



**TECNOLÓGICO DE ESTUDIOS
SUPERIORES DE ECATEPEC**

**DIVISIÓN DE INGENIERÍA ELECTRÓNICA Y
TELEMÁTICA**

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

ASIGNATURA: QUÍMICA

REALIZARON:

MARÍA DEL ROSARIO GONZÁLEZ BAÑALEZ

MARÍA TERESA GONZÁLEZ BAÑALES

SEPTIEMBRE 2009

PRESENTACIÓN

El presente manual de prácticas fue realizado, para la asignatura de Química, el cual, intenta proporcionar a los docentes y estudiantes un material de apoyo que facilite el proceso enseñanza-aprendizaje, a través del trabajo en el laboratorio, reforzando de esta manera, la teoría mostrada en el salón de clases.

Las prácticas de este manual, son presentadas para que el estudiante logre un aprendizaje significativo, debido a que están diseñadas de forma que el docente actúe como guía y el estudiante participe activamente, haciendo experimentos y al mismo tiempo aprendiendo por descubrimiento.

Dicho lo anterior, se justifica el brindar a los alumnos un manual que los encamine a la aplicación de los conceptos teóricos, permitiendo profundizar más en los casos prácticos.

ÍNDICE

PRÁCTICA 1. Conocimiento del material y equipo de laboratorio.....	1
PRÁCTICA 2. Mediciones de laboratorio.....	15
PRÁCTICA 3. Propiedades de la materia	22
PRÁCTICA 4. Estequiometria de una reacción.....	29
PRÁCTICA 5. Propiedades de los elementos y su ubicación en la tabla periódica.....	36
PRÁCTICA 6. Espectros atómicos.....	42
PRÁCTICA 7. Elaboración de un indicador para sustancias ácidas y básicas.....	48
PRÁCTICA 8. Propiedades de ácidos y bases.....	55
PRÁCTICA 9. Reacción de síntesis.....	61
PRÁCTICA 10. Conductividad por iones.....	68
PRÁCTICA 11. Electrólisis: Construcción de una celda electrolítica.....	75

PRÁCTICA No.1	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Conocimiento del material y equipo del laboratorio.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Familiarizarse con cada uno de los aparatos, equipo y material frecuentemente utilizados, para manejarlos adecuadamente con lo cual desarrollará la habilidad necesaria para realizar las prácticas de este manual.</p>	

ANTECEDENTES.

En el estudio del análisis químico cuantitativo es necesario que el estudiante conozca el material y equipo que será usado, así como los cuidados especiales que se le deben dar, para obtener los resultados más precisos en los trabajos analíticos.

En el análisis cuantitativo, la mayor parte de los materiales que se utilizan son de un vidrio especial, resistente a la acción de las sustancias químicas, que pueden superar cambios bruscos de temperatura, también se utiliza la porcelana que impide la adherencia de partículas y es fácil de limpiarla, ya que está cubierta por una capa esmaltada y brillante; además existe el material metálico de sostén y el equipo para realizar operaciones específicas.

Para lograr resultados exitosos en el análisis cuantitativo es de gran importancia la limpieza del material. Las soluciones que se emplean deben ser exactas, es decir, representar la cantidad de una sustancia en un volumen determinado; para lograrlo se emplea el material volumétrico que proporciona la medida exacta y que tiene un aforo o enrase que marca la capacidad del mismo (probeta graduada, matraz volumétrico, pipeta volumétrica y bureta).

El material de vidrio común, sin aforar se usa cuando no se requiere la preparación de soluciones muy exactas, como por ejemplo: el vaso de precipitados y el matraz Erlenmeyer.

En la siguiente tabla se menciona el nombre, la utilidad y el funcionamiento de algunos materiales y equipos mayor mente utilizados en el laboratorio.

Nombre	Utilidad	Funcionamiento
Matraz volumétrico.	Se utiliza para diluir un volumen determinado de cualquier sustancia.	La solución que se va a diluir se vierte al matraz y a continuación se añade el diluyente hasta llenar las dos terceras partes del matraz; se agita y por último se añade el diluyente llevándose a la marca de aforo.
Pipeta.	Se utiliza para transferir un volumen determinado de solución.	Se toma con la mano derecha, enfocada entre el dedo pulgar y los dedos meñique, anular y medio, se llena por aspiración lenta y cuidadosa. Cuando el líquido ha ascendido un poco más arriba de la señal inicial, se tapa con el índice de la misma mano aumentando o disminuyendo, la presión.
Bureta.	Se utiliza para transferir con exactitud cantidades variables, de solución.	Se usa montada al soporte universal por medio de las pinzas para bureta cuidando que la graduación quede al frente del estudiante o laboratorista.
Probeta.	Se utiliza sólo en los casos en los que no afecte el resultado del problema por ser un aparato de poca exactitud.	Es un aparato cilíndrico de distintas capacidades que presenta una base de diferente forma como medio de sostén.
Capsulas.	Se emplean para concentrar determinado tipo de soluciones hasta la sequedad y observar la coloración del producto obtenido.	Las cápsulas son por lo general de porcelana, pudiéndose encontrar de diversos materiales, tales como aluminio y níquel y de diferentes capacidades.

Crisoles.	Sirven para calcinar substancias.	Para manipularlos se usan pinzas para crisol.
Desecadores.	Sirve para detener los pesa filtros, crisoles y otros recipientes.	Es un recipiente de vidrio grueso con tapadera que cierra herméticamente impidiendo la entrada de la humedad del medio ambiente.
Mufla.	Se emplea para calcinar muestras a alta temperatura.	Convierte los precipitados a una forma que puedan pesarse o para quemar los materiales orgánicos antes del análisis inorgánico.
Estufas.	Se emplean para secar las muestras antes de pesarlas	Están bien ventiladas para que el calentamiento sea uniforme. La temperatura que suele emplearse es aproximadamente de 110° C, pero pueden alcanzar temperaturas de 200° C a 300 ° C.

ACTIVIDAD.

Conocimiento general del material y equipo de laboratorio e indicar el nombre y los usos de cada uno.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

Material de vidrio: Tubo de ensaye, Vaso de precipitado, Matraz bola de fondo plano, Matraz Erlenmeyer, Matraz de destilación, Matraz kitazaco, Matraz de aforación, Agitador de vidrio, Pipeta graduada, Pipeta volumétrica, Densímetro, Probeta graduada, Termómetro, Bureta, Frasco reactivo ámbar, Frasco reactivo claro, Embudó de filtración rápida, Embudo de decantación, Tubo refrigerante recto, Tubo refrigerante de serpentín, Tubo refrigerante de rosario, Vidrio de reloj, Cristalizador.

Material de Metal: Balanza granataría, Cucharilla de combustión, Mechero bunsen, Mechero de alcohol, Tripie, Soporte universal, Arillo metálico, Tela de asbesto, Pinzas para tubo de ensaye, Pinzas para bureta, Pinzas para refrigerante, Baño María, Espátula.

Material de porcelana plástico y madera: Gradilla, Embudo de plástico, Crisol, Capsula de porcelana, Mortero y pistilo, Tapones horadados.

EQUIPO

Equipo para operaciones específicas: Mufla, Estufa, Desecador.

(Desarrollo)

Elabora el dibujo de cada uno de los materiales usados en el laboratorio y anotar en el espacio correspondiente el uso que se le da.

Material de vidrio.

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Material de metal.

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :
Uso:

Material de porcelana plástico y madera:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Equipo para operaciones específicas:

Nombre :	Nombre:
Uso:	Uso:

Nombre :
Uso:

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Completa correctamente los siguientes enunciados.

1. ¿Qué aparato se usa para pesar las sustancias en las prácticas de laboratorio de química?

2. ¿Qué recipientes se utilizan para almacenar reactivos?

3. ¿Cómo se llaman las partes que forman al aparato de destilación y sirven para enfriar el vapor y transformarlo en líquido?

4. ¿Qué pieza se utilizó durante la práctica para colocar los tubos de ensaye?

5. ¿Cómo se llama el instrumento que se utilizan para pulverizar los reactivos sólidos?

6. ¿Cómo se llaman los instrumentos que sirven para medir cantidades pequeñas de un líquido?

7. ¿Qué instrumento se utiliza para medir cantidades mayores de líquido, con exactitud?

8. ¿Cómo se llama el recipiente que pueden utilizarse para medir líquidos, preparar soluciones o efectuar reacciones?

9. ¿Qué instrumento sirve para realizar filtraciones con vacío?

