml. de la solución A.
2. Con papel tornasol azul verificar el PH de dicha solución: _____
3. Adicionar 1 ó 2 gotas de fenoftaleína.
4. Colocar en un soporte universal una bureta, llenar la bureta con la solución de NaOH, utilizando para tal efecto un embudo. Adicionar el líquido hasta que su nivel sobrepase la marca cero, es decir, la primera graduación superior. Abrir la llave de la bureta, de tal manera que el líquido drene y ocupe la parte inferior de la misma. Continuar drenando hasta que el nivel de la solución llegue a la marca cero de la bureta. Recibir el líquido de exceso en un recipiente cualquiera.
5. Colocar el erlenmeyer o el beaker que contiene el ácido debajo de la bureta y accione la llave de esta con la mano izquierda, mientras agita el erlenmeyer o beaker con la mano derecha, imprimiéndole un movimiento circular.
6. Deje fluir lentamente la solución de NaOH, manteniendo constantemente la agitación del erlenmeyer. Llegará un momento en que la solución ácida empieza a tomar una coloración rosada, sobre todo en el sitio donde cae la base (NaOH). Dicho color desaparece al principio con la agitación, pero posteriormente permanecerá estable en todo el líquido. Cuando esto ocurra suspenda la adición de NaOH y siga agitando. Si el color desaparece, agregue una o dos gotas más de base y agite. Continuar de esta manera hasta que el color rosado persista y no desaparezca. En este momento se ha alcanzado el **punto final** de la titulación.

7. Lea entonces el nivel de la solución en la bureta y sustraiga de ese valor el volumen inicial (que no necesariamente tiene que ser cero) para hallar el volumen gastado de la solución básica de NaOH: _____.
8. Calcular la Normalidad de la solución problema A:
9. Elaborar una tabla, hallando el PH con el PHMETRO, y con diferentes indicadores: papel indicador rosado y azul, papel indicador Universal, de una muestra de:
- a) Vinagre
 - b) Limonada natural
 - c) Azúcar disuelto en agua
 - d) Cloruro de sodio disuelto en agua
 - e) Agua de la llave
 - f) Otras

ANÁLISIS Y CONCLUSIONES:
