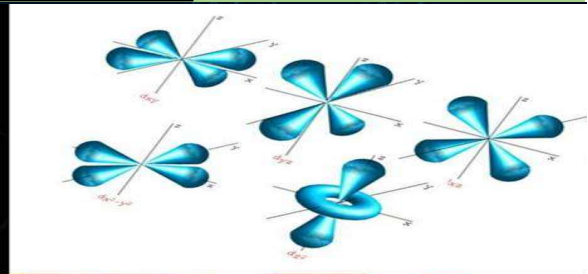
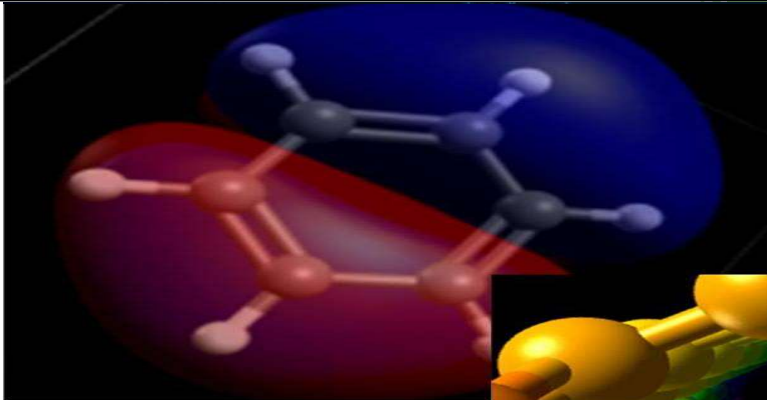




Universidad Autónoma de Sinaloa
Escuela de Ingeniería de Mazatlán
Licenciatura en Ingeniería Civil

Edición 2023

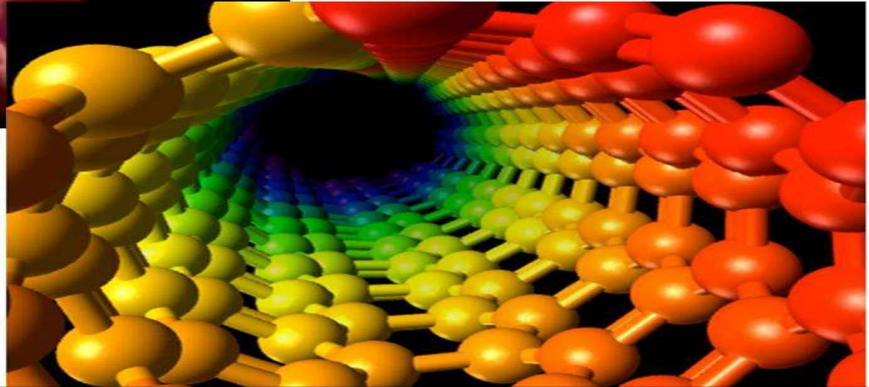
Laboratorio de Química Básica



Group

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt			

Labels: Alkali metals, Alkaline earth metals, Transition metals, Lanthanides, Actinides, Halogens, Noble gases, Metalloids.



Edición 2023

ÍNDICE

	Página
1. Introducción	5
2. Normas del laboratorio	6
3. Química: 01. Identificación del material, instrumentos y equipo de laboratorio y su utilización	7
4. Química: 02. Mezclas y compuestos	10
5. Química: 03. Sólidos cristalinos	16
6. Química: 04. Preparación de una muestra pura de un elemento	20
7. Química: 05. Electrólitos	23
8. Química: 06. Reacciones de precipitación	28
9. Química: 07. Reacciones ácido-base y Titulación ácido-base	32
10. Química: 08. Reacciones óxido-reducción	37
11. Química: 09. Preparación de disoluciones	40
12. Bibliografía	44

PRACTICAS FALTANTES

- Análisis gravimétrico
- Titulación Redox
- Composición química del cemento

INTRODUCCIÓN

El presente manual se diseñó para complementar la enseñanza que se imparte en el aula a los alumnos que cursan la materia de Química Elemental en esta Facultad, por lo que hace necesario que se encuentren impresas, ordenadas, acorde a los avances programáticos de la materia.

Los principales objetivos de este manual de prácticas son: Introducir al alumno en amplio campo experimental para que comprenda como se llevan a cabo los fenómenos físicos, químicos y las reacciones químicas que cotidianamente se presentan en la naturaleza, así como desarrollar habilidades en el manejo de instrumentos, material de laboratorio y juzgar la exactitud y precisión de los datos experimentales.

La experiencia nos enseña que “hacer Química” sólo se logra a través del trabajo de laboratorio. Cada experimento es una pregunta a la naturaleza, y obtener la respuesta requiere de la observación y análisis cuidadoso de cada paso.

El trabajo en el laboratorio implica la adquisición de hábitos, el desarrollo de habilidades y destrezas, así como la explicación y justificación teórica de los fenómenos. Por lo tanto se deberá observar disciplina y trabajar con orden y limpieza, siguiendo lo establecido en las normas del laboratorio.

NORMAS DEL LABORATORIO

1. Usar siempre bata y dependiendo de los experimentos que se van a desarrollar también se aconseja el uso de lentes de protección.
2. No fumar ya que es peligroso porque hay materiales y vapores inflamables; además de que se contamina el ambiente.
3. No ingerir alimentos o bebidas en el laboratorio.
4. No usar el material de laboratorio como recipiente para comer o beber. Porque siempre hay posibilidad de contaminar los alimentos, con sustancias tóxicas y/o corrosivas.
5. Lavar las manos periódicamente.
6. Mantener el área de trabajo perfectamente limpia.
7. En caso de accidente, aún leve, avisar de inmediato al profesor.
8. Realizar el experimento siguiendo el instructivo. No hacer modificaciones sin consultar antes al profesor. El probar haber que pasa puede resultar en serios accidentes.
9. Leer las etiquetas antes de usar los reactivos. Nunca regresar el reactivo sin usar al frasco. Si se tomó en exceso, dejar el exceso para otro estudiante o trasvasarlo a un frasco y etiquetarlo.
10. Calentar lentamente el material de vidrio. Cuando se caliente un líquido en un tubo de ensayo o en otro recipiente nunca apuntar la boca hacia uno mismo o hacia un compañero.
11. Nunca probar el sabor de un reactivo. Cuando se necesite oler un reactivo; no hacerlo directamente del recipiente, abanicar con la mano los vapores y entonces oler.
12. Nunca verter agua sobre un ácido concentrado. Siempre agregar lentamente el ácido sobre el agua mientras se mezclan.
13. Si se desprenden gases durante un experimento, realizarlo bajo la campana de extracción.
14. Verter los reactivos líquidos que ya no sirven en los recipientes que indique el profesor.
15. No tirar sólidos por la tarja.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI-01. IDENTIFICACIÓN DEL MATERIAL, INSTRUMENTOS Y EQUIPO DE LABORATORIO Y SU UTILIZACIÓN

1.1 Objetivo

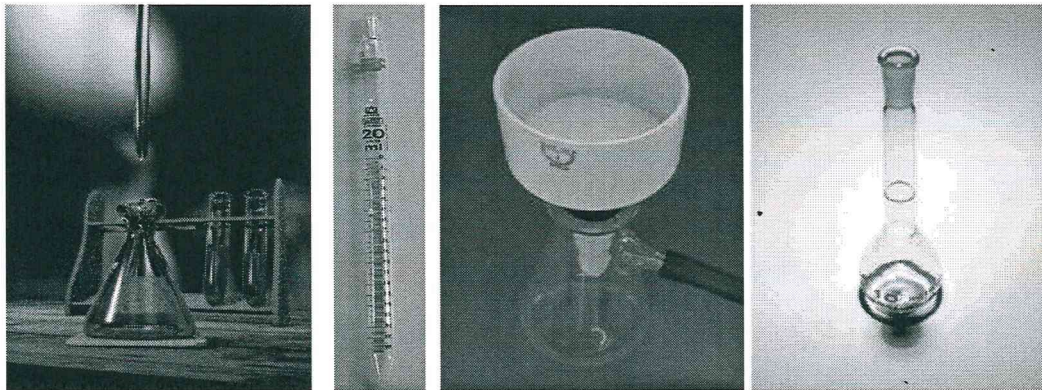
Que el alumno pueda identificar el material de vidrio, equipo de laboratorio y su utilización.

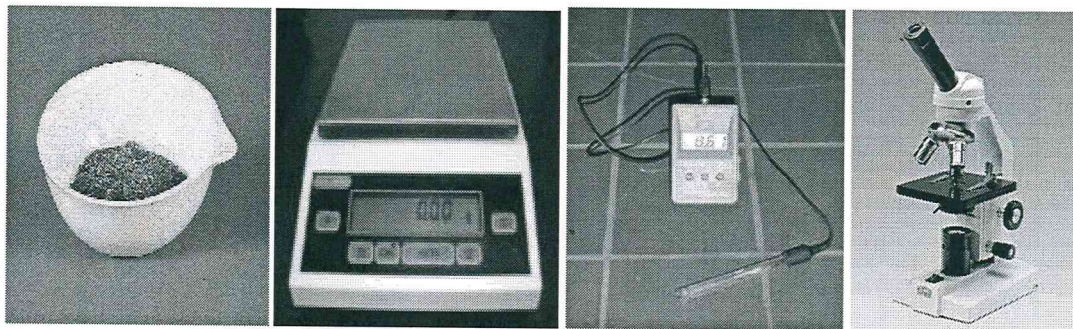
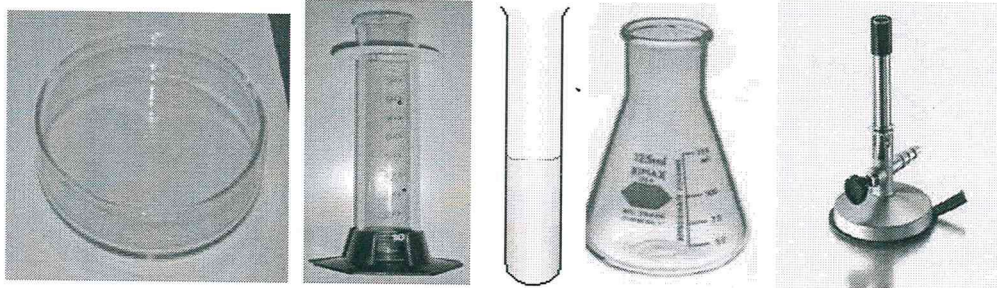
1.2 Introducción

El material y los equipos de laboratorio requieren ser manejados con mucho cuidado ya que estos son costosos. Por lo que se requiere que al alumno se le de un entrenamiento sobre el manejo de los instrumentos, tales como las balanzas analíticas, espectrofotómetros, equipos de esterilización, microscopios, agitadores magnéticos, potenciómetros etc.

1.3 Procedimiento.

Se dará una explicación del funcionamiento de cada equipo del laboratorio ambiental, a si como se les mostrará el material de vidrio, el cual deberán dibujar colocando a cada uno su nombre respectivo.





También se les enseñará como pesar en la balanza analítica

**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA**

REPORTE DE LA PRÁCTICA: QUI-01

Nombre de la práctica: Identificación del material, instrumentos y equipo de laboratorio y su utilización

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿Alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____

Comentarios _____

Nombre del maestro:

Firma



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI- 02. MEZCLAS y COMPUESTOS

2.1 Objetivos

- Mostrar algunas técnicas de separación de los componentes de una mezcla y adquirir los criterios necesarios para seleccionar una técnica específica con base en las propiedades físicas que exhiban los componentes de la mezcla.
- Realizar una reacción de precipitación, separar el producto sólido y determinar el rendimiento del precipitado obtenido.

2.2 Marco teórico

2.2.1 Mezclas

La materia suele clasificarse para su estudio en sustancias puras y mezclas. Las sustancias puras se caracterizan porque tienen composición fija, no pueden separarse por métodos físicos en otras sustancias más simples y durante un cambio de estado la temperatura se mantiene constante. Una *mezcla* es una combinación física de dos o más sustancias puras, la mezcla tiene composición variable y sus componentes pueden separarse por métodos físicos, además la temperatura es variable durante el cambio de estado.

Las mezclas se clasifican en *heterogéneas* cuando constan de dos o más fases y sus componentes pueden identificarse a simple vista o con ayuda de un microscopio. Por ejemplo, un pedazo de granito es una mezcla de pequeños granos de diferentes compuestos como cuarzo, mica y feldespato. Las *mezclas* homogéneas, usualmente llamadas *soluciones*, constan de una sola fase (región en la que todas las propiedades químicas y físicas son idénticas). Los componentes de una solución están tan íntimamente mezclados que son indistinguibles, tal es el caso de la solución que se forma entre agua y NaCl.

En el laboratorio generalmente se requiere separar los componentes de una mezcla, bien sea para determinar su composición o para purificar los componentes y usarlos en reacciones posteriores. Las técnicas a utilizar dependen del estado general de la mezcla (sólida, líquida o gaseosa) y de las propiedades físicas de los componentes.

2.2.2 Técnicas de separación de mezclas

Para mezclas sólidas se pueden utilizar las siguientes técnicas de separación: *disolución*, *lixiviación* y *extracción*. Éstas técnicas requieren de la utilización de un solvente *selectivo* para separar uno o algunos de los componentes. Cuando la mezcla sólida contiene partículas de diferente tamaño se utiliza el *tamizado*.

Si se trata de mezclas líquidas constituidas por una sola fase, puede usarse la destilación si la diferencia de los puntos de ebullición entre los componentes es apreciable (10°C aproximadamente), además puede utilizarse la extracción si los componentes de la mezcla tienen diferente solubilidad en un determinado solvente. Por otra parte, la cristalización aprovecha la diferencia en los puntos de solidificación de los componentes.

Para separar mezclas heterogéneas, por ejemplo sólido-líquido, se pueden utilizar técnicas tales como la *filtración*, la *centrifugación* o la *decantación*.

La filtración puede ser simple (por gravedad) y al vacío. La filtración por *gravedad* se realiza vaciando la mezcla sobre un embudo que contiene un papel de filtro. El líquido pasa a través del papel y el sólido es retenido. El embudo generalmente se soporta sobre un aro de hierro o sobre un trípode (figura 1).

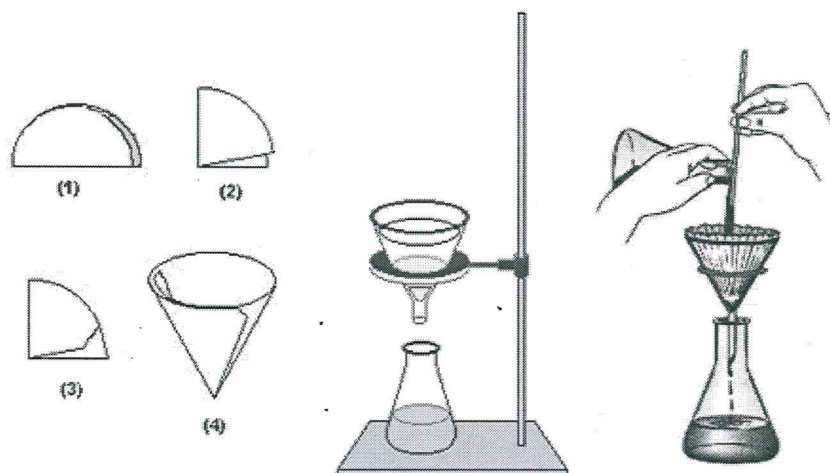


Figura 1 Filtración por gravedad

La filtración *al vacío* se utiliza cuando se requiere un proceso más rápido. En estos casos se utiliza un *embudo Buchner*, el cual posee una placa con huecos para soportar el papel de filtro (figura 2). Existen embudos Buchner de porcelana, vidrio y plástico. Antes de colocarse, el papel de filtro se recorta de modo tal que tape todos los huecos pero sin que quede levantado en las paredes. El papel se humedece con agua destilada para fijarlo en su lugar. El embudo está provisto de un anillo de caucho que encaja perfectamente en la boca de un erlenmeyer de tubuladura lateral. Cuando el líquido (filtrado) es importante, es conveniente colocar una trampa entre el erlenmeyer que recibe el filtrado y la trompa de succión, porque siempre existe el peligro de que el agua se devuelva y contamine el filtrado.

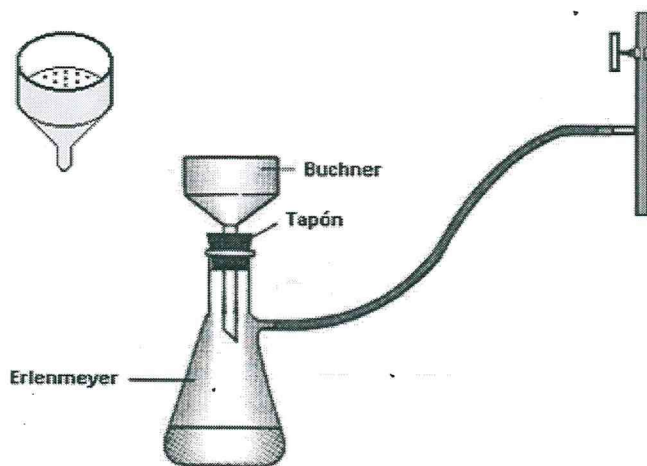


Figura 2 Filtración al vacío

La decantación es una técnica de separación que aprovecha la diferencia de densidades. Generalmente el sólido es más denso que el líquido por lo cual se deposita en el fondo del recipiente, mientras la parte superior del líquido queda prácticamente sin partículas del sólido y se puede retirar con facilidad. En los procedimientos donde el sólido requiere ser lavado para retirar algún producto soluble, es conveniente combinar la filtración con la decantación.

El sólido a ser lavado, actualmente disperso en sus *aguas madres* (la solución de la cual precipitó), se deja en reposo. Cuando el sólido se ha decantado, se transfieren suavemente al embudo las capas superiores del líquido. Se agrega más solución de lavado al vaso, se agita y se repite el procedimiento hasta que los iones o el producto que se quiere retirar no se encuentren presentes en el filtrado, en ese momento ya se puede transferir todo el sólido al papel de filtro con la ayuda de un frasco lavador.

Si se trata de una mezcla inmiscible líquido-líquido, puede usarse un embudo de separación en el cual el líquido más denso se deposita en la parte inferior del embudo, de donde se puede extraer abriendo la llave del mismo.

Otra técnica muy utilizada para separar mezclas líquidas y gaseosas es la *cromatografía*. Existen varios tipos: cromatografía de papel, de capa delgada, de columna, de gases y líquida. En la cromatografía de papel la fase fija es papel de filtro y la móvil es un líquido que se desplaza o recorre el papel impulsado por el fenómeno de capilaridad.

2.3 Materiales y equipo

- Mezcla sólida (CaCO_3 , NaCl , SiO_2 , HCl conc)
- Vasos de precipitados de 400 y 250 mL
- Vidrio de reloj
- Mechero
- Soporte
- Malla de asbesto
- Espátula
- Agitador
- Probeta de 25 mL
- Embudo
- Papel de filtro
- Cápsula de porcelana
- Equipo de filtración al vacío

2.4 Procedimiento

2.4.1 Separación de los componentes de una mezcla sólida de CaCO_3 , NaCl y SiO_2

- Mezclar porciones iguales de CaCO_3 , NaCl y SiO_2
- Pesar 2.00 g de mezcla y llevarla a un vaso de precipitados de 400 mL. Adicionar lentamente 10 mL de agua agitando continuamente. Filtrar por gravedad a través de un papel de filtro previamente pesado y recoger el filtrado en una probeta graduada.
- Pesar una cápsula de porcelana limpia y seca, añadir 5.00 mL del filtrado y someter el conjunto a evaporación. La cápsula debe taparse con un vidrio de reloj previamente pesado (figura 4).

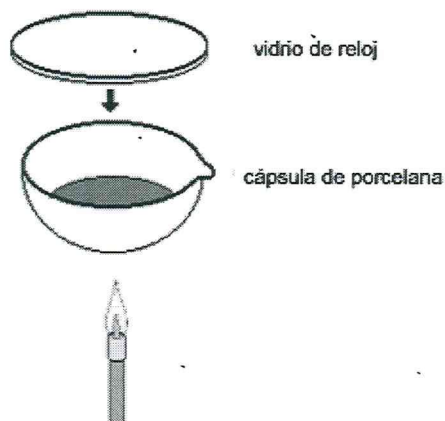


Figura 4 Evaporación de la solución de NaCl

- Cuando el solvente en la cápsula se haya evaporado y el componente 1(NaCl) esté seco, se deja enfriar el conjunto a temperatura ambiente y se pesa. Luego se

vuelve a calentar por 5 min, se deja enfriar y se pesa de nuevo. El procedimiento se repite hasta obtener un peso constante.

- Añadir más agua destilada al vaso de precipitados con el fin de lograr la transferencia de todo el resto de la mezcla sólida al papel de filtro. Adicionar lentamente, con una pipeta, HCl 4.0 M al sólido en el papel de filtro. Lavar repetidas veces el componente 2 en el papel de filtro con el filtrado ácido y finalmente con agua destilada utilizando una pizeta. Transferir el papel a la estufa a una temperatura de 110 °C hasta sequedad. Retirar el conjunto de la estufa y pesar. Repetir el calentamiento otros 5 min. Pesar nuevamente y repetir el procedimiento hasta peso constante.

2.5 Cálculos y resultados

Completar la siguiente información con ayuda de sus datos experimentales.

Procedimiento 2.4.1 - Separación de mezclas

MEZCLA No. _____

Masa de la mezcla _____ g

Masa de la cápsula + vidrio de reloj _____ g

Masa de la cápsula + vidrio de reloj + residuo 1 _____ g

Masa del papel de filtro _____ g

Masa del papel de filtro + residuo 2 _____ g

Procedimiento 2.4.1 - Separación de la mezcla No. _____

Componente	Identificación	Masa (g)	Porcentaje (%)
1			
2			
3			

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA: QUI-02

Nombre de la práctica: Mezclas y compuestos

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

¿La composición de la mezcla obtenida por usted, debe coincidir con la obtenida por los otros grupos? Justifique su respuesta.

- ¿Por qué el precipitado debe pesarse varias veces hasta obtener un peso *constante*? ¿Qué pasa con los resultados si se pesa caliente?

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿Alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____

Comentarios _____

Nombre del maestro:

Firma:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI- 03: SÓLIDOS CRISTALINOS

3.1 Objetivo

Formar cristales a partir de diferentes sustancias y observarlos con ayuda de la lupa binocular.

3.2 Introducción

Cristal, porción homogénea de materia con una estructura atómica ordenada y definida y con forma externa limitada por superficies planas y uniformes simétricamente dispuestas. Los cristales se producen cuando un líquido forma lentamente un sólido; esta formación puede resultar de la congelación de un líquido, el depósito de materia disuelta o la condensación directa de un gas en un sólido. Los ángulos entre las caras correspondientes de dos cristales de la misma sustancia son siempre idénticos, con independencia del tamaño o de la diferencia de forma superficial.

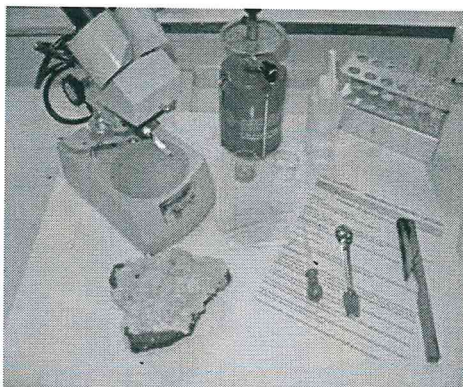
La mayor parte de la materia sólida muestra una disposición ordenada de átomos y tiene estructura cristalina. Los sólidos sin estructura cristalina, como el vidrio, se denominan amorfos. Debido a su estructura, son más parecidos a un líquido que a un sólido. Se conocen como líquidos superenfriados.

La tendencia que provoca la formación de cristales homogéneos a partir de mezclas líquidas, se puede aprovechar para purificar muchas sustancias cristalinas. Los químicos usan este método con frecuencia. En particular, los compuestos orgánicos, se purifican casi siempre por recristalización.

El crecimiento cristalino se inicia cuando un cristal diminuto que se haya formado extrae de su entorno más material de su misma constitución. A veces, en ausencia de este primer cristal, o semilla, la cristalización no se produce, y la solución queda supersaturada, del mismo modo en que un líquido bajo su *punto de solidificación* está superenfriado. Cuando se produce una sustancia orgánica nueva, suele ser difícil formar el primer cristal salvo que se encuentre una sustancia isomórfica. La tendencia a la cristalización disminuye con la viscosidad creciente del líquido; si una disolución queda muy supersaturada o superenfriada se hace muy viscosa, y la cristalización deviene casi imposible. Un enfriado o una evaporación adicional del solvente produce primero un jarabe y luego un vidrio.

3.3 Material

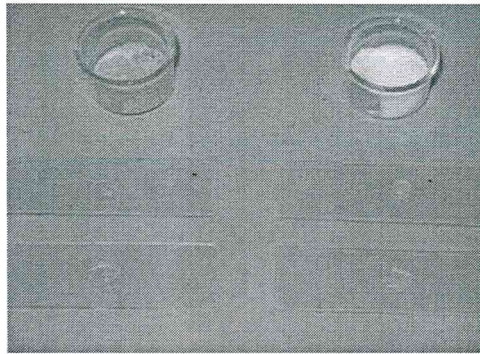
Lupa binocular, 4 portaobjetos, cloruro sódico (NaCl), sulfato de cobre en polvo (CuSO_4), cuentagotas, cucharilla o espátula, 2 tubos de ensayo, mechero, pinzas de madera.



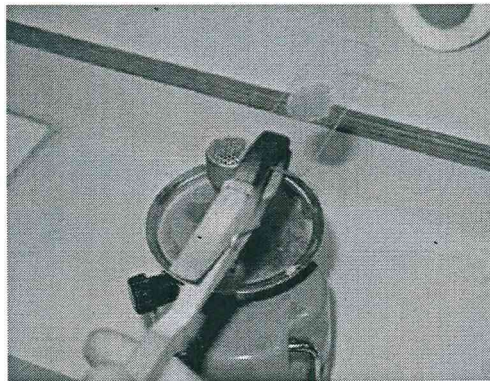
3.4 Procedimiento

3.4.1 Prepara dos disoluciones sobresaturadas, una de cloruro sódico (NaCl) y otra de sulfato de cobre (CuSO_4). Toma dos tubos de ensayo y añade en cada uno agua hasta alcanzar una altura equivalente a la de dos o tres dedos. En un de los tubos de ensayo coloca un poco de NaCl y en el otro CuSO_4 , agita los tubos hasta que ambos solutos se disuelvan en el agua. Ve añadiendo pequeñas cantidades de soluto hasta observar que ya no se disuelve. Cuando la disolución no admita más soluto se calienta, evitando que entre en ebullición, y se añade nuevamente una pequeña cantidad de soluto. Agita cuidadosamente hasta que se produzca la completa disolución.

3.4.2. Toma dos portaobjetos y con un cuentagotas coloca en cada uno de ellos, una gota de la disolución de NaCl . En otros dos portaobjetos haz la misma operación con la solución de CuSO_4 .



3.4.3 Con una pinza de madera toma uno de los portaobjetos que contiene la solución sobresaturada de NaCl y calienta directamente a la llama del mechero, para lo cual debes moverlo por encima de la llama hasta que se produzca la total desecación (hay que tener cuidado de no dejar quieto el portaobjetos encima de la llama, ya que con el calor el vidrio se romperá). Haz la misma operación con uno de los portaobjetos que tienen la solución sobresaturada de CuSO_4



3.4.4 Los otros dos portaobjetos se dejarán encima de la mesa, sin moverlos, hasta que se inicie la evaporación del agua y comiencen a formarse los cristales.

3.4.5 Una vez iniciada la evaporación observa detenidamente ambas preparaciones con ayuda de la lupa binocular.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA: QUI-03

Nombre de la práctica: **SÓLIDOS CRISTALINOS**

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

¿Cómo has obtenido una solución sobresaturada? _____

Describe y dibuja los cristales que se van formando:

¿Observas cristales en la gota que se ha evaporado lentamente? _____
Si la contestación es afirmativa, ¿son todos los cristales del mismo tamaño? _____ ¿dónde se encuentran los más grandes? _____ ¿y los más pequeños? _____

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____

Comentarios _____

Nombre del instructor:

Firma



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE SINALOA FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI-04.PREPARACIÓN DE UNA MUESTRA PURA DE UN ELEMENTO

4.1.- Objetivo

Probar el método para purificar un elemento.

4.2 Introducción

Los *elementos químicos* se componen de átomos, que son extremadamente pequeños. Todos los átomos de un elemento dado tienen las mismas propiedades químicas y contienen el mismo número de protones. Cada elemento ha recibido un nombre único y un símbolo derivado del nombre. Actualmente se conocen 112 elementos, 90 de los cuales se dan en la Naturaleza y los restantes se han creado sintéticamente desde la década de 1930 por diferentes métodos. Los elementos se pueden dividir en metales y no metales. La gran mayoría de los elementos son metales; sólo 18 son no metales.

Propiedades de los *metales*: son sólidos (excepto el mercurio, que es líquido), conducen la electricidad, son dúctiles (se pueden estirar para formar alambres), son maleables (se pueden laminar) y pueden formar aleaciones (soluciones de uno o más metales en otro metal).

En contraste, ninguno de los *no metales* conducen la electricidad, son más diversos en sus propiedades físicas que los metales, a temperatura ambiente el bromo es el único elemento líquido.

Unos cuantos elementos (boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio y telurio) se clasifican como *metaloides*, elementos que tienen algunas propiedades características de los metales y otras de los no metales

Los *gases elementales* helio (He), neón (Ne), argón (Ar), criptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn) existen como átomos individuales. Otros no metales existen como moléculas.

4.3 Materiales y Equipos

- a) Dos vasos de vidrio o de plástico de 300 mL
- b) 100 mL de vinagre (3.5 oz)
- c) jabón
- d) un clavo de hierro, broche para papel u otro trozo de hierro de tamaño similar
- e) lima para uñas o papel de lija
- f) 40-50 cm de hilo o cordel delgado
- g) Lupa (opcional)
- h) 15-20 monedas de 20 centavos opacas (no sirven las brillantes)

4.4 Procedimiento

Lave el trozo de hierro con jabón, séquelo y limpie todavía más la superficie con una lima para uñas hasta que brille. Ate un extremo del hilo alrededor de un extremo del trozo de hierro.

Coloque los centavos en un vaso (A) y vierta en él suficiente vinagre hasta cubrirlos. Rocié un poco de sal, agite el líquido para que entre en contacto con todas las monedas y observe lo que sucede.

Cuando parezca que ya no pasa nada, vierta el líquido en el segundo vaso (B), dejando las monedas en el vaso A (es decir, decante el líquido). Suspense el trozo de hierro del hilo de modo que quede medio sumergido en el líquido del vaso B.

Observe el trozo de hierro durante unos 10 minutos, y luego use el hilo para sacarlo del líquido.

Obsérvelo detenidamente, con una lupa si la tiene.

Compare la parte que se sumergió con la parte que permaneció arriba de la superficie del líquido.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA QUI-04

Nombre de la práctica: Preparación de una mezcla pura de un elemento

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

1.-¿ Qué pareció sucederle a los centavos? _____

2.-¿ Como podría explicar lo que ocurrió a los centavos en términos de un modelo microscópico? Cite observaciones que apoyen su conclusión.-

3. ¿Qué pareció sucederle al trozo de hierro? -

4. ¿ Este método sería útil para purificar el cobre?

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____
Comentarios _____

Nombre del instructor:
Firma



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI- 05. ELECTROLITOS

5.1 Objetivo

Verificar que los electrolitos son capaces de conducir la electricidad tanto en sistemas inorgánicos como en biológicos.

5.2 Introducción

Los electrolitos son sustancias que, al disolverse en agua, son capaces de conducir la electricidad, ejemplos de éstos son las sales, los ácidos y las bases.

Algunos óxidos, al disolverse en agua, forman bases o ácidos y por lo tanto conducen la corriente eléctrica.

Existen sustancias que no conducen la electricidad al disolverse en agua, éstas reciben el nombre de no electrolitos.

Esa es la diferencia entre un electrolito y un no electrolito, que al disolverse en agua, el primero produce iones en solución y el segundo no.

Cuando en una solución se ha formado un número suficiente de iones, ésta es capaz de conducir la corriente eléctrica.

Para determinar si una sustancia en solución es un electrolito o no electrolito, se utiliza un sencillo aparato, constituido por un par de electrodos conectados a un foco, una pila y un vaso de precipitados.

5.3 Material:

Una pila de 6 V

4 pilas de 9V

Frascos de vidrio

Agua,

20 centímetros de cable duplex (dos colores: rojo y negro),

20 centímetros de cable blanco,

Foco pequeño,

Pedazo de metal,

Papel aluminio,

Navaja de precisión

Naranja, clips, clavos,
Agitador, cinta de aislar, vasos
Sal de mesa,
Colador y tijeras.

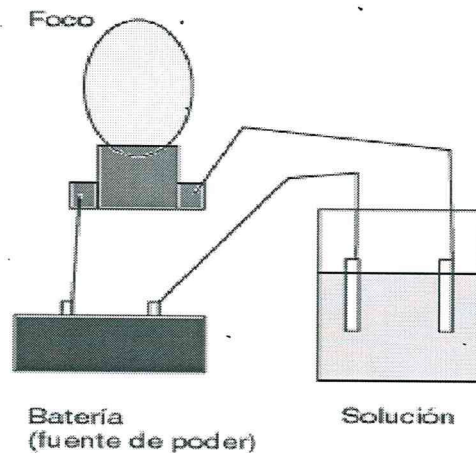
5.4 Procedimiento

- Tomar el cable duplex y con cuidado separar los dos cables a fin de tener separados los colores rojo y negro
- Quitar a los extremos de los 3 colores de cables la envoltura plástica y torcer los filamentos de cobre
- Colocar un extremo de cable rojo sobre una terminal del foco pequeño y fijarlo con cinta
- El otro extremo del cable rojo se fija a un polo de la pila de 9 Voltios (fuente de poder)
- Fijar un extremo de cable negro sobre la otra terminal del foquito y aislarlo con cinta
- Al otro extremo del cable negro sujetar un clip metálico abierto
- Sobre el otro polo de la batería (fuente de poder) se sujeta un extremo de cable blanco
- Al final del procedimiento, tenemos como electrodos a un clip sujeto al cable negro y un extremo de cobre que pertenece al cable blanco
- Hacer que se toquen ambos electrodos y ver que el foco enciende

5.4.1 El agua pura es un mal conductor de la electricidad

- Utilizar el mismo sistema elaborado anteriormente
- Sumergir los dos electrodos sin que se toquen en un vaso de precipitado que contiene agua para beber (baja en sodio)
- Anotar resultados y observaciones

NOTA: Es necesario que para cada experimento siguiente se cambie la pila ya que se descarga.



5.4.2 El cloruro de sodio es un electrolito fuerte

- Sacar los electrodos del agua
- Añadir 3 cucharadas de sal de mesa (cloruro de sodio) y agitar hasta que se disuelvan
- Sumergir los electrodos sin que se toquen y ver que ahora sí se enciende el foco

5.4.3 El jugo de naranja también conduce electricidad

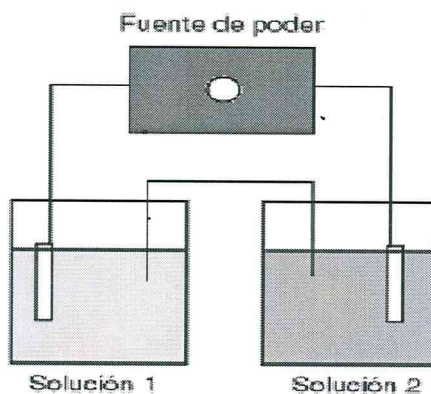
- Lavar los electrodos con agua
- Repetir el procedimiento sumergiendo los electrodos en jugo de naranja recién obtenido
- Observar que sí se enciende el foco

5.4.4 Oxidación de un clavo

- A un polo de la batería de 9 V sujetar un extremo de cable rojo.
- Del otro extremo del cable rojo sujetar un clavo.
- Fijar un extremo de cable negro sobre el otro polo de la pila.
- Ahora los dos polos son un clavo y el extremo del cable negro.
- Sumergir los dos electrodos sin que se toquen en una solución de cloruro de sodio y esperar 3 minutos.
- Observar el burbujeo.
- Sacar los electrodos y ver el color del clavo y de la terminal del cable negro.
- Anotar sus resultados y observaciones.

5.4.5 Burbujeo de hidrógeno

- A un polo de la batería de 6 V sujetar un extremo de cable rojo
- Del otro extremo del cable rojo sujetar un clip
- Fijar un extremo de cable negro sobre el otro polo de la pila.
- Preparar en dos frascos soluciones de cloruro de sodio en agua
- Sumergir cada electrodo en un frasco diferente
- Cerrar el circuito mediante el empleo de un cable blanco, el cual va a sumergirse en los dos frascos
- Observar si hay burbujeo en las cuatro terminales (el clip, el extremo del cable negro y los dos extremos de los cables blancos)



Variantes

Usar en lugar del jugo de naranja, agua mineral, una bebida deportiva que contenga electrolitos o una solución con azúcar, utilizar en lugar del clip un trozo de papel aluminio o un alfiler.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA QUI-05

Nombre de la práctica: Electrolitos

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____
Comentarios _____

Nombre del instructor:
Firma



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI- 06. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

6.1 Objetivo

Observar las reacciones de precipitación y practicar las técnicas de decantación, y sedimentación, así como el balance de las ecuaciones químicas.

6.2 Introducción

Precipitación: La precipitación es la acción de separar partículas sólidas en líquidos claros mediante alguna reacción química o mutación física. El cuerpo sólido se separa en forma de precipitado. La sustancia que ocasiona la precipitación, se llama precipitante y el líquido que queda en el vaso por encima del precipitado se llama líquido sobrenadante.

El precipitado, por lo general se asienta en el fondo del vaso por gravedad, en otros casos queda suspendido y en otros, flota en la superficie.

Decantación: Consiste en la separación del sólido, sedimentado en el fondo del recipiente del líquido sobrenadante, vaciando con cuidado el líquido. El tratamiento se usa frecuentemente en el lavado del precipitado antes de la filtración.

Sedimentación: Asentamiento de la fase sólida en la suspensión por el efecto de gravedad.

6.3 Material y reactivos

Solución de yoduro de potasio KI
Nitrato de plomo $Pb(NO_3)_2$
Agua destilada
Nitrato de plata 0.1 M
Ácido clorhídrico 0.1M
Cloruro de sodio 0.1M
Vidrio de reloj
Vaso
Varilla
Embudo de filtración
Papel filtro
Pizeta
Estufa
Balanza
Gradilla
Tubos de ensayo

6.4 Procedimiento a)

- Consistirá en la determinación de la cantidad de Pb presente en una muestra de nitrato de plomo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. El nitrato de plomo se convierte en yoduro de plomo insoluble, según la reacción siguiente:



- Pese en la balanza 0.5 g de nitrato de plomo (II) utilizando un vidrio de reloj.
- Coloque la muestra pesada en un vaso de precipitado, disolverla con 20 mL de agua destilada agitando con una varilla de vidrio.
- Agregue a la solución anterior, gota a gota, aproximadamente 40 mL de la solución de yoduro de potasio hasta lograr una cantidad apreciable del precipitado amarillo de yoduro de plomo.
- Deje sedimentar el precipitado durante unos 5 minutos.
- Pese el papel filtro y anote su peso en cuaderno.
- Filtrar por gravedad, usando embudo de vidrio y el papel filtro anterior.
- Vierta cuidadosamente el contenido del vaso sobre el filtro, tratando de no enturbiar la solución y para evitar que se tapen los poros del filtro. Use una varilla para dirigir la caída de líquido.
- Lave repetidamente el precipitado con agua destilada de la pizeta y continúe filtrando.
- Lleve el embudo con el filtro a la estufa y deje secar a una temperatura entre 80°C y 90°C .
- Una vez seco el filtro, déjelo enfriar y péselo en la balanza, anotando el dato en cuaderno.
- Determine por diferencia el peso de yoduro de plomo formado.
- Con estos datos, calcule la cantidad de plomo presente en el yoduro de plomo obtenido, si se sabe que una mol de yoduro de plomo pesa 461 gramos y contiene una mol de plomo de 207 gramos:

Peso Molar de PbI_2 ----- **Peso Molar de Pb**

Peso de PbI_2 obtenido ----- **X**

Donde:

$$\begin{array}{l} \text{Peso Molar de PbI}_2 = 461 \text{ g / mol} \\ \text{Peso Molar de Pb} = 207 \text{ g / mol} \end{array}$$

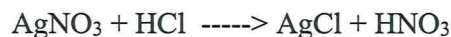
$$\text{Peso de PbI}_2 \text{ obtenido} = \text{Peso (filtro+precipitado)} - \text{Peso (filtro sólo)}$$

Preguntas

- 1.- ¿Por qué las suspensiones calientes se filtran más rápido, que frías?
- 2.- Explique, si mediante la técnica de decantación se logra la separación total de la sustancia que se quiere separar. ¿Por qué?

6.5 Procedimiento b)

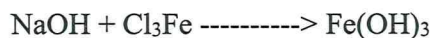
- Colocar en una *gradilla* 2 tubos de ensayo. Añadir 1 mL de disolución de AgNO_3 0,1M en dos tubos de ensayo diferentes.
- Añadir al primer tubo de ensayo 1 mL de disolución de HCl 0,1M y observar la formación de un precipitado blanco.
- Añadir al segundo tubo de ensayo 1 mL de disolución de NaCl 0,1M y observar nuevamente la formación de un precipitado blanco.
- Las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:



La sustancia que precipita en ambas reacciones es el AgCl

Los iones que no reaccionan o espectadores son $(\text{NO}_3)^-$ (nitrato) en ambos casos y el H^+ en el 1º y Na^+ en el 2º.

Completa y ajusta las siguientes reacciones de precipitación:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA QUI-06

Nombre de la práctica: Reacciones de precipitación

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿Alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____
Comentarios _____

Nombre del instructor:
Firma



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI- 07. REACCIONES ÁCIDO – BASE Y TITULACIÓN ÁCIDO-
BASE

7.1 Objetivos:

Aprender a determinar la concentración de una solución (ácida o básica) mediante la titulación ácido-base.

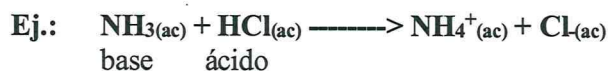
7.2 Introducción

Definición de ácidos y bases según diferentes teorías:

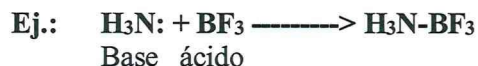
- (a) Teoría de Arrhenius: un ácido es aquella sustancia que agregada al agua, aumenta la concentración de iones hidronio, H_3O^+ , de la solución. Una base es aquella sustancia, que al ser agregada al agua, aumenta la concentración de iones oxhidrilo, OH^- , en la solución.



- (b) Teoría de Lowry y Brønsted: un ácido es una sustancia capaz de donar uno o varios protones, H^+ ; una base es sustancia capaz de aceptar uno o varios protones.



- (c) Teoría de Lewis: una base es toda sustancia capaz de ceder un par de electrones y un ácido es toda sustancia capaz de aceptar un par de electrones, para formar un enlace covalente coordinado.



La aplicación práctica de las reacciones ácido-base, es la neutralización ácido-base, que es la reacción entre las cantidades equivalentes estequiométricamente de un ácido y una base:

N° equivalentes ácido = N° equivalentes base.

El método volumétrico ácido-base consiste en determinar la concentración de un ácido o una base, haciéndola neutralizar con una base o un ácido, respectivamente, de concentración conocida. El procedimiento utilizado en la volumetría se llama titulación y el dispositivo utilizado, se llama bureta.

La titulación es la adición controlada de un volumen conocido de una solución (ácida o básica a otra (básica o ácida) hasta su neutralización completa. El momento de la titulación, en que los equivalentes de ácido y base se igualan, se llama punto de equivalencia y se detecta mediante los indicadores.

Los indicadores son colorantes orgánicos que tienen las coloraciones distintas dependiendo de las concentraciones de los iones hidronio y de los iones de oxhidrilo.

7.3 Materiales y reactivos:

- Matraz aforado de 250 mL
- Gradilla con 8 tubos de ensayo
- 4 goteros
- Vaso de precipitación
- Pipeta
- Varilla
- Espátula
- Balanza analítica
- Erlenmeyer
- Bureta de 50 mL con llave de paso
- Acido clorhídrico, HCl 0.1M
- Solución de NaOH 0.1M
- Acido clorhídrico HCl concentrado
- Fenolftaleina SI al 0.5%
- Anaranjado de metilo SI al 0.5%
- Agua destilada
- Carbonato de sodio anhidro

7.4 Determinación del viraje de color de indicadores en medio ácido básico-neutro

En tres tubos de ensayo coloque 5 mL de agua destilada.

Al primer tubo agréguele 5 gotas de HCl 0.1M y 3 gotas de anaranjado de metilo.

Al segundo tubo agréguele solo 3 gotas de anaranjado de metilo SI.

Al tercer tubo agréguele 5 gotas de NaOH 0.1M y 3 gotas de anaranjado de metilo SI

Anote en una tabla las coloraciones producidas.

Repita el ensayo utilizando el indicador de fenolftaleína SI

Resuma el resultado en la siguiente tabla:

Indicador	Color en medio ácido	Color en medio neutro	Color en medio Básico
Anaranjado de metilo			
Fenolftaleina			

7.5 Preparación de una solución de HCl para que sea estandarizada.

Preparar 250 mL del ácido clorhídrico aproximadamente 0.1N.

7.6 Valoración de la solución preparada de HCl

La valoración de la solución preparada del ácido clorhídrico se realizará mediante la titulación con un patrón primario que es el carbonato de sodio anhidro. La reacción entre el carbonato de sodio y el ácido clorhídrico, es:



El peso equivalente - gramo del carbonato de sodio se calcula como la mitad de su peso molecular-gramo:

$$\text{Peso eq.-g Na}_2\text{CO}_3 = \frac{1}{2} \text{Peso mol.-g} = \frac{1}{2} 106 = 53 \text{ g/eq.-g.}$$

7.6.1 Procedimiento:

Pesar 2 gramos de carbonato de sodio anhidro en la balanza de precisión, colóquelos en un erlenmeyer de 250 mL de capacidad, añada unos 25-30 mL de agua destilada y 5 gotas del indicador anaranjado de metilo. Disuelva el carbonato, dando movimientos giratorios al matraz.

Lave y enjuague una bureta y llénela con el ácido clorhídrico preparado. Asegúrese, de que la espiga de la bureta este llena y sin burbujas de aire. Ajuste el nivel del ácido en la marca "cero".

Comience la adición controlada del ácido de la bureta a la solución del carbonato en el erlenmeyer, agitando la solución en el mismo mediante el movimiento giratorio del matraz.

Cuando la coloración amarilla de la solución en el erlenmeyer se torne de amarilla clara a anaranjada, cierre la llave de la bureta y anote el volumen de la solución consumida en la neutralización.

Caliente un poco la solución neutralizada (sin dejar que hierva) para eliminar el dióxido de carbono formado en la titulación. Si el color naranja retorne al amarillo claro, añada más ácido de la bureta, hasta lograr color naranja otra vez. Rectifique el volumen del ácido gastado.

Calcule la normalidad exacta del ácido, tomando en cuenta que:

$$\# \text{ eq.-g carbonato} = \# \text{ eq.-g ácido}$$

$$W \text{ carb.} / \text{Peso eq.-g carb.} = N \text{ ácido} \times V, \text{ ácido}$$

$$N \text{ ácido} = W \text{ carb.} / \text{Peso eq.-g carb.} \times V, \text{ ácido}$$

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA QUI-07

Nombre de la práctica: Reacciones ácido-base

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

1.-¿Qué es un ácido de Lewis y una base de Lewis?

2.-¿Qué relación encuentra Ud. entre los conceptos ácido-base de Lewis y los conceptos receptor-donador en la definición del enlace covalente coordinado (dativo)?

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____
Comentarios _____

Nombre del instructor:
Firma



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI-08. REACCIONES DE OXIDO-REDUCCIÓN

8.1. Objetivos

Observar el proceso de cristalización de algunos metales, con germinación y crecimiento de los cristales, en presencia de otros metales diferentes, en virtud de reacciones de óxido-reducción.

8. 2. Introducción

Los metales poseen distinta capacidad para reducirse u oxidarse y por lo tanto, presentan distinto poder oxidante o reductor. Cuando un metal tiende a oxidarse, entonces es capaz de perder electrones con gran facilidad. Estos electrones servirán para reducir a otra sustancia: Por lo tanto, un metal con tendencia a oxidarse actúa como *reductor*. Por el contrario, un metal que presente mayor facilidad para captar electrones se reducirá "*arrancando*" electrones de otra sustancia. Este metal actuará así como un *oxidante*.

El poder oxidante o reductor de los metales es la causa de que, puestos en contacto, desarrollen entre ellos reacciones redox por la transferencia de electrones desde el metal más reductor hasta el más oxidante. Los metales que se oxiden perderán electrones y se transformarán en iones solubles, mientras que los metales que se reducen, si están previamente en forma iónica, pasarán a su estado atómico fundamental y precipitarán en forma sólida. Este fenómeno se conoce como *cristalización de los metales*.

En esta práctica se trata de aprovechar la diferencia en la capacidad oxidante y reductora de algunos metales para formar cristales de los metales que tengan más tendencia a reducirse (los más oxidantes). Si por ejemplo colocamos un pedazo de alambre de cobre en una solución de nitrato de plata (AgNO_3), tendremos en el medio átomos de cobre e iones de plata (Ag^+), además de iones NO_3^- que no presentan mayor interés. De acuerdo con los datos de la tabla los iones de plata tienen un potencial de reducción estándar más positivo que los iones de cobre (Cu^{2+}) y por tanto muestran una mayor tendencia a reducirse que los iones de cobre. La reacción redox sería:



Se formaría entonces un depósito de plata cristalizada en el medio acuoso. Por la misma razón y, en función de los valores de potenciales estándar de reducción observados en la tabla,



Estas reacciones darán lugar a la formación de depósitos cristalinos de cobre y plomo respectivamente.

8.3. Material y reactivos

- Vasos de precipitado (2 de 50 mL)
- Matraces aforados (2 de 100 mL)
- Kitasato
- Pipetas de diferentes capacidades
- Alambre de cobre o Cobre, metal, virutas
- Clavos o limaduras de hierro o Hierro metal, limaduras
- Zinc en láminas o Zinc metal granalla
- Nitrato de plata solución 2% p/v
- Sulfato cúprico (CuSO_4) solución al 5%: preparar a partir de Cobre(II) Sulfato 5-hidrato
- Nitrato de plomo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ solución al 5%: preparar a partir de Plomo(II) Nitrato

8.4. Procedimiento

8.4.1 Precipitación de cristales de plata

Se llena un tubo de ensayo previamente pesado con 10 mL de la solución de nitrato de plata y a continuación se introduce en ella un trozo de cable de cobre pelado, de unos 15 cm, y con los hilos separados, y que anteriormente se habrá pesado, preferentemente en balanza analítica. Al cabo aproximadamente de unos minutos se observarán de forma vistosa los cristales, se decanta el líquido y el tubo con el alambre de cobre y la plata depositada se introduce en una estufa para ser pesados al día siguiente.

8.4.2. Precipitación de cristales de cobre:

Se coloca un clavo o mejor unas limaduras de hierro en un vaso de precipitados de 50 mL previamente llenado con 30 mL de la disolución de sulfato de cobre (II) y se observa la formación de cristales patentes por el cambio de color en el sólido. Decantar, llevar a la estufa y pesar al día siguiente.