10. ¿Cuáles son los cuatro materiales necesarios para calentar una solución en un recipiente de vidrio?

11. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

José de Jesús Gómez Díaz, Prácticas de Química, Emma E. Paniagua, Segunda Edición, México.

García Pérez, José Antonio Teijón Rivera, Química: Teoría y Problemas Tébar, Segunda Edición, México.

<p>PRÁCTICA</p> <p>No.2</p>	<p>NOMBRE DE LA PRÁCTICA.</p>
	<p>Mediciones de laboratorio.</p>
<p>OBJETIVO.</p> <p>Aprender a aplicar las técnicas de medición que se emplean con mayor frecuencia en las prácticas de laboratorio, tales como pesar sólido o líquido en la balanza granataria o medir líquidos con la pipeta, la probeta y el vaso de precipitados.</p>	

ANTECEDENTES.

Es importante adquirir la habilidad de medir y pesar con precisión, ya que el resultado de una práctica depende, en un gran porcentaje, de la exactitud con la que se realice la medición de los reactivos que van a ser utilizados por tal motivo, a continuación se hacen algunas recomendaciones:

Cuando se necesita pesar sólidos, primero hay que calibrar la balanza, lo cual se logra moviendo el botón calibrador situado a la izquierda del brazo de la báscula hacia delante o hacia atrás hasta que coincidan las marcas de medición. Una vez calibrada la báscula, se debe colocar sobre su plato un trozo de papel o un vidrio de reloj y determinar su peso. A este peso se debe sumar la cantidad de gramos que se requieren del reactivo sólido y mover la pesa marcando la cantidad requerida. Después se agrega el reactivo lentamente, hasta que el brazo de la palanca coincida con la marca de medición.

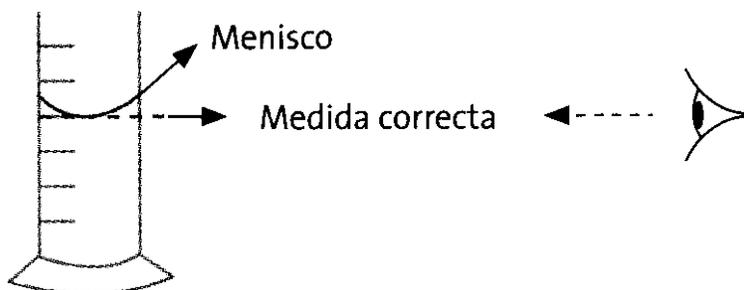
Para pesar líquido el procedimiento es similar: una vez calibrada la báscula, primero se pesa el recipiente que va a contener el reactivo líquido, se suma la cantidad en gramos del líquido y se marca con la pesa; después se agrega el líquido hasta que

coincidan las marcas.

NOTA: Se deberá realizar con mucho cuidado la colocación y retiro de los recipientes sobre el plato de la balanza y sin dejarlos caer; en caso contrario, se corre el riesgo de des calibrar la balanza y obtener un peso erróneo.

Cuando no es importante tener cantidades exactas en mediciones de líquidos en recipientes abiertos, se debe colocar el recipiente sobre la mesa, de tal manera que la superficie del líquido quede completamente horizontal, y leer la medida cuidando que los ojos queden a la misma altura que la superficie del líquido.

Para realizar mediciones con mayor precisión, se miden los líquidos en recipientes cerrados o angostos, como la probeta, la pipeta, la bureta o el matraz de aforación. Se debe observar, a la altura de la vista, la curvatura o menisco que se forma en la superficie del líquido y la medida exacta será cuando la parte inferior del menisco coincida con la línea de graduación que se requiera.



Si se utiliza una pipeta deberá tomarse con los dedos pulgar y medio, mientras que con el dedo índice se tapa y destapa el orificio por el cual se aspira para introducir el líquido. Si se manejan líquidos no peligrosos, como el agua, puede aspirarse directamente con la boca, como si se tratara de un popote; pero si se van a medir ácidos o álcalis fuertes, lo recomendable es utilizar una perilla de plástico.

ACTIVIDAD.

Utilizar materiales y equipos en diversas formas hasta lograr un verdadero dominio de las técnicas comunes en el laboratorio, así como su verificación.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

- 1 balanza granataria
- 1 probeta graduada de 50 ml
- 1 pipeta graduada de 10 ml
- 1 pipeta volumétrica de 5 ml
- 1 vidrio de reloj
- 1 agitador de vidrio
- 1 gradilla
- 1 espátula o cucharita
- 2 tubos de ensaye
- 3 vasos de precipitados de 200 ml

REACTIVOS

Cloruro de sodio

Agua

(Desarrollo)

1. Peso de sólidos. Comprueba que la balanza granataria esté calibrada, colocando las pesas en el extremo izquierdo del brazo. Las marcas de la derecha deben coincidir, de lo contrario mueve el botón calibrador de la izquierda hacia delante o hacia atrás

hasta que las marcas coincidan. Coloca un vidrio de reloj sobre el plato y determina su peso; suma dos gramos al brazo de la palanca y poco a poco ve agregando cloruro de sodio con una cucharita o espátula hasta que las marcas de medición coincidan.

¿Qué cantidad de cloruro de sodio contiene el vidrio de reloj?

2. Peso de líquidos. Pesa en la balanza granataria un vaso de precipitados; mueve la pesa en el brazo de la balanza para aumentar 100 g; vacía lentamente agua dentro del vaso hasta hacer coincidir las marcas.

¿Qué cantidad de agua contiene el vaso de precipitados?

¿Qué volumen lees en el vaso?

Deja el agua en el vaso y realiza el siguiente paso.

3. Medición de líquidos en recipientes abiertos. Toma otro vaso de precipitados, pésalo y agrégale agua hasta la marca de 100 ml. ¿Qué cantidad de agua contiene el vaso de precipitados? _____

Pésalo de nuevo y anota solamente el peso del agua: _____

Compara los valores de peso y volumen de los dos vasos de precipitados que contienen agua, anota lo que observas y da una explicación.

4. Medición de líquidos en recipientes cerrados o angostos. En uno de los vasos de precipitados que contienen agua, vacía el cloruro de sodio que pesaste y mezcla perfectamente.

¿Qué peso debe tener ahora el vaso?

Compruébalo en la balanza granataria. Tienes ahora una solución de cloruro de sodio con la que vas a realizar las siguientes mediciones:

- Con la probeta mide 30 ml.
- Con la pipeta graduada mide 2.5 ml, y viértelos en un tubo de ensaye.
- Con la pipeta volumétrica mide 5 ml, y viértelos en un tubo de ensaye.

Coloca ambos tubos en la gradilla y espera a que tu maestro revise las mediciones que efectuaste. Al terminar la práctica lava perfectamente el material y colócalo en la mesa.

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

1. Anota el nombre de cada utensilio y dibuja el material utilizado y una breve descripción del uso que le diste en esta práctica.

2. ¿Consideras necesario aprender a realizar mediciones en el laboratorio?

¿Por qué?

3. Si tuvieras que medir 5 ml de ácido sulfúrico, ¿Qué procedimiento seguirías?

4. ¿Cómo medirías 10 g de carbonato de sodio?

5. ¿Cómo medirías 30 g de alcohol?

6. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

José de Jesús Gómez Díaz, Prácticas de Química, Emma E. Paniagua, Segunda Edición, México.

Emma Moreno Barrera, La magia de la Química, McGraw Hill, Tercera Edición, México.

PRÁCTICA No.3	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Propiedades de la Materia.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Comprobar las propiedades generales y específicas de algunas sustancias, con el fin de confirmar que la materia puede identificarse a través de sus propiedades.</p>	

ANTECEDENTES.

Gran parte de las cosas necesarias para nuestra vida diaria están compuestas de materia y es la química la que se interesa en la composición y las transformaciones que sufre la materia. El químico estudia las propiedades de la materia para poder identificar, clasificar y dar usos a sus componentes. En esta práctica estudiaremos algunos conceptos básicos relacionados con la materia.

A la característica mediante la cual puede ser identificada o descrita cualquier cosa, se le conoce como propiedad, de tal manera que las sustancias que utilizamos en el laboratorio pueden ser reconocidas por sus características o propiedades.

La materia posee diversas propiedades mensurables y no mensurables. Éstas se dividen en dos grupos:

- Propiedades generales: no permiten la identificación de la clase de materia (sustancia).

Por ejemplo: la inercia y la extensión (mensurables); la impenetrabilidad (no mensurable).

- Propiedades características o específicas: permiten identificar la sustancia.

Por ejemplo: El peso específico (relación entre el peso y el volumen); el sabor (no mensurable).

ACTIVIDAD.

Identificar algunas de las sustancias químicas empleadas comúnmente en el laboratorio, de las cuales se estudiarán sus propiedades específicas y se determinan sus características para conocer sus usos y precauciones en su manejo.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

1 vidrio de reloj
1 Portaobjetos
1 microscopio
1 cuchara o espátula
1 vaso de precipitados de 50 ml
1 balanza granataria
2 probetas graduadas de 10 ml
6 tubos de ensaye

REACTIVOS

Cloruro de sodio
Agua
Carbonato de sodio
Sulfato de cobre
Laminillas o alambre de cobre

Zinc
Aluminio
Alcohol
Magnesio
Carbono
Manganeso

Nota: Podrán usarse sustancias diferentes las cuales se entregarán a los alumnos permitiendo que estos puedan practicar con la mayor cantidad posible de ellas, proporcionando entre uno y dos gramos de cada sustancia.

(Desarrollo)

Solicita a tu maestro diferentes tipos de sustancias y determina las propiedades de cada una de ellas siguiendo los pasos que se presentan a continuación, y llena la tabla de propiedades de la materia que aparece al final de esta actividad.

1. Observa que color presenta la sustancia; coloca una pequeña muestra en un portaobjetos y comprueba su porosidad (separación de sus moléculas) en el microscopio. Escribe en el cuadro si ésta es grande, media o no se observa separación. Regresa la muestra con el resto de la sustancia.

2. En la balanza granataria determina el peso de cada sustancia; utiliza un vidrio de reloj para los sólidos y un vaso de precipitados para los líquidos, y anota los resultados en el cuadro.

Determina su volumen, utiliza una probeta de 10 ml. Si la sustancia es sólida, tiene forma propia y no se disuelve en agua, coloca en la probeta 5 ml de agua, introduce la sustancia y observa cuánto se desplaza el agua; si le restas el volumen inicial de 5 ml al nuevo volumen, encontrarás el que corresponde a la sustancia; anótalo en el cuadro.

Si la sustancia es un polvo, seca perfectamente la probeta y mídelo como si se tratara de un líquido, golpea suavemente el fondo de la probeta para que se asiente el polvo.

3. La densidad es la propiedad de la materia que consiste en la relación entre su masa (que en este caso se toma como el peso) y su volumen; por lo tanto, para encontrar el valor de la densidad, se divide el peso entre el volumen de cada sustancia. Realiza estas operaciones y anota los resultados en la columna correspondiente.

4. En un tubo de ensaye coloca 5 ml de agua; agrega un gramo de una de las sustancias, agita y observa si se disuelve (completa o parcialmente) o no. Realiza esta operación con todas las sustancias con las que has trabajado y anota en el cuadro los resultados.

5. Consulta en una tabla los puntos de fusión y ebullición que corresponden a las sustancias que utilizaste durante la práctica y anótalos en los espacios correspondientes.

Sustancia	Aspecto color	Porosidad	Peso	Volumen	Volumen	Solubilidad	Punto de fusión	Punto de ebullición

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Con los datos del cuadro de propiedades de la materia, contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es la sustancia con mayor densidad?

2. ¿Qué sustancias tienen el mismo color?

3. ¿Cuál es la sustancia menos porosa?

4. ¿Cuál es la sustancia que al mismo tiempo tiene el mayor peso y el menor volumen?

¿Es la misma que tiene la mayor densidad?

¿Por qué?

5. ¿Cuál es la sustancia que tiene el menor peso y ocupa el mayor volumen?

¿Corresponde ésta con la que tiene la menor densidad?

¿Por qué?

6. ¿Qué sustancia tiene el punto de fusión más elevado?

¿Cuál tiene el punto de fusión más bajo?

7. ¿Qué sustancia tiene el punto de ebullición más elevado?

¿Cuál tiene el punto de ebullición más bajo?

8. ¿Qué estado de agregación molecular presentan las sustancias con el punto de fusión más elevado?

¿Cuál es el estado de agregación molecular de las sustancias con el punto de ebullición más bajo?

9. De las propiedades de la materia que se determinaron en la presente práctica, ¿Cuáles son generales?

¿Cuáles de ellas son específicas físicas?

¿Cuáles son específicas químicas?

10. Identifica la sustancia que es incolora, tiene un peso igual a su volumen y un punto de ebullición igual a 100° C.

11. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

John W. Moore, El mundo de la química conceptos y aplicaciones, Pearson Educación, Segunda Edición, México.

Ralph A. Burns, Fundamentos de Química General, Editorial Prentice – Hall, Segunda Edición, Latinoamericana.

PRÁCTICA No.4	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Estequiometría de una reacción.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Demostrar prácticamente, mediante la realización de una reacción química, que la cantidad de masa presente es la misma antes y después de efectuada la reacción.</p>	

ANTECEDENTES.

La estequiometria es el estudio de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en los cambios químicos.

Lavoisier, un químico ruso, fue el primero en estudiar cuantitativamente las reacciones químicas, encontró que si las reacciones se llevan a cabo en recipientes cerrados, de modo que no puedan escapar los gases, la masa total de los productos es igual a la masa total de los reactivos. En otras palabras, la cantidad de materia no cambia debido a las reacciones químicas; la materia no se crea ni se destruye. La cantidad de átomos de cada especie debe ser igual antes y después de la reacción. Esta regla se llama ley de la conservación de la materia.

Como se sabe la masa es la cantidad de materia, cuando se combinan cantidades específicas de materia, en realidad lo que está combinándose es la masa de las sustancias; por lo que la ley de la conservación de la materia aplicada a las reacciones químicas queda de la siguiente manera: "En toda reacción química, la masa total que se encuentra presente antes y después de la reacción es siempre la misma". Cuando se observa en la práctica esta ley, se considera que la masa de una sustancia es equivalente al peso que de la misma que se obtiene en la balanza.

La ley de la conservación de la masa se demuestra al efectuar una reacción en un recipiente cerrado, sin contacto con el medio ambiente, para evitar que la mezcla de sustancias pudiera contaminarse o que algún gas que se llegara a formar, pudiera escapar del recipiente. Si el experimento se realiza correctamente, al pesar en una balanza el recipiente cerrado antes y después de la reacción se obtendrá el mismo peso.

ACTIVIDAD.

Calcular las relaciones cuantitativas entre los reactantes y productos en el transcurso de una reacción química.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

- 1 matraz Erlenmeyer
- 1 balanza granataria
- 1 globo
- 1 vaso de precipitados
- 1 hilo para atar un tubo de ensaye
- 1 tapón monohoradado con termómetro para el matraz Erlenmeyer
- 2 pipetas graduadas de 50 y 10 ml
- 2 tubos de ensaye

REACTIVOS

- Solución de nitrato de plata al 10%
- Solución de yoduro de potasio al 10%
- Ácido acético
- Carbonato de sodio

(Desarrollo)

Primera parte

1. En un tubo de ensaye coloca 10 ml de solución de yoduro de potasio al 10%; átale un hilo en la parte superior de manera que queden libres 15 cm. En el matraz Erlenmeyer coloca 10 ml de solución de nitrato de plata al 10%.

Introduce el tubo de ensaye cuidando que no se mezclen las sustancias y que una parte del hilo quede fuera del matraz. Coloca el tapón con el termómetro de manera que éste mida la temperatura de la sustancia que se encuentra en el matraz.

¿Cuál es su temperatura? _____

2. Sin mover demasiado el matraz, pesarlo tal y como se encuentra.

¿Qué peso registra la balanza? _____

3. Con cuidado y sin quitar el tapón, inclinar el matraz para que salga el contenido del tubo de ensaye y se mezclen ambas sustancias.

¿Cuál es su peso ahora? _____

¿Cuál es la temperatura de la mezcla? _____

4. ¿Qué cambio observaste en las sustancias? _____

Describirlo.

¿Crees que haya ocurrido una reacción? _____

¿Por qué? _____

¿El peso del matraz y su contenido es el mismo antes y después de la reacción?

¿Por qué? _____

¿Cambió la temperatura de antes y después de la reacción? _____

¿Por qué? _____

Segunda parte

5. En un tubo de ensaye colocar 5 ml de ácido acético. Pesa 4.5 g de carbonato de sodio y con cuidado vacíalos dentro del globo. Colocar el globo en la boca del tubo de ensaye cuidando que quede bien sellado y que no se mezclen las sustancias.

6. Pesar un vaso de precipitados, colocar en él el tubo de ensaye con el globo y pesar nuevamente.

¿Cuánto pesa solamente el tubo con el globo? _____

7. Vacía lentamente el contenido del globo en el tubo de ensaye.

¿Consideras que se está realizando una reacción química? _____

¿Por qué? _____

8. Agitar el tubo hasta que deje de burbujear. Con cuidado desprender el globo y hacerle un nudo. Coloca el tubo en el mismo vaso de precipitados que pesaste, ponlo sobre el plato de la balanza junto con el globo anudado y anota el peso total.

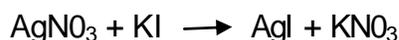
Réstale el peso del vaso y anota el peso del tubo con el del globo.

¿Es el mismo peso que registraste en el paso 6? _____

¿Por qué? _____

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

1. La reacción química que se produjo en la primera parte se expresa con la siguiente ecuación química, en donde los compuestos de la izquierda son los reactivos y los de la derecha son los productos:



Los nombres de los productos son: yoduro de plata y nitrato de potasio.

¿Cuáles son los nombres de los reactivos? _____ y

2. La ecuación química de la reacción efectuada en la segunda parte se expresa de la siguiente manera:



Como se puede observar, los reactivos son ácido acético y carbonato de sodio; y los productos, acetato de sodio, bióxido de carbono y agua.

¿Qué sustancia colocaste inicialmente en el tubo de ensaye?

¿Cuál colocaste en el globo antes de la reacción? _____

Estas dos sustancias ¿son reactivos, o productos? _____

¿Qué sustancias quedaron en el tubo después de la reacción?

¿Cómo se llama el gas que contiene el globo? _____

Estas tres sustancias ¿son reactivos, o productos? _____

¿Las sustancias iniciales tenían la misma apariencia que las sustancias que resultaron después de la reacción? _____

¿Por qué? _____

3. Con base en las respuestas anteriores, intenta dar una definición de:

Reactivo

Producto

Reacción

4. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

Jean B. Umland, Química General, Pearson, Tercera Edición, México.

Ralph A. Burns, Fundamentos de Química General, Editorial Prentice – Hall, Segunda Edición, Latinoamericana.

PRÁCTICA No.5	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Propiedades de los elementos y su ubicación en la tabla periódica.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Relacionar las propiedades específicas físicas de los elementos con su ubicación en la tabla periódica, separándolos en principio por bloques entre metales, no metales y metaloides, para después identificarlos por grupos y familias, con la ayuda de la configuración electrónica.</p>	

ANTECEDENTES.

La identificación de los elementos por medio de sus propiedades específicas, así como el conocimiento de la estructura de la tabla periódica, permite la correcta ubicación de todos y cada uno de los elementos conocidos, naturales y artificiales. Algunos de estos elementos pueden ser observados en el laboratorio, pero se han realizado tablas muy precisas con la información de todas sus propiedades.

Uno de los métodos más simples de clasificación es dividir a los elementos en tres categorías: metales, no metales, metaloides. En cada una de las tres categorías los elementos tienen ciertos rasgos distintivos.

Metales.

Se observa en ellos una apariencia muy peculiar, brillan con un lustre tan propio que ha dado en llamársele lustre metálico. Los metales tienen en común la propiedad de deformarse sin romperse cuando se les golpea con un martillo, o bien se estiran al tensarlos. Estas dos cualidades son, en sí, típicas de todos los metales.

No metales.

La mayoría de los elementos no metales rara vez se encuentran en la vida cotidiana en su estado natural; en lugar de ello se les encuentra en compuestos.

Uno de los metales más conocidos es el carbono, la forma menos común y más

Valiosa del carbono es el diamante.

Metaloides.

Los metaloides (también llamados semimetales) son elementos que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales. El ejemplo más típico es el silicio.

ACTIVIDAD.

Distinguir los elementos metales, no metales y metaloides mediante sus propiedades específicas físicas, determinando cuáles son conductores y no conductores de electricidad y ubicarlos en la tabla periódica mediante su configuración electrónica.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

1 Probador de conducción eléctrica

1 Tabla de las propiedades de los elementos

4 vidrios de reloj

REACTIVOS

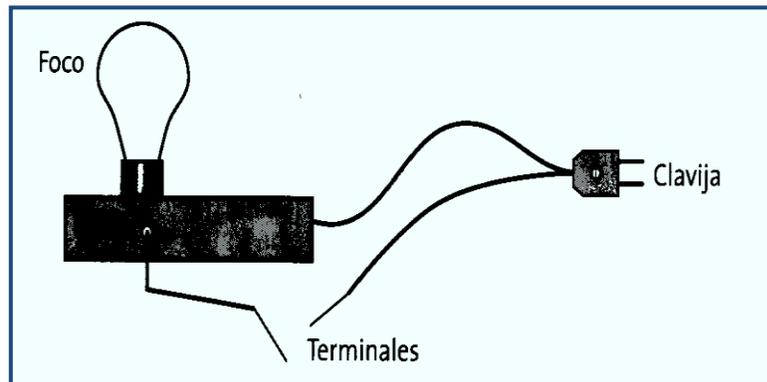
- Solución de nitrato de plata al 10%
- Solución de yoduro de potasio al 10%
- Ácido acético
- Carbonato de sodio

(Desarrollo)

1. Coloca cada reactivo en cada uno de los vidrios de reloj.



2. Utilizando las terminales del probador de conducción eléctrica que se muestra en la siguiente figura, prueba cuáles elementos conducen la electricidad y cuáles no.



3. Marca en la columna correspondiente conduce o no conduce, según sea el resultado de la medición.

	Conduce	No Conduce
Nitrato de Plata		
Yoduro de Potasio		
Ácido acético		
Carbonato de sodio		

4. Completa la siguiente tabla, con los datos adicionales que se piden.

Elemento	Número atómico	Aspecto	Densidad	Punto de fusión	Punto de ebullición	Conductividad eléctrica *
Na						
Sr						
K						
Te						
Ra						
P						
Fr						

5. Con las observaciones realizadas en los puntos anteriores, separa los elementos en los tres bloques siguientes.

Metales	No Metales	Metaloides

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES

1. Escribe la configuración electrónica de tres elementos que observaste en la actividad experimental.

2. Con la ayuda de la configuración electrónica, ubica los elementos en la siguiente tabla periódica, recordando que la ubicación del electrón diferencial corresponde a la ubicación del elemento en la tabla periódica.

3. Observa la ubicación de los elementos en una tabla periódica y comprueba que hayas colocado correctamente los elementos que se trabajaron en esta práctica.

		s ¹	s ²											p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
		IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1				d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰						
2				IIIB	IVB	VB	VIB	VII B		VIII	B	IB	IIB						
3																			
4																			
5																			
6																			
7																			

		f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴
6	Lantánidos														
7	Actínidos														

4. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

James E. Brady, Química Básica (principios y estructura), Limusa Wiley, Segunda Edición, Jamaica, New york.

Charles E. Mortimer Muhlenberg, Química, Grupo editorial Iberoamérica. Ed.1983 Segunda Edición, México.

<p style="text-align: center;">PRÁCTICA</p>	<p>NOMBRE DE LA PRÁCTICA.</p>
	<p>Espectros atómicos.</p>
<p>OBJETIVO.</p> <p>Analizar el espectro de emisión a partir de un espectroscopio experimental, basado en el fenómeno de la difracción, producido por espejillos microscópicos para la lectura del láser en un disco compacto (CD).</p>	

ANTECEDENTES

Cuando un rayo de luz atraviesa un prisma, el rayo se desvía o se refracta; la refracción depende de la longitud de onda. Una onda con longitud de onda corta se desvía más que una con longitud de onda larga. Debido a que la luz blanca ordinaria está formada por ondas con todas las longitudes de onda en el espectro visible, un rayo de luz blanca se esparce en una banda ancha llamada espectro continuo.

El espectro continuo es un arcoíris de colores sin espacios vacíos; el violeta se convierte en azul, el azul en verde y así sucesivamente. La descomposición de la luz blanca en los diferentes colores que la componen, data del siglo XVIII, debido al físico, astrónomo y matemático insigne Isaac Newton.

Un espectrómetro es un instrumento óptico utilizado para medir las propiedades de la luz sobre una porción específica del espectro electromagnético. Un espectrómetro es utilizado en la espectroscopia para medir longitudes de onda e intensidades. El espectrómetro es un término que se aplica a los instrumentos que operan sobre una amplia gama de longitudes de onda, desde los rayos gamma y los rayos X en el extremo de infrarrojos.

En el experimento que se realizara en esta práctica se utilizara un disco compacto en él hay 1000 puntos de difracción por cada milímetro de disco, lo que permite separar muy bien los colores elementales.

La luz entrará por una rendija situada en la parte superior de la caja de cerillos llegando a una red de difracción superficie transparente o reflectante que se encuentra rayada por líneas que dispersa la luz en sus diversas longitudes de onda, que se observaran como colores diferentes.

ACTIVIDAD.

Construir con materiales reciclables un prototipo el cual producirá un espectro continuo generado por la difracción de la luz blanca en espejillos (compact-disc).

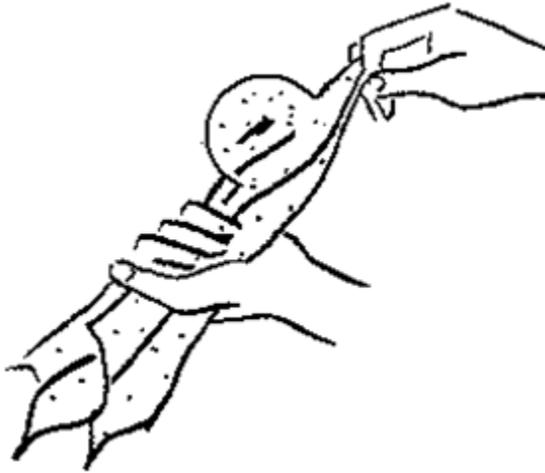
PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

- 1 caja de cerillos vacía (grande)
- 1 disco compacto o CD-ROM (que no sirva)
- 1 cúter o navaja de un filo
- 1 trapo o franela

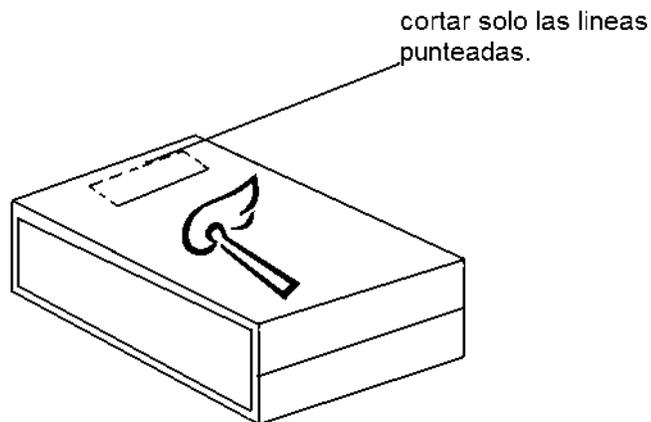
(Desarrollo)

1.- Parte el disco compacto en trozos con cuidado de no cortarte, utiliza una franela o trapo envolviendo el disco compacto y rompiéndolo en partes pequeñas. Se necesitará un trozo de CD de aproximadamente 1/8 del disco.

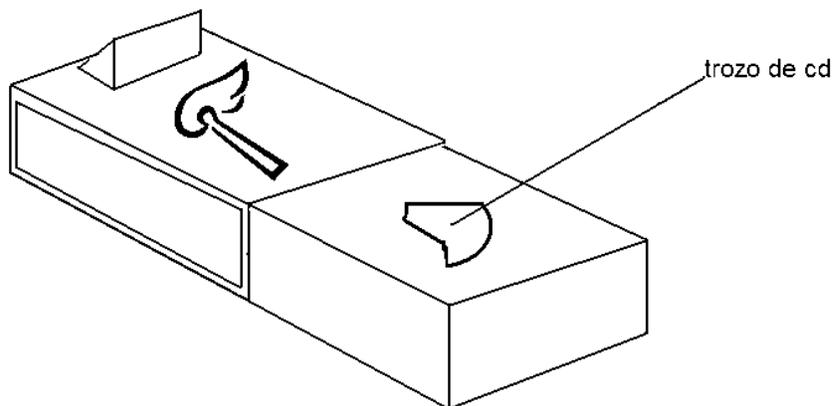


2.-A continuación, vas a preparar una ventanita en la parte superior de la caja de cerillos, tal y como muestra en la siguiente figura.

Corta y dobla el trozo de cartón de forma que pueda abrir y cerrarse la ventana.



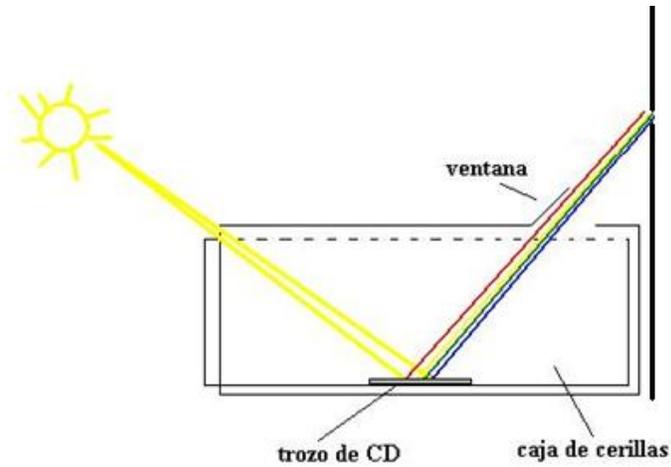
3.-Pega, ahora, el trozo de CD en el centro del cajón interior de la caja de cerillos. De tal forma que al abrir una rendija en el extremo de la caja la luz reflejada y difractada sobre el espejo incida en la ventana.



4.- ¿Cómo podemos utilizar el espectroscopio?

5.- Toma tu espectroscopio y oriéntalo hacia una luz, por ejemplo de una bombilla.

¿Qué observas?



6.- Prueba ahora con la luz de un tubo fluorescente. ¿Observas alguna diferencia?

7.- Ahora, intenta observar el espectro estelar del Sol (espectro de absorción), ten cuidado de no enfocar directamente al Sol. Intenta identificar con cuidado las líneas más características.

Escribe lo que sucede.

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

Raymond A. Serway; Fundamentos de física, Thomson, Primera Edición, México.

Diana Cruz-Garriz, José A. Chamizo, Estructura Atómica, Un Enfoque Químico
Pearson Educación, México.

<p style="text-align: center;">PRÁCTICA</p> <p style="text-align: center;">No.7</p>	<p style="text-align: center;">NOMBRE DE LA PRÁCTICA.</p> <p>Elaboración de un indicador para sustancias ácidas y básicas.</p>
<p>OBJETIVO.</p> <p>Elaborar un indicador de sustancias ácidas y básicas extrayendo un colorante presente en la col morada para comprobar que puede ser utilizado como indicador de PH.</p>	

ANTECEDENTES.

Las sustancias que son lo contrario u opuestas a los ácidos se llaman alcalinas o básicas. Ambas sustancias tienen una función esencial en la industria química y casi en todo el proceso biológico. Los químicos, para saber si las sustancias son ácidas o básicas, usan compuestos llamados indicadores. Estos tienen un color cuando se pone en contacto con los ácidos y adquieren otro color en contacto con las sustancias básicas.

Los indicadores son sustancias que cambian de color al reaccionar con una disolución ácida o básica. Uno de los indicadores más antiguos es un tinte vegetal denominado tornasol. Vuelve de color rojo las disoluciones ácidas y de color azul las básicas.

La col morada, contienen en sus hojas un indicador que pertenece a la familia de los compuestos orgánicos llamados antocianinas. Al añadir el indicador a un ácido, la disolución inicialmente transparente, adquiere una coloración que va entre rojo muy fuerte hasta violeta claro, según el grado de acidez. Si la disolución es neutra, se torna de color azul violáceo, y si es básica, los colores van desde el azul verdosos hasta el verde más oscuro para las más concentradas.

La antocianina es roja en medio ácido, púrpura en medio neutro y azul en medio básico, sin embargo la antoxantina es amarilla en medio básico. La proporción en que se encuentre la mezcla de pigmentos hace que tengan distintos colores y que se puedan modificar según el pH del medio

ACTIVIDAD.

Extraer el indicador natural que tiene en sus hojas la col morada, la cual se utilizará para determinar la presencia de ácidos y bases de diferentes sustancias.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

5 frascos vacíos de alimento infantil

1frasco de vidrio de 1 litro con tapa

1 frasco gotero

1 embudo pequeño

1 Plumín negro

Etiqueta auto adherible

Col morada fresca

SUSTANCIAS

10 ml de vinagre

10 ml de jugo de limón

10 ml de leche

Agua natural

Limpiador para cocina (que contenga sosa)

(Desarrollo)

PARTE A

1. Desmenuzar la col morada y colocarla dentro del frasco hasta que ocupe 3/4 partes de su capacidad.

2. Agregar agua caliente hasta llenar el frasco y taparlo.

3. Etiquetar con el nombre y la fecha en fue elaborado.

4. Colocarlo cerca de alguna fuente de calor moderado toda la noche y después estará lista.

5. Cuando no se utilizó la disolución, guárdala bien cerrada en el refrigerador.

6. La disolución servirá durante 15 días aproximadamente.

Nota: No olvidar etiquetar todos los frascos que serán utilizados en esta práctica En cada etiqueta, escribir los siguientes datos: producto que contiene, fecha de elaboración y nombre del grupo que lo preparó.



PARTE B

1. Coloca en un frasco gotero (ayúdate de un embudo) la disolución de col morada (jugo).

2. En cada frasco vierte las sustancias solicitadas y etiquétalos.



Prepara cinco frascos de vidrio (alimento infantil) con diferentes sustancias.

3. Agregar las gotas de indicador necesarias a cada uno de los cinco recipientes, hasta que observar el cambio de color de la disolución de col.

4. Anotar en el cuadro lo que sucede a cada sustancia.

Sustancias	Color al que cambia
Vinagre	
Leche	
Jugo de limón	
Limpiador para cocina	
Agua potable	

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

1. ¿Qué otro tipo de indicadores de origen vegetal podrían elaborar? Explica brevemente la conclusión a la que llegaron.

2. Investiga en una enciclopedia o libro de química la clasificación de los siguientes ácidos. Anótalos en la tabla, según sean fuertes o débiles; menciona algunos de sus usos.

Nombre	Clasificación	Usos
Acido clorhídrico		
Acido carbónico		
Acido láctico		
Hidróxido de sodio		
Hidróxido de magnesio		
Hidróxido de amonio		

3. Anota en el siguiente cuadro medicamentos con características ácidas y básicas que encuentres en tu hogar.

Medicamentos ácidos	Medicamentos básicos

4. Discute los resultados obtenidos con tus compañeros y anota brevemente la conclusión a la que llegaron.

5. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

Guillermo Garzón G. Fundamentos de Química General Mc Graw-Hill, Segunda Edición, México.

Charles W. Keenan Química General Universitaria Continental Tercera Edición, México.

PRÁCTICA No.8	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Propiedades de ácidos y bases.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Analizar las propiedades de las sustancias ácidas y básicas, a través de diferentes disoluciones y comparar el pH de cada una familiarizándose con los términos.</p>	

ANTECEDENTES.

Las soluciones ácidas y básicas se definieron por primera vez en términos de varias propiedades químicas y físicas fácilmente identificables. Las soluciones ácidas y básicas se neutralizan entre sí produciendo sales y agua. A finales del siglo XIX, se comenzó a prestar atención a las características estructurales que podían explicar los comportamientos observados.

En la manipulación de los ácidos y de las bases se debe realizar con precaución, su ingestión o el contacto con el cuerpo pueden producir graves quemaduras dependiendo de la sustancia y de la concentración de la misma.

1. Propiedades de los ácidos:

- Conducen la corriente eléctrica cuando están disueltos en agua.
- Algunos metales reaccionan con los ácidos, desprendiendo hidrógeno (H_2).
- Presentan sabor agrio, el denominado sabor ácido.
- Reaccionan con el mármol, desprendiendo CO_2 .
- Modifican el color de las sustancias denominadas indicadores.

2. Propiedades de las bases:

- Tienen sabor amargo y son untuosas al tacto.
- Reaccionan con los ácidos produciendo sustancias totalmente diferentes (bases).
- Modifican el color de las sustancias denominadas indicadores.

ACTIVIDAD.

Mediante esta práctica el estudiante estará en contacto con diferentes reactivos de los cuales analizará y observará sus diferentes reacciones químicas comprobando las propiedades entre sustancias ácidas y básicas.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL

6 tubos de ensayo

1 vidrio de reloj

1 pipeta

1 pH-metro

Papel indicador de pH

REACTIVOS

Tornasol

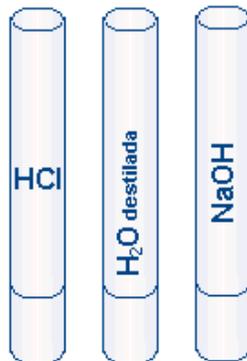
Fenolftaleína ($C_{20}H_{14}O_4$)

Anaranjado de metilo ($C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$)

Cloruro de hidrógeno (HCl)
Agua destilada (H₂O)
Hidróxido de sodio (NaOH)
Cloruro de sodio (NaCl)
Cloruro de amonio (NH₄Cl)
Hidróxido de Amonio (NH₄OH)
Carbonato de sodio (Na₂CO₃)
Bicarbonato de sodio (NaHCO₃)

(Desarrollo)

1. Prepara 3 tubos de ensayo con las sustancias que se indican (cloruro de hidrógeno, agua destilada, hidróxido de sodio).



2. En un vidrio de reloj, coloca tres trozos de papel indicador, sin que se toquen y vierte en uno de ellos, unas gotas de ácido, en otro unas gotas de base y en el otro agua destilada (Utilizando una varilla de vidrio o una pipeta para cada tubo).

¿Qué pH tienen?

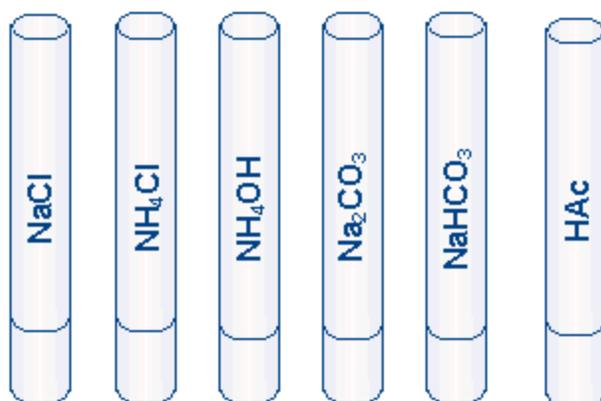
3. Utilizando el pH-metro, mide el pH de cada disolución.

4. Prepara otros dos grupos de tubos de ensayo, como el anterior. Ahora vierte un par de gotas de fenolftaleína en un tubo de ácido, en uno de agua y en uno de base y observa los colores. Haz lo mismo con el anaranjado de metilo (en otr trío de tubos). Repite el proceso con el tornasol.

5. Llena la siguiente tabla con los datos obtenidos.

	Ácido	Agua	Base
pH con papel indicador			
pH con pH-metro			
fenolftaleína			
anaranjado de metilo			
tornasol			

6. Prepara ahora los siguientes tubos de ensayo, con las disoluciones acuosas de las sustancias que se indican.



7. Mide el pH, con papel indicador y con pH-metro, anótalo en la siguiente tabla.

	NaCl	NH ₄ Cl	NH ₄ OH	Na ₂ CO ₃	NaHCO ₃	HAc
pH con papel indicador						
pH con pH metro						

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

1. Justifica el carácter ácido o básico de cada sustancia utilizando el concepto de hidrólisis y escribe la reacción correspondiente.

2. ¿Cómo definió Arrhenius la base o alcalina?

3. Indica las principales propiedades y características de una base o alcalina:

4. Anota algunos ejemplos de productos que usen en tu casa, con características básicas o de alcalina.

5. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

Joseph Nord Mann, Análisis Cualitativo y Química Inorgánica, Continental 1993, Segunda Edición México.

Robert C. Smoot, Jack Price, Química: Un Curso Moderno, Continental 1979, Tercera Edición México.

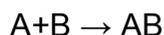
PRÁCTICA No.9	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Reacción de síntesis.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Analizar mediante una reacción de síntesis la obtención de un compuesto con propiedades más acentuadas a las de su procedencia, comprobando el fenómeno que da origen a nuevas composiciones.</p>	

ANTECEDENTES.

