

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 1. Balanza analítica

Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

- 1.- Diferenciar entre balanza analítica, balanza granataria y báscula
- 2.- Saber las condiciones ambientales de operación de una balanza analítica.
- 3.- Operar correctamente una balanza analítica.
- 4.- Diferenciar entre medio tiro y tiro completo.

I.- Introducción teórica:

La *BALANZA ANALÍTICA* es un instrumento de medición que se utiliza para saber cuanta masa tiene un objeto determinado. A diferencia de la *BALANZA GRANATARIA*, la analítica es un instrumento mucho más preciso y por lo tanto más delicado, una balanza analítica nos proporciona un margen de error menor que cualquier balanza granataria.

Actualmente existen balanzas analíticas que pueden manejar cantidades del orden de los microgramos. Una de las desventajas de este tipo de balanzas es su mantenimiento, debido a que para lograr una mayor precisión, el equipo se vuelve más sensible al medio ambiente y por lo tanto su mantenimiento debe ser riguroso.

El buen uso de la balanza analítica depende del cuidado que nosotros le dediquemos, ya que este instrumento es sumamente sensible al medio, de manera que las medidas que debemos tomar respecto a su cuidado son las siguientes:

- 1.- Las balanzas analíticas deberán encontrarse en un lugar cerrado, cuando entremos en él no se deberá dejar nunca la puerta abierta, ya que el aire puede mover la balanza y por su alta sensibilidad puede alterarse la lectura correspondiente.
- 2.- Antes de empezar a trabajar con la balanza se debe limpiar cuidadosamente el área de trabajo, es decir, el platillo, el área alrededor del platillo y la mesa en donde se encuentra, pues de otro modo el polvo o basuritas pueden introducirse en la balanza y afectar el peso.
- 3.- Nunca hay que recargarse ni escribir en la mesa de trabajo pues se puede descalibrar la balanza, produciéndose los consecuentes errores.

II. Técnica general

1.- En el lado lateral izquierdo se encuentra una perilla que sirve para seleccionar los tiros (medio o completo) que, dependiendo del peso que se vaya a determinar, será la posición en la que se deberá trabajar.

Esta perilla se dirige hacia adelante (o hacia la pared) para trabajar con el tiro completo que sirve para determinar pesos menores a 1 g y hacia atrás (hacia la persona) para elegir el medio tiro que sirve para trabajar con pesos de 1g o mayores.

Una vez seleccionado el tiro se prenderá la escala que se encuentra en la parte frontal de la balanza.

Ahora con una perilla que se encuentra en el lado lateral derecho se deberá calibrar la balanza (en tiro completo), moviendo la escala hasta que la raya del cero coincida con la raya fija de referencia, procurando evitar errores de paralaje: procurando que la vista esté exactamente a la altura de la raya.

2.- Se apaga la balanza para introducir el material o sustancia a pesar, se abre la puerta que protege a la balanza y se coloca con mucho cuidado, evitando mover bruscamente el platillo para no descalibrarla.

3.- DEPENDIENDO DEL PESO SE SIGUEN DOS PROCEDIMIENTOS (como se señala previamente):

CUANDO EL PESO ES MAYOR DE 1 GRAMO: “MEDIO TIRO”

La perilla del lado lateral izquierdo se gira hacia mí (tomar en cuenta que debe llegar al tope), para después mover la perilla que se encuentra en la parte inferior frontal, que sirve para indicar las unidades gramo.

- a) Si no apareciera ninguna escala, sería la indicación para utilizar la perilla frontal izquierda que sirve para ajustar la escala en decenas o centenas de gramo.
- b) Una vez que se ha aproximado el peso de la muestra con cualquiera de las perillas frontales antes mencionadas, se procede a dirigir el tiro hacia la posición de “TIRO COMPLETO” para realizar el ajuste final y leer el peso exacto de la muestra, observando que las balanzas analíticas de las que se dispone en el laboratorio realizan una aproximación hasta de cuatro cifras decimales.
- c) Se apaga la balanza y se saca el material o la sustancia con mucho cuidado y se cierra la puerta.

CUANDO EL PESO ES MENOR DE 1 GRAMO: “TIRO COMPLETO”

Se siguen los pasos (B) y (C) del caso anterior.

OBSERVACIÓN: siempre que se introduzca o extraiga una muestra de la balanza, ésta deberá estar apagada para evitar que se descalibre.

Al pesar una sustancia, no se va a hacer directamente sobre la balanza, sino utilizando un pedazo de papel encerado, el cual deberá primero doblarse apropiadamente para después pesarse en tiro completo; enseguida se introducirá la sustancia, obteniendo su peso por diferencia:

$$\text{PESO DE LA SUSTANCIA [g]} = (\text{PESO DEL PAPEL CON MUESTRA}) - (\text{PESO DEL PAPEL})$$

III.- Técnica específica

EL TRABAJO ES INDIVIDUAL Y DEBERÁ PESARSE: Agua, alcohol, algodón, anillo, llave y 2.25 gramos de NaCl

- a) Pesar los objetos con peso mayor a un gramo, siguiendo los pasos anteriormente descritos y sin olvidar utilizar el papel encerado. (medio tiro).

Se toma la lectura del peso, considerando las cuatro cifras decimales y registrando las unidades.

Los datos deberán anotarse CON TINTA en la hoja de reporte correspondiente.

- b) Se pesa una cantidad baja de muestra de polvo fino, y se registra con tinta este dato, considerando las cuatro cifras decimales y las unidades. El cual una vez pesado deberá vaciarse a un matraz erlenmeyer a través de la siguiente técnica:
 - a. Se apaga la balanza.
 - b. Se extrae con cuidado el papel encerado con la muestra.
 - c. Se vacía formando un cucurucho y se coloca en un matraz Erlenmeyer, previamente lavado e identificado.

- d. Sin mover el papel del matraz se enjuaga con agua destilada, utilizando una piseta. Se deja que escurra el papel y una vez que ya no hay escurrimiento, se quita del matraz y se tira.
- c) Dejar la balanza en ceros, limpia y apagada.
- d) Dejar el área de la mesa que rodea a la balanza con la que se trabajó, perfectamente limpia.