8.4.3. Precipitación de cristales de plomo:

Se coloca una lámina de zinc o bien zinc en granalla, en un vaso de precipitados que contenga 30 mL de la solución de nitrato de plomo y se observa el crecimiento arborescente de los cristales de plomo que se depositan sobre el zinc.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA QUI-08

Nombre de la práctica: Reacciones de óxido-reducción

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

1. Anotar las operaciones necesarias para calcular el rendimiento de la cristalización de la plata.
2. Anotar las operaciones necesarias para calcular el rendimiento de la cristalización del cobre.
3. Indicar en cada reacción cual es el elemento que se oxida y cual el que se reduce

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿Alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____
Comentarios _____

Nombre del instructor:
Firma



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA FACULTAD DE INGENIERÍA

QUI- 09. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

9.1 Objetivo

Aprender a preparar disoluciones de concentración dada, ya que la mayor parte de las reacciones químicas tienen lugar en forma de disolución.

9.2 Introducción

Una disolución es una mezcla homogénea de dos sustancias denominadas soluto (la que participa en menor proporción) y disolvente. El disolvente es generalmente un líquido, y el soluto puede ser un sólido, un líquido o un gas.

A la cantidad de soluto disuelta en una determinada cantidad de disolvente se le conoce con el nombre de concentración. Esta concentración puede expresarse de diversas formas:

FRACCIÓN MOLAR (X_s , X_d): Número de moles de soluto (o disolvente) dividido por el número de moles totales.

MOLALIDAD (m): Número de moles de soluto entre el número de kilogramos de disolvente.

MOLARIDAD (M): Número de moles de soluto dividido entre los litros de disolución.

NORMALIDAD (N): Número de equivalentes-gramo de soluto entre los litros de disolución.

Se conoce como solubilidad, la cantidad máxima, generalmente en gramos, que pueden disolverse en una determinada cantidad de disolvente. Una disolución saturada es aquella que contiene, a una determinada temperatura, el máximo de soluto que puede disolver.

9.3 Material y reactivos:

Vidrio de reloj, vaso de precipitado de 100 mL, matraz aforado de 250 mL, varilla de vidrio, cuentagotas, pipeta.

Hidróxido sódico, ácido clorhídrico 0,1N.

9.4 Procedimiento

PRÁCTICA A: Preparación de 250 mL de una disolución 0,1 M de NaOH.

En primer lugar se han de realizar los cálculos para saber la cantidad de NaOH (sólido) necesario.

Conocida la cantidad de soluto (NaOH), se pesa dicha cantidad en un vidrio de reloj tarado y se pasa a un matraz aforado de 250 mL. Se le añade un poco de agua y se agita hasta la completa disolución del soluto. A continuación se le va añadiendo el resto de disolvente (agua) hasta enrasar exactamente el menisco con la marca superior del matraz. Es conveniente que las últimas porciones, se añadan gota a gota, con una pipeta o con un cuentagotas, para evitar pasarnos.

Si fuera necesario calentar la disolución para disolver, se llevaría a cabo en un vaso de precipitados y sólo con una pequeña cantidad de disolvente. Una vez conseguida la disolución, se pasaría al matraz aforado, lavando varias veces con disolvente. Una vez fría se enrasa.

PRÁCTICA B: Obtener 250 mL. de disolución 0,1 N a partir de una disolución de HCl 1 N.

Primero debemos calcular cuantos mililitros de la disolución inicial son necesarios para preparar la nueva disolución.

Con una pipeta se toma el volumen calculado de la disolución 1 N y se vierte en el matraz aforado. A continuación se añade disolvente (agua) procurando arrastrar las posibles gotas que hayan quedado en cuello del matraz en la operación anterior. Finalmente se enrasa.

PRACTICA C: Determinar la molaridad real de la solución de NaOH que se preparo a 0.1 M

Se toma una bureta de 50 mL. y se enjuaga con un pequeño volumen de ácido clorhídrico 0,1 N tratando de mojar toda la superficie interior de la misma. A continuación se coloca en un soporte dejando escurrir el líquido de lavado. Cerramos la llave y ayudándonos de un embudo llenamos la bureta con la disolución de ácido clorhídrico 0,1 N pasando de la marca para enrasar a continuación.

En un erlenmeyer de 250 mL. Se agrega con exactitud 40 mL. del HCl y se añaden dos gotas de indicador, agitando con cuidado para homogeneizar el contenido.

Llenamos otra bureta limpia y seca con la disolución problema de hidróxido sódico. A continuación se comienza la valoración utilizando la bureta para añadir el NaOH al erlenmeyer que contiene el HCl. Al principio puede operarse añadiendo pequeñas porciones de la disolución, pero luego, al acercarnos al punto de equivalencia, las adiciones deberán ser gota a gota y espaciadas, agitando el matraz con cuidado para que,

a la vez que se mezclen bien ambas disoluciones, ninguna gota de la disolución problema (NaOH) pueda quedarse en las paredes del mismo.

El punto final se prevé cuando, al añadir una nueva gota de disolución problema, vemos que comienza a aparecer color rosa que le cuesta desaparecer al agitar. Añadiremos gota a gota hasta que la disolución quede con un ligero color rosa persistente. Se lee entonces en la bureta el volumen de disolución de hidróxido sódico añadido.

Por último usando la fórmula calculamos la normalidad o molaridad de la disolución problema

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SINALOA
FACULTAD DE INGENIERÍA
REPORTE DE LA PRÁCTICA QUI-09

Nombre de la práctica: Preparación de disoluciones

Nombre del alumno: _____ Fecha _____
Grupo _____ Grado _____ Equipo _____

RESULTADOS

CONCLUSIONES Y COMENTARIOS

¿Alcanzaron los objetivos? Sí _____ No _____
Comentarios _____

Nombre del instructor:
Firma

9. Bibliografía

- Brown L. (2004). "Química, La Ciencia Central", 9ª edición, Ed. Pearson.
- Chang R., (2002). "Química". 7ª edición, Ed. Mc Graw – Hill.
- Douglas, B. E. McDaniel, D. H. (1994) "Conceptos y modelos de Química Inorgánica". 2ª edición. Ed. Reverté.
- Kotz JC, Treichel PM., (2003). "Química y Reactividad Química", segunda edición, Ed. Thomson México.
- Martínez U., Narros S., (2006). "Experimentación en Química General", Editorial Thomson Learning Ibero.
- Masterton, W. L.; Hurley, C. N. (2001). "Química. Principios y Reacciones". 4ª edición, Thomson.
- Moore. Stanitski. Wood. Kotz. (2000) "El mundo de la Química. Conceptos y aplicaciones. 2ª. Edición. Edi. Pearson Educación. México.
- Whitten K.W., Davis R.E., Peck M.L. (1998) "Química General". Ed. McGraw-Hill. Teijón J.

ESCUELA DE INGENIERÍA DE MAZATLÁN
LABORATORIO DE QUÍMICA BÁSICA
Relación de equipo y reactivos por prácticas

Practica 1.- Identificación del material, instrumentos y equipo de laboratorio y su utilización

Materiales.

- No incluye

Equipo

- No incluye

Practica 2.- Mezclas y compuestos

Materiales.

- Vasos de precipitados de 400 y 250 mL ✓
- Vidrio de reloj ✓
- Mechero ✓
- Soporte ✓
- Malla de asbesto ✓
- Espátula ✓
- Agitador ✓
- Probeta de 25 mL ✓
- Embudo ✓
- Papel de filtro ✓
- Cápsula de porcelana ✓

Equipo.

- Equipo de filtración al vacío ✗

Reactivos e insumos

- Mezcla sólida (CaCO_3 , NaCl , SiO_2 , HCl conc) ✓

Practica 3.- solidos cristalinos

Materiales.

- Lupa binocular ✓
- 4 portaobjetos ✓
- cuentagotas ✓
- cucharilla o espátula ✓
- 2 tubos de ensayo ✓
- Mechero ✓

Rea