Las reacciones de síntesis, de composición o combinación directa consisten en una unión química de dos o más elementos para formar un nuevo compuesto.

Las reacciones de síntesis son aquellas en que dos sustancias se combinan, dando origen a nuevas sustancias, esto es, que ocurre un fenómeno en el cual existe rompimiento de enlaces químicos en los reactivos y formación de otros enlaces, dando origen a nuevas especies.

“Compuestos o elementos sencillos que se unen para formar un compuesto más complejo.”



Fue a partir de 1828, fecha en que el químico alemán Friedrich Wholer (1800-1882) obtuvo una sustancia orgánica, la urea, que comenzó a verse, el gran desarrollo de las reacciones de síntesis.

Las síntesis tienen como objetivos principales la obtención de nuevos productos con propiedades más acentuadas de las ya existentes naturalmente, la obtención de

compuestos con propiedades que no se encuentran en los productos naturales y obtener cantidades mucho muy superiores a las que es posible extraer de fuentes naturales.

Pueden clasificarse como de síntesis total o de síntesis parcial.

- Total cuando todos los reactivos son sustancias elementales.

- Parcial si los reactivos son sustancias elementales y compuestas, o solamente compuestas.

ACTIVIDAD.

Realizar dos experimentos en los cuales se formará una reacción de síntesis con diferentes reactivos, mediante los cuales identificará el compuesto obtenido a partir de un compuesto simple.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

Experimento 1

MATERIAL.

1 Cinta de magnesio

1 Pinzas para crisol

1 Vidrio de reloj

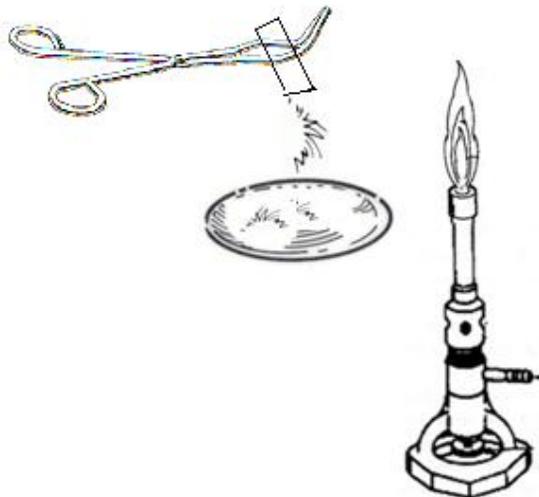
1 Mechero de Bunsen

Agua

Fenolftaleína

(Desarrollo)

1. Toma la cinta de magnesio con unas pinzas para crisol y enciende la cinta sobre un vidrio de reloj. $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$



2. Agregar cinco gotas de agua en el vidrio de reloj para formar una solución con las cenizas de la cinta.

¿Por qué se forma una disolución acuosa con las cenizas?

3. Añade tres gotas de fenolftaleína a la solución.

¿Qué cambio de color observas en la solución al agregar el indicador?

4. Investiga en que sustancias influye la fenolftaleína para cambiarlos de color
anota la conclusión.

La ecuación que representa la síntesis del óxido de magnesio con el agua para formar hidróxido de magnesio es:



Experimento 2

MATERIAL.

Cápsula de porcelana

Tripie

Mechero de Bunsen

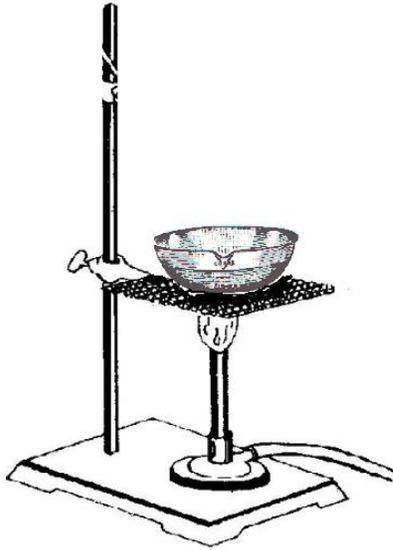
Balanza granataria

Hierro

Azufre

(Desarrollo)

1. Pesa un grano de azufre y colócalo en una cápsula de porcelana, agrega dos gramos de limaduras de fierro, mezcla bien las sustancias y coloca la capsula sobre el mechero y calienta suavemente.



2. ¿Qué cambios de color sufre la mezcla al inicio y termino de la reacción?

3. ¿Qué color toman las sustancias al terminar la reacción?

4. Completa la ecuación que representa la reacción donde se obtiene el sulfuro de hierro (II).



5. ¿Qué razones podrías dar para comprobar que realmente ha tenido lugar una reacción química?

6. ¿Qué tipo de reacción ocurre cuando dos elementos se han unido para formar un compuesto?

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

1. Defina que es una reacción de síntesis.

2. ¿En qué consiste la reacción de síntesis de composición o combinación directa?

3. ¿Cuáles son los objetivos principales de la reacción de síntesis?

4. La reacción de síntesis se puede clasificar en dos grupos síntesis_____ y síntesis_____.

5. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

Eduardo Piña Garza, Termodinámica, Limusa 1978, Segunda Edición México.

Frank Brescia, Fundamentos de Química, Continental 1980, Tercera Edición México.

PRÁCTICA No.10	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Conductividad por iones.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Analizar la conductividad entre los iones de algunas sustancias, para poder identificar cuales son capaces de permitir el paso de la corriente eléctrica debido a sus propiedades.</p>	

ANTECEDENTES.

Un ión es un átomo o grupo de átomos que tienen una carga eléctrica. Los iones con carga positiva se denominan cationes y los que tienen carga negativa se denominan aniones.

La resistencia de un conductor electrolítico al paso de la corriente se puede determinar mediante la ley de ohm, si se le aplica una diferencia de potencial a un fluido que contenga iones, se establecerá una corriente de iones positivos que se mueven en la dirección del campo eléctrico y los iones negativos lo harán en sentido contrario. La conductividad electrolítica es una medida de la disociación de una solución que permite el paso de la corriente eléctrica por la migración de iones bajo la influencia de un gradiente de potencial.

Los iones se mueven a una velocidad que depende de su carga y tamaño, la viscosidad del medio y la magnitud del gradiente de potencial.

Michael Faraday fue físico y químico británico, conocido, por las aportaciones en el campo de la electroquímica, investigó sobre la electrólisis y descubrió las dos leyes fundamentales que llevan su nombre:

- La masa de sustancia liberada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha pasado a través del electrólito masa = equivalente electroquímico, por la intensidad y por el tiempo ($m = c I t$)
- Las masas de distintas sustancias liberadas por la misma cantidad de electricidad son directamente proporcionales a sus pesos equivalentes.

ACTIVIDAD.

Comprobar mediante un circuito eléctrico la conductividad electrolítica de diferentes disoluciones con diferentes propiedades, de las cuales solo algunas son capaces de permitir el paso de la corriente eléctrica debido a la migración de iones bajo la influencia de un gradiente de potencial.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL.

Circuito eléctrico con un foco de 1.5 volts

1 Pila de 1.5 volts

1 Agitador

1 Probeta graduada (chica)

1 Balanza

8 vasos de precipitado de 200 ml

1 Pipeta graduada

1 Lienzo limpio

Conexiones de alambre de cobre suficientemente largas, (ya que se introducen en las diferentes disoluciones).

SUSTANCIAS.