OBSERVACIÓN: En el momento de pasar al cubículo de las balanzas, el alumno deberá llevar todo lo necesario, de lo contrario no se le permitirá estar saliendo y perderá su oportunidad de trabajar, a saber:

- | | | |
|---------------------|--------------|--|
| 1.- Hoja de reporte | 3.- Piseta | 5.- Trapo para limpiar o pañuelo suave |
| 2.- Pluma | 4.- Espátula | 6.-Matraz erlenmeyer limpio e identificado |

Ya en el interior se le proporcionarán las muestras: llave y polvo fino.

IV.- Post-laboratorio

- 1) ¿Qué es y para qué sirve una balanza analítica?
- 2) ¿Qué es medio tiro y tiro completo?
- 3) Detalla la técnica que seguiste experimentalmente cuando:
 - a) pesaste una llave.
 - b) pesaste polvo de una muestra.
- 4) ¿Por qué trabajaste en forma diferente en 3a y 3b?
- 5) ¿Cuál es la forma correcta de lavar el material de vidrio?
- 6) Investiga cuáles son los cuidados que requiere una balanza analítica
- 7) ¿Cuáles son los errores más comunes (por lo menos describe 4) en los que puede incurrir el operador al pesar?
- 8) ¿Qué tipo de sustancias líquidas no deben pesarse en una balanza analítica?
- 9) ¿Qué requisitos debes observar al entrar a trabajar en el cubículo de las balanzas analíticas?
- 10) Reporta ordenadamente mediante una tabla el peso de las sustancias pesadas (4 decimales).

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 2. Preparación de una solución de ácido fuerte y una base fuerte

Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

- 1.- Preparar soluciones a una concentración Normal o Molar determinada
- 2.- Establecer la equivalencia entre Normalidad y Molaridad de soluciones monovalentes
- 3.- Conocer el concepto de titulación y su utilidad.
- 4.- Saber qué es peso equivalente, miliequivalente y su aplicación
- 5.- Saber qué es un estándar primario y para que sirve.
- 6.- Determinar experimentalmente la concentración de una sustancia mediante la técnica de titulación directa con estándar primario.
- 7.- Reconocer los indicadores adecuados para la titulación de un ácido fuerte y una base fuerte.
- 8.- Identificar los datos necesarios para calcular la Normalidad de una sustancia cuando se utiliza un estándar primario.

I. Introducción teórica

La preparación de soluciones de ácidos y bases fuertes implica conocer la definición de unidades de concentración tales como la molaridad y la normalidad:

MOLARIDAD: Se define como el número de moles de ácido o de base presentes en un litro de solución es decir, $M = n/V(L)$ donde M es la molaridad, n el número de moles y V el volumen en litros de solución.

NORMALIDAD: Se define como el número de equivalentes de ácido o base presentes en un litro de solución. es decir $N = eq/V(L)$ donde N es la normalidad, eq son los equivalentes que dependen del número de iones H^+ o de iones OH^-

En el caso del ácido clorhídrico y la sosa los equivalentes son iguales al número de moles, por lo que la molaridad es igual a la normalidad.

Otro concepto que es importante recordar es la definición de ácido y de base:

ACIDO: sustancia capaz de donar iones H^+ en solución acuosa. Un ácido se considera fuerte cuando se encuentra totalmente disociado, por ejemplo el HCl, HNO_3 , H_2SO_4 .

BASE: sustancia capaz de donar iones OH^- en solución acuosa. Una base se considera fuerte cuando al disolverse se disocia totalmente, por ejemplo el NaOH, KOH.

II. Técnica

Primera parte: preparación de ácido clorhídrico

1.- Material y reactivos

- 1 Vaso de precipitados de 50mL para vaciar el HCl y después medirlo.
- 1 Pipeta de 10 mL
- 1 Matraz aforado de 500mL
- HCl concentrado.

2.- Preparación de ácido clorhídrico, HCl 0.1 N (ácido fuerte)

En una pipeta de 10 ml, medir aproximadamente 4.15 mL de HCl y vaciarlo en un matraz aforado de 500 mL, al que se le agregó previamente de 50 a 100 ml de agua.
Aforar con agua destilada hasta la marca.

El HCl grado reactivo tiene una concentración de 36.5 a 37.5%, lo cual equivale a una solución 12N
Entonces, para un litro de solución 0.1N el volumen necesario es:

$$V = \frac{(0.1N)(1000mL)}{(12N)} = 8.33 mL$$

Segunda parte: preparación de hidróxido de sodio

1.- Material y reactivos

- 1 Vaso de precipitados de 50 mL
- 1 matraz aforado de 500 mL
- 1 balanza analítica
- NaOH (lentejas)
- Agua hervida y fría

2.- Preparación de hidróxido de sodio, NaOH 0.1 N (base fuerte)

1. En una balanza granataria pesar un vaso de precipitados de 500 ml.
2. Pesar en el vaso 2.25 g. de NaOH.
3. Disolver cuidadosamente con agua destilada y hervida durante 10 minutos para liberar el CO₂. La reacción es exotérmica.
4. Dejar enfriar la solución.
5. Transferir a un matraz aforado de 500 mL y aforar con agua destilada.

Pre-laboratorio:

Demostrar que las cantidades medidas o pesadas de ácido y de base son las adecuadas para preparar medio litro de solución 0.1N de cada una.

Post-laboratorio:

- 1.- ¿Por qué es necesario agregar previamente agua al matraz donde se prepara la solución de HCl?
- 2.- ¿Por qué es necesario hervir el agua para preparar la solución de NaOH?
- 3.- ¿Por qué se pesa una pequeña cantidad extra de NaOH en la preparación de la solución de esta?
- 4.- ¿Cuál es la manera correcta de pipetear el ácido?
- 5.- ¿Qué precauciones debes tener al manejar el ácido y la sosa?

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 3. Titulación de HCl Y NaOH

Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

- 1.- Valorar las soluciones que se prepararon en la práctica anterior y que teóricamente son 0.1N.
- 2.- Adquirir habilidad en el manejo de la bureta para realizar valoraciones (titulaciones)
- 3.- Realizar al mismo tiempo una curva de titulación de pH vs. ml agregados de titulante, para observar que sucede con el pH al ir agregando el HCl

I.- Introducción teorica

VOLUMETRÍA: Se basa en la reacción de dos volúmenes de dos soluciones, una de las cuales es de concentración conocida y de la otra se quiere determinar; generalmente se expresa en términos de concentración *NORMAL* y se auxilia de la técnica de la titulación.

TITULACIÓN O VALORACIÓN: Es el procedimiento empleado en análisis volumétrico, en el cual una solución de concentración conocida llamada titulante o patrón, se le agrega a una solución de concentración desconocida desde una bureta hasta lograr el punto final o de *equivalencia* (*diferente al punto de equilibrio*).

Los titulantes comunmente usados para reacciones en soluciones acuosas son el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio. Ocasionalmente se emplean el hidróxido de potasio y ácido sulfúrico.

REQUISITOS PARA LAS REACCIONES EMPLEADAS EN VOLUMETRÍA:

1. No deben existir reacciones colaterales.
2. La reacción debe terminar por completo en el *punto de equivalencia*, es decir, que sea estequiométricamente completa.

Para obtener resultados satisfactorios es importante escoger el indicador adecuado de acuerdo con el pH en el punto de equivalencia de la reacción.

TITULACIÓN DE SOLUCIONES CON ESTÁNDARES PRIMARIOS: Para poder determinar la normalidad de una solución sin un alto riesgo de error se usan *estándares primarios*.

Estos estándares son polvos finos, con alto grado de pureza, de composición conocida, estables a temperaturas de 100-110°C y pueden pesarse fácilmente.

La humedad es un agente que alteraría los resultados, por tal razón deben secarse antes de pesar, a una temperatura de 100 a 110°C, por lo que deben ser estables a estas temperaturas.

INDICADOR: Generalmente son ácidos o bases débiles con una constante de ionización definida, íntimamente relacionada con el cambio de color del indicador a diferente pH. Su funcionamiento se puede aclarar mediante la ecuación de equilibrio:

Reacción Reversible



$$K_{Ind} = \frac{[H_3O^+][Ind^-]}{\{HInd\}}$$

K_{Ind}: constante de equilibrio de la reacción de disociación del Indicador

H_{Ind}: (indicador : ácido débil) tiene un color como ácido no disociado

Ind⁻: (indicador : Acido Débil) tiene otro color como ácido disociado.

Experimentalmente se ha demostrado que el cambio de color perceptible al ojo humano se verifica cuando el 10% del indicador ha cambiado de una forma a otra.

1. Material:

- 1 vidrio de reloj
- 1 espátula
- 3 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 probeta de 50 mL
- 1 bureta graduada de 50 mL
- 1 electrodo indicador de pH
- pinzas para bureta
- papel milimétrico
- piseta

2. Reactivos:

- Soluciones de HCl y NaOH preparadas en la práctica 1
- Carbonato de potasio
- Biftalato de potasio
- Fenolftaleína
- Anaranjado de metilo
- Soluciones buffer para calibrar el pHmetro de pH 4 , de 7 y de 10

II.- Técnica específica

A) Titulación de HCl 0.1 N = 0.1 M

- 1.- Se coloca en la estufa el K_2CO_3 a secar ($120\text{ }^\circ\text{C}$, 1 hora). Se pesan 0.106 g de K_2CO_3 por triplicado. (pesarlo rápido pues la sal se humedece inmediatamente).
- 2.- La sal se coloca en un vaso de precipitados y se ajusta el volumen con agua a 100 mL aproximadamente.
- 3.- Añadir de 2 a 3 gotas de anaranjado de metilo (0.1% en etanol).
- 4.- Introducir en esta solución un electrodo indicador de pH.
- 5.- Colocar la solución de HCl que se va a valorar en la bureta y añadir de mL a mL a la solución de carbonato, anotando el pH después de cada adición.
- 6.- Anotar el volumen de titulante gastado hasta el momento en que el color de la solución cambie de amarillo a canela. Completar la titulación hasta completar los 50 mL . 7.- Repite la titulación dos veces más sin medir el pH y deteniendola al vire de color del indicador, anota los mL gastados con exactitud.

Pre-Laboratorio:

- 1.- ¿Qué es un estándar primario?
- 2.- ¿Por qué es necesario secar el carbonato?
- 3.- ¿Por qué el volumen del agua que se añade a la sal es aproximado?

Post-Laboratorio:

- 1.- Busca las constantes de acidez del CO_3^{2-}
 - 2.- Traza la curva pH vs. mL agregados de HCl 0.1 N y en base a ella explica porqué utilizaste anaranjado de metilo como indicador y no fenolftaleína.
 - 3.- ¿Cómo funciona el anaranjado de metilo?
 - 4.- Reporta tus resultados
- a) la N de HCl promedio
b) % de error

B) Titulación de NaOH 0.1 N = 0.1 M

- 1.- Pesar 0.408 g de biftalato de potasio por triplicado y colocarlos respectivamente en los vasos de precipitados.
- 2.- Disolver en 100 mL de agua destilada aproximadamente.
- 3.- Agregar fenolftaleína (1 gota) y colocar el electrodo indicador de pH
- 4.- Colocar la solución de sosa a valorar en la bureta.
- 5.- Añadir la solución de sosa de mL en mL, midiendo el pH en cada mL agregado; esto servirá para trazar la curva de titulación de pH en función de los mL agregados, hasta completar los 50 mL. Anotar el volumen en el cambio de color del indicador. Titular hasta la aparición de un color rosa muy ligero
- 6.- Repetir la operación 2 veces mas sin medir el pH y anotando el volumen gastado al momento del vire del indicador con exactitud.

Pre-Laboratorio:

- 1.- Realiza un esquema de lo que vas a realizar en tu práctica.
- 2.- Con tus palabras, describe que es una titulación y para qué sirve?
- 3.- Cuales son los indicadores mas empleados en titulaciones de neutralización?
- 4.- Cual es la fórmula del anaranjado de metilo y de la fenolftaleína? En cada caso busca en que rango de pH cambian de color y cuales son los colores en cada uno de ellos?

Post-laboratorio:

- 1.- Buscar la fórmula del biftalato y sus constantes de acidez.
- 2.- Calcular el pH en el punto de equivalencia.
- 3.- ¿Por qué se usa fenolftaleína como indicador?
- 4.- ¿Por qué el volumen de 100 mL es aprox.?
- 5.- ¿Por qué el biftalato se tiene que secar?
- 6.- Reporta la concentración Normal promedio de NaOH y el % de error.

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 4. Titulación de ácido clorhídrico y ácido acético en vinagre comercial con una base fuerte

Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

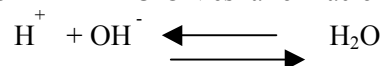
1. Aplicar experimentalmente la teoría de la neutralización
2. Identificar un ácido fuerte y uno débil, lo mismo que una base fuerte y una débil.
3. Por medio de la técnica analítica de la titulación lograr el punto de equivalencia de una muestra, utilizando las soluciones de NaOH (0.1N) y HCl (0.1N) previamente preparadas por los alumnos.
4. Observar experimentalmente los cambios físicos que ocurren en la muestra, cuando se alcanza el punto de equivalencia o de neutralización.
5. Determinar el porcentaje de ácido acético presente en la muestra. (VINAGRE)
6. Seleccionar el indicador adecuado para titular ácidos y bases de acuerdo a su fuerza.
7. Identificar la diferencia entre constantes de disociación y constantes de equilibrio.
8. Trazar la curva de titulación práctica de ácidos fuertes y débiles con sosa.

I. Introducción teórica

ÁCIDO (ARRHENIUS): Compuesto que en solución acuosa produce hidrógeno como ión positivo.

BASE (ARRHENIUS): Compuesto que en solución acuosa forma iones oxhidrilo (OH).

Desde este punto de vista, la NEUTRALIZACIÓN es la formación de agua por la reacción:



ÁCIDO (LEWIS): Toda sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

BASE (LEWIS): Toda sustancia capaz de donar un par de electrones.

Por tanto, para Lewis, NEUTRALIZACIÓN es la formación de enlaces covalentes coordinados.

Fuerza de ácidos y bases

Se consideran como bases y ácidos fuertes a aquellos que se disocian completamente en un disolvente dado, generalmente agua (solvente universal).

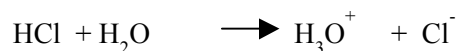
Ejemplo: ÁCIDOS FUERTES

HCl
HNO₃
H₂SO₄

BASES FUERTES

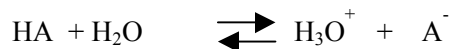
NaOH
KOH

Como la DISOCIACIÓN es COMPLETA se puede considerar IRREVERSIBLE o lentamente reversible. Por ejemplo:



Los **ácidos** y **bases débiles** no se disocian por completo, por lo tanto la ionización en agua es **parcial** y **reversible** y se hace necesaria la aplicación de los principios de equilibrio químico:

HA: ácido débil



La **constante de equilibrio** o ley de acción de masas de Guldberg establece que:

$$K_e = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

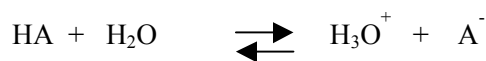
La **constante de disociación** del agua es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

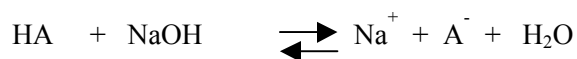
donde $K_a = K_e[H_2O]$. La concentración del agua es prácticamente constante.

Para ácidos **débiles** el valor de la constante de disociación es muy pequeño : $K_a = 1 \times 10^{-4}$ o menor, y se puede considerar que prácticamente se mantiene constante la concentración original del ácido (o la base), ya que la parte disociada es muy pequeña.

Un ácido o base son **relativamente fuertes** si el valor de sus constantes de disociación son mayores de $K_a = 1 \times 10^{-4}$; en ese caso, la cantidad de ácido disociado es lo suficientemente grande para afectar la concentración original no disociado y la reacción tiende a la reversibilidad.



Un ácido débil reacciona con una base fuerte (NaOH)



El Na^+ por provenir de una base fuerte, permanecerá disociado, pero A^- al ser el anión débil, tiende a hidrolizarse con el agua del medio, formando HA no disociado:



El **ÁCIDO ACÉTICO** CH_3COOH es un **ácido débil**, y se disocia según la reacción de equilibrio:

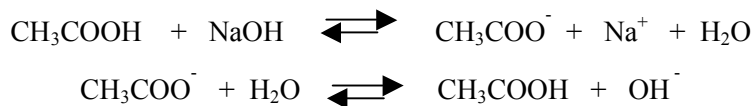


Por ser un ácido débil la reacción es reversible. Su constante de disociación es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

El bajo valor indica que la disociación es muy baja, por lo que el equilibrio está desplazado hacia la izquierda.

Al titular el ácido acético con una base fuerte (NaOH), la reacción que se lleva a cabo es:



Por cada HA no disociado que se forma, se libera un OH^- y por lo tanto: $\text{HA} = \text{OH}^-$

Para determinar el indicador adecuado para esta titulación es necesario conocer cuál es el pH en el punto de equivalencia, el cual depende de la concentración de la solución al final de la titulación y del valor de la constante de disociación.

• **Selección del indicador:** El punto de equivalencia de un ácido débil con base fuerte de acuerdo con el pH es MAYOR O IGUAL a 7, por lo tanto el indicador adecuado es la FENOLFTALEÍNA, cuyo ámbito de vire es de 8 a 9.6.

Para esta determinación es necesario manejar también los siguientes conceptos:

• **Volumetría:** Es la parte del análisis que se basa en la reacción entre volúmenes de dos soluciones, una de las cuales es de concentración conocida.

Esta concentración generalmente se expresa en **normalidad**, porque así se pueden relacionar los equivalentes de las soluciones.

El objetivo de la **volumetría** es llegar al punto de equivalencia, siendo éste el punto en el que la reacción es completa desde el punto de vista de la estequiometría, y se reconoce por cambios físicos en la solución; si éstos no son perceptibles, se recurre a un indicador.

Para poder relacionar los PESOS de los reactivos con sus VOLÚMENES por medio de sus concentraciones, es necesario CONOCER LA REACCIÓN.

Ya que en el punto de equivalencia, tanto el titulante como la muestra son químicamente equivalentes, se puede establecer que:

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

V_1 y V_2 = volumen de la solución 1 y 2 respectivamente

N_1 y N_2 = normalidad de la solución 1 y 2, respectivamente

• **Título:** Es el peso de una sustancia equivalente a 1 mL de la solución que se emplea para titularla, o bien:

$$\text{TÍTULO} = N \times \text{meq} = \text{g de una sustancia a una Normalidad dada del titulante.}$$

1.- Material

- 1 bureta de vidrio de 50 mL
- 4 vasos de precipitados de 150 mL
- 1 pipeta volumétrica de 20 mL
- 1 piseta con agua destilada
- 1 soporte universal con pinzas
- 1 hoja milimétrica
- 1 pHmetro
- 1 agitador magnético
- 1 mosca
- 1 franela o papel suave

2.- Reactivos

1. Soluciones de HCl y NaOH preparadas en la práctica 1
2. Vinagre comercial
3. Fenolftaleína
4. Anaranjado de metilo

II. Técnica

- a) Titulación de HCl con NaOH.- Se toman 50 mL de la solución de HCl 0.1 N con pipeta y se colocan en un vaso de 250 mL y se sumerge un electrodo medidor de pH. Se añade una gota de indicador anaranjado de metilo. Se realiza la titulación de mL en mL anotando y graficando el pH en función de mL agregados de NaOH. Realizar la operación por triplicado.
- b) Análisis de ácido acético en vinagre comercial. Se toma una muestra de 10 mL de vinagre, se aforan a 50 mL con agua. Se toma una alícuota de 5mL de esta solución en un vaso de 150ml y se ajusta el agua a 50 mL. Se sumerge un electrodo medidor de pH y se titula con sosa de mL en mL, anotando y graficando el pH en función de mL agregados de sosa.

Muestra: vinagre

Indicador: fenolftaleína



1. Mediante la gráfica determina el volumen en el punto de equivalencia, y con éste determina la concentración de cada uno de los ácidos, comparar con el obtenido con el indicador.

Pre-laboratorio

- 1.- Realiza un dibujo de la técnica empleada.
 - 2.- ¿Por qué se utiliza anaranjado de metilo en la titulación del ácido clorhídrico y por qué fenolftaleína en la del ácido acético?
 - 3.- Haz un bosquejo de la gráfica de titulación en ambos casos? Explica las diferencias.
 - 4.- ¿Cuáles son los tipos de reacciones en volumetría ?
 - 5.- a) ¿Cuál es la definición de ácido, base y neutralización de Bronsted y Lowry?
b) ¿Cuál fue la principal aportación de Bronsted y Lowry a la definición de ácido, base y neutralización?
- Por su fuerza ¿qué tipo de ácido es el ácido acético y por qué?
- 6.- ¿Qué medidas de seguridad deberás observar en estas prácticas y por qué?
 - 7.- Si te pasas de volumen al titular ¿qué debes hacer?
 - a) ¿Cuál es la fórmula para determinar la concentración del ácido acético? Explica tu respuesta sin emplear las mismas palabras del instructivo.
 - b) Si la alícuota fuera de 5 mL y el matraz aforado de 100 mL ¿qué constante usarías?

Post-laboratorio

- 1.- ¿Qué diferencias encontraste entre la gráfica de titulación de ácido fuerte con base fuerte y de ácido débil con base fuerte? ¿A que se deben esas diferencias?
- 2.- ¿Qué relación existe entre el brinco en el punto de equivalencia y la cuantitatividad de la reacción?
- 3.- ¿Qué pasaría con la gráfica si en lugar de utilizar ácidos aproximadamente 0.1 N utilizáramos concentraciones aproximadas 0.01 N?
- 4.- ¿Cómo funciona el electrodo de vidrio?
- 5.- Reporta tus resultados incluyendo tus gráficas en la misma hoja milimétrica o en excel, la concentración exacta del ácido clorhídrico, comparándola con la concentración resultante de la practica # 3, la concentración del ácido acético en el vinagre comparándola con la reportada en el

frasco muestra, y concluir si es conveniente el anaranjado de metilo para estas titulaciones y si no lo es, cual utilizarías.

6.- Deduce la fórmula para calcular el % P/V de ácido acético en la muestra

III. Cálculos para la determinación de la concentración de los dos ácidos.

Realiza los cálculos para determinar la concentración normal del HCl titulado y la concentración en porcentaje en peso en el vinagre comercial

NOTA: El NaOH tiene una normalidad teórica de 0.1N, sin embargo, para los cálculos de la práctica deberá considerarse el valor real, reportado a través de los propios estudiantes a través de un ANÁLISIS ESTADÍSTICO previo y registrado en cada uno de los garrafones preparados en la práctica # 3.

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 5. Determinación del porcentaje de carbonato de calcio por retrotitulación

Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

1.- Considerar los MISMOS OBJETIVOS de la práctica #3 e identificar una titulación y una retrotitulación

I. Introducción teórica

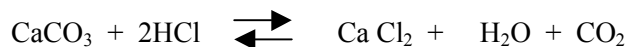
Considerar la teoría de la práctica # 3 y también los siguientes conceptos:

Solubilidad en Agua: Los carbonatos son insolubles en su mayoría, excepto los del primer grupo de la Tabla Periódica y los de amonio; por lo que para su determinación se emplea un método indirecto.

El Carbonato de Calcio (CaCO_3) se disuelve en HCl de concentración conocida, agregando un exceso de este último.

El exceso de HCl se titula con una base fuerte (NaOH), también de concentración conocida.

La reacción que se lleva a cabo es:



Se reconoce porque produce efervescencia al desprender CO_2

El exceso de HCl se titula con: NaOH



A este tipo de titulación se le conoce como: titulación por retroceso.

Selección del indicador: En esta reacción el punto de equivalencia tiene un $\text{pH} = 7$, por lo que el indicador adecuado sería el azul de bromotimol (cuyo rango de 6.0 a 7.6); sin embargo se usa el anaranjado de metilo (3.2 a 4.4) debido al rango de vire, ya que de esta manera se evitan errores al pasarse de volumen durante la titulación, puesto que el azul de bromotimol reacciona con el CO_2 del medio cambiando continuamente el pH de la solución y aparentando no llegar nunca al punto final (el color cambia constantemente de azul, punto final, a amarillo y viceversa).

Para esta determinación se hace necesario manejar bien los siguientes conceptos:

Gravimetría: Es la parte del análisis cuantitativo que se basa en la determinación de un elemento o compuesto por la formación de un producto insoluble, estable y fácil de pesar, en el cual intervenga el elemento o compuesto a analizar.

Todos los cálculos del análisis gravimétrico están basados en las leyes de la estequiometría.

Leyes de la estequiometría: La estequiometría es la parte de la Química que se relaciona con las proporciones en que se combinan los elementos o compuestos en las reacciones. Generalmente se expresan los resultados en términos de porcentaje, %:

$$\%X = \frac{P_x}{W} 100$$

$$P_x < W$$

P_x = Peso del elemento o compuesto de interés

W = Peso total de la muestra

1. Material y reactivos

- 1 frasco Problema
- 1 bureta de 50 mL
- 3 matraces erlenmeyer de 250 mL
- Vaso de precipitados de 250 mL
- 1 probeta de 50 mL (opcional)
- 1 piseta con agua destilada
- 1 espátula chica
- matraz aforado de 250 mL
- Carbonato de calcio
- Anaranjado de metilo
- HCl 0.1 N

II. Técnica

PARA DETERMINAR EL PORCENTAJE DE CARBONATO DE CALCIO

REQUISITO

Dejar *previamente* un frasco problema perfectamente limpio, seco y rotulado con nombre y grupo, para poder colocar en él la muestra individual de carbonato de calcio y así poder desarrollar la presente práctica.

El alumno que no deje su material, automáticamente no tendrá derecho a práctica, SIN EXCEPCIÓN.

Muestra: carbonato de calcio

Indicador: anaranjado de metilo

1. Se entrega a cada alumno su muestra de carbonato de calcio insoluble en agua y contaminado con otras sustancias, en diferentes proporciones.
2. Lavar adecuadamente el material de vidrio.
3. Numerar tres matraces erlenmeyer.
4. Pesar en balanza digital, *aproximadamente* 0.5 g de muestra.
5. Vaciar la muestra a un matraz erlenmeyer enjuagando el papel encerado con agua destilada.
6. Repetir el paso 4 y 5 dos veces más.
7. Diluir la muestra, hasta que se haya disuelto totalmente, agregando con la bureta 50 ml de HCl 0.1N.
8. Si no se logra la total dilución, entonces agregar 25 ml más.
9. Ajustar el volumen del matraz a 100 ml con agua destilada.

10. Agregar a cada matraz de 2 a 3 gotas de anaranjado de metilo, quedando la solución de color rojo.
11. Enjuagar la bureta con NaOH , 0.1N.
12. Llenar la bureta con NaOH 0.1N.
13. Poner un fondo blanco para colocar el matraz a titular.
14. Titular la solución hasta obtener coloración canela o desaparezca la tonalidad roja.
15. Leer en la bureta el volumen de NaOH utilizado y reportar.

Efectuar la operación por triplicado.

NOTA: Tanto el NaOH como el HCl tienen una normalidad teórica de 0.1N; sin embargo, para los cálculos de la práctica deberá considerarse el valor real, reportado a través de los propios estudiantes obtenido de un análisis estadístico previo y registrado en cada uno de los garrafones preparados en la práctica # 2.

Pre-laboratorio

1. ¿Cómo sabes cuando una sustancia está disuelta?
2. ¿Qué diferencia existe entre ajustar volumen y aforar?
3. Si te pasas de volumen al aforar ¿qué debes hacer?
4. ¿Por qué se considera que la determinación del carbonato de calcio se efectúa por retroceso?
5. ¿Por qué es necesario conocer el pH en el punto de equivalencia?
6. ¿Cómo eliminas las burbujas de aire en la bureta?
7. ¿Por qué enjuagas la bureta previamente con la solución con la que después la vas a llenar para titular?
8. ¿Cuál es el indicador adecuado en el caso de la determinación del carbonato de calcio?

Post-laboratorio

- 1.- ¿Por qué en la determinación del CaCO_3 usas el HCl y cuál es la razón por la que debes medirlo en la bureta?
- 2.- a) ¿Qué diferencia existe entre K_a y K_b ?
b) A mayor K_a o K_b ¿es mayor o menor la disociación y por qué?
- 3.- ¿Qué es retrotitulación?

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 6. Determinación gravimétrica de cobre en una sal soluble

Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

- 1.- Cuantificar el contenido de cobre en una muestra de una sal soluble por precipitación del ión cúprico con una solución acuosa de hidróxido de potasio para formar el hidróxido de cobre que por calcinación pasa a CuO sólido.
- 2.- Tendrá la habilidad de determinar el contenido del metal en una muestra por métodos gravimétricos.

I.- Introducción teórica

Los métodos gravimétricos están basados en la determinación de un elemento o compuesto mediante la formación de un producto insoluble, estable y fácil de pesar, en el cual intervenga el elemento o compuesto por analizar. Del peso del precipitado obtenido se puede calcular la cantidad de dicho elemento o compuesto, de acuerdo con la estequiometría de la reacción.

El análisis cuantitativo gravimétrico tiene una alta exactitud y precisión, cometiendo errores menores al 0.1% del contenido de los constituyentes mayores y menores a la muestra a analizar.

En esta práctica, el cobre contenido en una muestra de sal soluble precipita cuantitativamente en solución acuosa con el reactivo hidróxido de potasio produciendo un precipitado de $\text{Cu}(\text{OH})_2$. La constante del producto de solubilidad del hidróxido cúprico es de $4.8 \cdot 10^{-20}$, con una solubilidad del ión Cu(II) de $7.9 \cdot 10^{-6}$ M (moles por litro), valor que disminuye cuando éste pasa a CuO por calentamiento.

El precipitado de CuO de color negro, se filtra, lava, seca, y calcina a 800 C y finalmente se enfría y pesa. Del residuo obtenido se calculan los gramos de Cu aplicando la siguiente ecuación:

$$g_{\text{Cu}} = (\text{Peso en gramos del residuo de CuO}) \cdot (\text{factor gravimétrico})$$

1. Reactivos

1. KOH
2. Muestra de sulfato de cobre

2. Material y equipo

- Mechero
- Crisol Gooch
- Mufla eléctrica
- Soporte y anillo
- Pinza para el crisol
- Matraz Kitzato
- Bombas de vacío
- Papel indicador pH
- Suspensión de Asbesto
- Vaso de precipitados de 250 mL
- Estufa eléctrica
- Desecador
- Tela de asbesto
- Piseta
- Crisol de porcelana

II.- Técnica

1. Preparar el Gooch. Lavar varias veces el crisol conteniendo la capa de asbesto y secar hasta peso constante (Wg)
2. Diluir la solución de Cu hasta un volumen de 70-80 mL, calentar a ebullición y agregar gota a gota, con agitación constante una solución de KOH 1M hasta total precipitación (precipitado negro), más unas 3-4 gotas de exceso.
3. Calentar el precipitado a baño maría sin agitación por 30 minutos. Lavarlo por decantación varias veces con agua destilada y finalmente pasarlo al crisol Gooch previamente tarado. Continuar lavando el precipitado con agua destilada caliente hasta reacción neutra de las aguas de lavado.
4. Colocar al Gooch que contiene el precipitado en un crisol de porcelana de mayor tamaño.
5. Colocar los dos crisoles en la mufla a la temperatura de 800°C para la calcinación del precipitado durante 30 minutos hasta peso constante, enfriar en un desecador y pesar únicamente el Gooch tarado con el residuo de CuO (Wgr).

III.- Cálculos

Para calcular los miligramos de cobre en la solución se utiliza la siguiente ecuación:

$$\text{mg Cobre} = (\text{Wg}-\text{Wgr}) \cdot \text{factor gravimétrico} \cdot 1000$$

Pre-laboratorio

- 1.-Define lo que es el método gravimétrico
2. Muestra las reacciones balanceadas que se dan en el experimento (2 reacciones)
3. ¿Cómo se calcula el factor gravimétrico?
4. Durante la experimentación, ¿Por qué se calcina el precipitado $\text{Cu}(\text{OH})_2$?
5. ¿Qué es una coprecipitación?, ¿Cuáles son sus causas?, ¿Cómo se puede evitar?
6. ¿Qué es un precipitado coloidal? ¿Qué problemas causa?
7. ¿Por qué es necesario lavar un precipitado antes de secar y calcinar?
8. ¿Cuáles son los tipos de precipitados y cómo se deben lavar cada uno?

Post-laboratorio

1. Muestra tus resultado y memoria de cálculos.
2. Deduce la fórmula para calcular los mg de cobre en la muestra.
3. Realiza el análisis de tus resultados, muestra el %Error y menciona las posibles causas de éste.
4. Plantea una técnica para analizar cobre por una técnica en la cual se emplee menos tiempo.

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 7. Electrodeposición de cobre

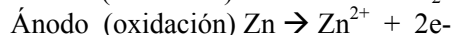
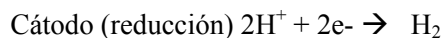
Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

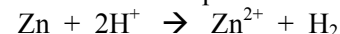
- 1.- Entender el funcionamiento una celda de reacción oxido reducción.
- 2.- Distinguir la diferencia que entre Celdas Galvánicas y Celdas Electrolíticas
- 3.- Entender la reacción que ocurre en la electrodeposición del cobre.
- 4.- Obtener los gramos y el porcentajes de cobre en la muestra por este método.

I. Introducción teórica

Celda redox (oxido –reducción). Son dispositivos en los que se produce o se consume energía eléctrica medida como una fuerza electromotriz o potencial de la celda en volts y que es igual a la suma de los potenciales estándar de oxidación y reducción. En el ánodo se produce la oxidación y en el cátodo la reducción.. Como ejemplo tenemos la sig. Reacción:



La reacción completa es:



Lo anterior se expresa matemáticamente así:

$$E^\circ \text{ celda} = E^\circ \text{ reducción} - E^\circ \text{ oxidación}$$

Entonces, el potencial para la celda Zn – H₂ es:

$$E^\circ \text{ celda} = E^\circ_{\text{H}^+} - E^\circ_{\text{Zn}}$$

$$+0.76 = E^\circ_{\text{Zn}} - 0.00$$

El potencial de oxidación del Zn, entonces, + 0.76 V.

Existen dos tipos de celdas en donde hay una reacción por medio del intercambio de electrones. Las celdas Galvánicas y las Celdas Electrolíticas. En las celdas Galvánicas la reacción de óxido reducción se da de forma espontánea ya que el potencial de la celda es positivo. En las Celdas electrolíticas es necesario usar una corriente eléctrica para lograr la reacción.

Análisis de metales por electrodeposición o análisis electrogravimétrico: Es posible realizar análisis de metales pesando la cantidad de este depositada en un electrodo de platino de peso conocido durante la electrólisis de una solución de la muestra problema a este proceso se le conoce como: **electrodeposición.**

A disolver sulfato de cobre (CuSO₄) en agua, se forman iones positivos de cobre (Cu²⁺) y iones negativos de sulfato (SO₄²⁻). Estos iones al someterlos a una corriente eléctrica fija (potencial fijo) se dirigen a los electrodos: los iones de cobre se dirigen al electrodo negativo donde toman electrones para formar el cobre metálico que se deposita en ese electrodo. Después de algún tiempo, el electrodo se encuentra totalmente cubierto de cobre y de esta forma al pesarlo obtenemos

la cantidad de cobre en la muestra disuelta. De la misma forma puede adherirse una capa de plata o de oro.

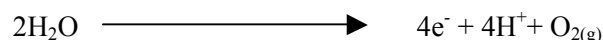
La reacción que ocurre en la práctica es:



Para que esta reacción ocurra debe de haber otra reacción en la cual haya una oxidación, en este caso:



O bien:



II. Técnica

1. Material

- 1 vaso de precipitado de 250 ml
- 1 piseta con agua destilada
- 2 pipeta de 5 ml
- 2 propipetas
- 1 espátula

2. Equipo

- 1 electrodepositador
- 1 balanza analítica
- 2 electrodos de platino

3. Reactivos

1. 0.5 g de Sulfato de Cobre
2. 0.5 g de Nitrato de Amonio, NH_4NO_3 .
3. 2 ml de Ácido clorhídrico, HCl
4. 1 ml de Ácido Nítrico, HNO_3

Procedimiento

- 1.- Pesar 0.5 g aproximadamente de Sulfato de Cobre y de Nitrato de Amonio y una pequeña cantidad de urea. Colocarlos en el vaso de precipitados.
- 2.- Ajustar el volumen de la muestra que está contenida en el vaso de precipitado a 150 ml, con agua destilada.
- 3.- Agregar 2 ml de Ácido Sulfúrico, H_2SO_4 y 1 ml de ácido nítrico, HNO_3
- 4.- Pesar el cátodo limpio (es el electrodo más ancho) en una balanza analítica: se debe tener mucho cuidado en el manejo del cátodo, poniendo especial atención de no tocarlo en su superficie, para evitar contaminarlo.
- 5.- Colocar el cátodo con cuidado en el electrodepositador sin que quede en contacto con el ánodo para no anular el paso de corriente.
- 6.- Colocar el vaso en la plataforma del electrodepositador ajustándolo de tal forma que la solución cubra en un 50% los electrodos.
- 7.- Prender la fuente de poder del aparato (ON)
- 8.- Operar el switch de polaridad (+), hacia el lado izquierdo (viendo de frente)
- 9.- Mantener el voltaje durante toda la depositación en 2.5 V
- 10.- Esperar 20 min.

- 11.- Agregar con la piseta agua destilada por las paredes del vaso, sin tocar los electrodos, hasta que se cubra el 75% de la altura del electrodo.
- 12.- Esperar otros 15 min.
- 13.- Retirar la solución bajando la plataforma SIN APAGAR EL APARATO.
- 14.- Enjuagar con mucho cuidado el cátodo con agua destilada.
- 15.- Apagar el equipo
- 16.- Desmontar el cátodo del aparato
- 17.- Sumergirlo en etanol para que el secado sea más rápido.
- 18.- Secarlo en la estufa por un minuto. La estufa debió haberse encendido antes, para que en este momento ya tenga una temperatura constante de 60 ° C.
- 19.- Dejar enfriar y pesar
- 20.- Obtener por diferencia los g de Cobre que se depositaron.
- 21.- Enjuagar el electrodo en HNO₃ y después con abundante agua destilada (hasta neutralizar el ácido),

III. Cálculos

Obtener por diferencia del peso del electrodo con el cobre adherido menos el peso del electrodo antes de la electrodeposición , la cantidad y el porcentaje de cobre en la muestra.

Pre-laboratorio

- 1.- ¿Para qué agregas una pequeña cantidad de urea?
- 2.- ¿Cuál es la reacción en el cátodo?
- 3.- Busca en la bibliografía, cuales podrían ser las reacciones en el ánodo.
- 4.- Enuncia la Ley de Faraday.

Post-laboratorio

- 1.- Realiza un esquema de la electrodeposición de cobre y un diagrama de celdas.
- 2.- Calcula el porcentaje de cobre en la muestra.
- 3.- Con los datos de la intensidad de corriente y el tiempo empleado en la electrodeposición calcula la cantidad de cobre que debe depositarse y compáralo con el que tiene teóricamente la muestra.
- 4.- Concluye

* Prácticas de laboratorio

Laboratorio de química analítica

Práctica 8. Titulaciones complejométricas

Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

- 1.- Determinar la cantidad de magnesio en una muestra dada titulación con EDTA.
- 2.- Entenderá que es un complejo y sabrá que los complejos con EDTA son compuestos con constantes de formación muy grandes y por lo tanto son muy estables.
- 3.- Manejará constantes de equilibrio condicionales y mediante ello entenderá porque las titulaciones con EDTA deben efectuarse a pH controlado de 10.
- 4.- Tendrá la habilidad de detener la titulación al cambio de vire del indicador Eriocromo Negro T.

I.- Introducción teórica:

Los complejos son iones o moléculas formados por un catión central (ácido de Lewis) unido a iones o moléculas por enlaces coordinados; a estos últimos se les conoce como ligandos, ya que son capaces de ceder un par de electrones (base de Lewis).

Los ligandos son átomos (o un grupo de átomos) con uno o más pares de electrones no compartidos (como halógenos, bases nitrogenadas, hidróxidos, etc.), si solo tiene un par disponible para compartir se les llaman unidentado, o si tiene más pares se les denomina bidentados, tridentados, tetradentados, hexadentados o bien, polidentados.

Los ligandos polidentados suelen dar lugar a quelatos, que forman anillos de cinco o seis pares de electrones compartidos al átomo central (Metal).

En volumetría existen pocos métodos de titulación por formación de complejos monodentados ya que las constantes de formación son pequeñas y es difícil determinar el punto final de la reacción. Cuando una molécula es capaz de ceder más de un par de electrones, el complejo polidentado que se forma con el catión es más estable que los monodentados, y si la relación molar catión-ligando es 1:1 se obtienen puntos de equivalencia bien definidos. Las curvas de titulación presentan inflexiones pronunciadas y sus constantes de formación son superiores a 10^8 , por lo que los resultados analíticos son de gran exactitud.

Existe gran variedad de compuestos que forman complejos polidentados, entre los que se encuentran ácidos aminopolicarboxílicos y poliaminas. El más usado es el EDTA (ácido etilendiaminotetraacético que simbolizamos como H_4Y), ya que muchos metales forman complejos muy estables con él.

El problema de una titulación con EDTA es que se debe llevar a pH controlado de 10 para tener en la solución la especie libre Y^{4-} en una proporción alta ya que es la que reacciona con el metal de manera cuantitativa y en relación 1 a 1 con constantes de formación grandes. A pH muy altos los metales precipitan como hidróxidos y a pH menores a 10 el EDTA se encuentra en cualquiera de sus formas ácidas.

1. Material

- 1 Bureta de 50 mL
- 3 Matraces erlenmeyer de 250 mL
- 1 Probeta de 20 mL

2. Reactivos:

1. Solución Problema de cloruro de magnesio
2. Solución buffer amoniacal de pH 10
3. HCl diluído
4. NaOH 1 N
5. Electrodo medidor de pH
6. Solución patrón de EDTA 0.05 M
7. Eriocromo Negro T

II.- Técnica:

1. Introducir en tres matraces erlenmeyer, una alícuota de 10 mL de la solución problema y llevar a 100 mL con agua destilada.
2. Se añade poco a poco HCl diluído de tal manera que quede una solución clara.
3. Ajustar el pH a 7 con NaOH 1N.
4. Agregar 5mL de buffer amonio-cloruro de amonio y la puntita de una espátula de eriocromo negro T (un indicador) y titular con EDTA disódico 0.05 M hasta que el indicador cambie de morado a azul.

Cada mL de EDTA 0.05 M equivale a 6.010 mg de sulfato de magnesio.

III.- Cálculos:

Calcula la cantidad de cloruro de magnesio y de magnesio en cada muestra.

En el análisis tiene que dar las razones para mantener un cierto pH durante la titulación con EDTA; el porqué primero se neutraliza con el NaOH en lugar de hacerlo directamente con el buffer.

No olvidar sacar el %Error y analizar los resultados.

Pre-laboratorio:

- 1.- Explicar que sucedería si la titulación se llevara a cabo a pH 4.
- 2.- Definir alfa y cual es su valor a pH 10.
- 3.- ¿Cuánto vale la constante condicional a pH 10?
- 4.- Investigar que cationes se valoran por titulación complejométrica con EDTA, en la industria. Y por qué.
- 5.- Realiza los cálculos para preparar la solución de EDTA 0.05 M.

Post-laboratorio:

- 1.- Calcula la concentración de magnesio y cloruro de magnesio en la muestra problema.
- 2.- Calcula el promedio de las concentraciones en tus tres titulaciones y calcula el porcentaje de error.