5 ml de glicerina

0.5 g de hidróxido de sodio (sosa cáustica)

1 ml de ácido clorhídrico concentrado

1 ml de ácido sulfúrico concentrado

60 ml de agua destilada

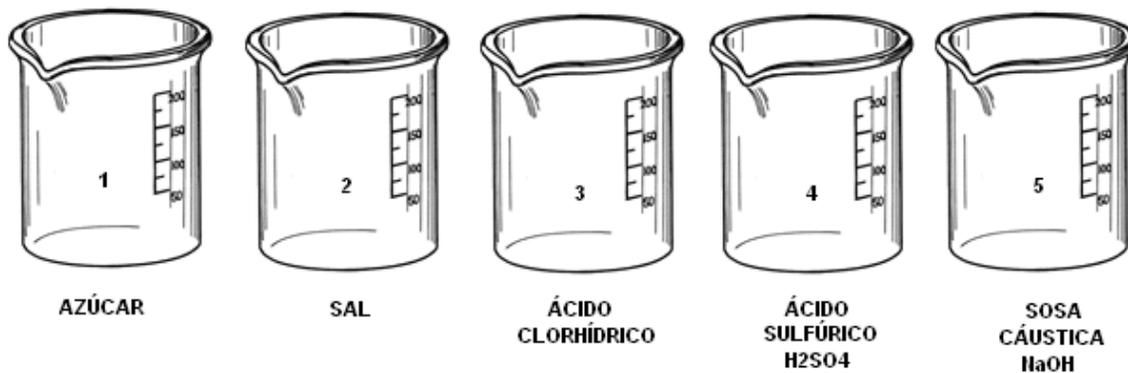
5 ml de aceite comestible

5 g de cloruro de sodio (sal común)

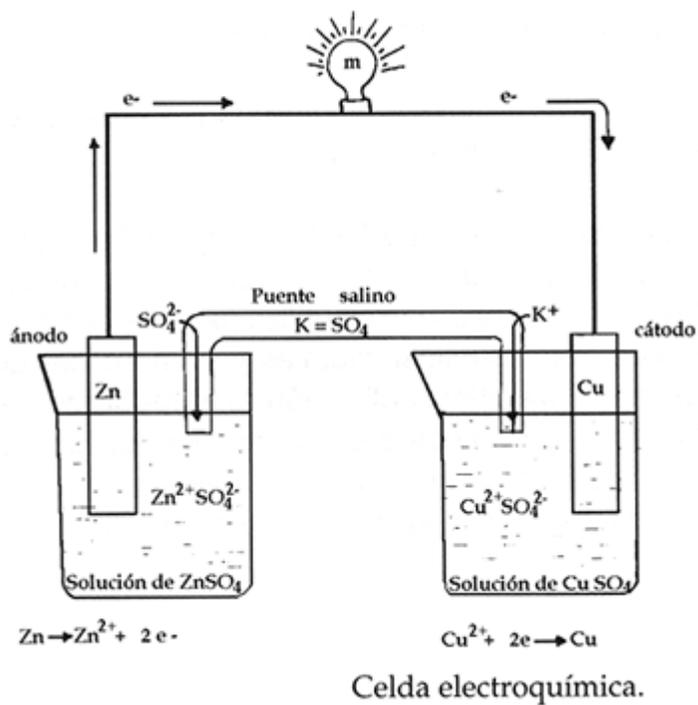
Azúcar

(Desarrollo)

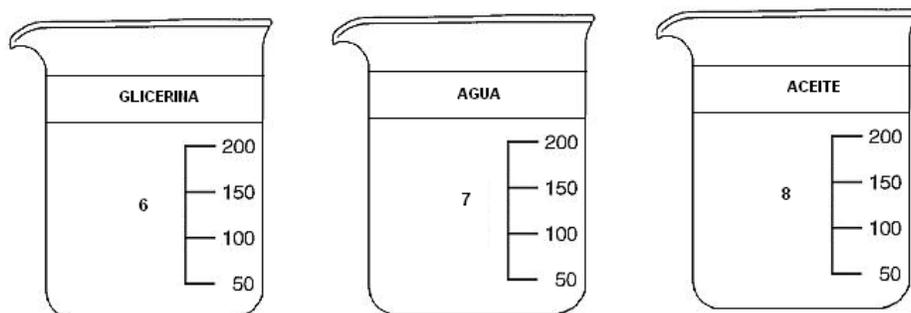
1. Numera los vasos de precipitados del 1 al 5 y vierte en cada uno 10 ml de agua destilada.
2. Agrega azúcar, sal, ácido clorhídrico, ácido sulfúrico e hidróxido de sodio, respectivamente.
3. Con el agitador mezcla bien cada una de las disoluciones preparadas por separado (para no contaminar las disoluciones, debes lavar el agitador cada vez que cambies de disolución).



(Precaución: HCl, H₂SO y NaOH son corrosivos).



4. Numera los siguientes vasos del 6 al 8 agregando la glicerina, el agua destilada y el aceite comestible, respectivamente.

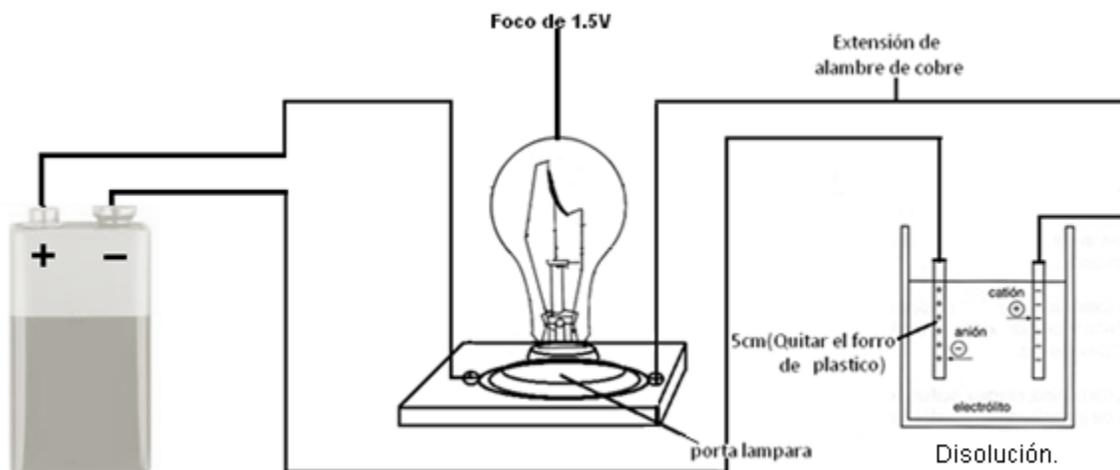


Vasos de precipitado con glicerina, agua y aceite.

5. Prueba tu circuito eléctrico con anticipación, para asegurarte de que funcione correctamente (encenderá el foco).

6. Introduce los electrodos en cada una de las disoluciones (limpia con un lienzo las terminales del circuito cada vez que cambies de disolución).

Anota tus resultados en el cuadro.



Dispositivo armado para la práctica.

Sustancia	¿Conduce la corriente?	Observaciones
Agua-azúcar		
Agua-sal		
Agua-ácido clorhídrico		
Agua-ácido sulfúrico		
Agua-hidróxido de sodio		
Glicerina		
Agua destilada		
Aceite comestible		

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

1. ¿Qué descubrió Michael Faraday sobre las disoluciones acuosas?

2. ¿Cómo definió Faraday al electrólito?

3. ¿Cómo definió a los no electrolitos?

4. ¿A qué se debe la conductividad eléctrica de las disoluciones electrolíticas?

5. ¿Cuál es la diferencia entre la, conductividad de los metales y la conductividad de las disoluciones electrolíticas?

6. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

Theodore L.Brown, H; Química, Prentice-Hall, 1993, Segunda Edición México.

Antonio Peña Díaz, Bioquímica, Limusa, Segunda Edición, México.

PRÁCTICA No.11	NOMBRE DE LA PRÁCTICA.
	Electrólisis.
<p>OBJETIVO.</p> <p>Comprobar las propiedades específicas de un proceso electrolítico, mediante la construcción de una célula electrolítica.</p>	

ANTECEDENTES.

La electrólisis es un proceso mediante el cual, al hacer pasar una corriente eléctrica a través de una sustancia (en solución o fundida) se separa en los iones que la forman, este proceso se utiliza para descomponer una sustancia en sus elementos, para purificar metales y para aplicar una capa metálica externa a un objeto.

El concepto de electroquímica implica transformaciones que requieren la presencia de electrodos. Dos electrodos sumergidos en una solución electrolítica y unidos externamente por un conductor metálico forman lo que se conoce como celda electroquímica. Si en la celda ocurre una reacción química que da lugar a una corriente eléctrica, se llama pila o celda galvánica. Si por el contrario, una corriente externa da lugar a una reacción química, entonces se llama celda o cuba electrolítica.

La mayoría de los sólidos no metálicos y las sales no son conductores de la corriente eléctrica. Si contamos con un circuito eléctrico (de corriente directa o alterna) con unos electrodos (de zinc, cobre, magnesio o grafito) y se introducen en agua destilada, benceno, alcohol o disolución de azúcar, el circuito no funcionará (dado que estos líquidos no son conductores). Sin embargo, si al agua se le agrega un poco de

cloruro de sodio, el circuito conducirá corriente eléctrica, debido a que estas soluciones son conductoras de ésta.

ACTIVIDAD.

De una especie química en disolución, identificar su polaridad en función de la sustancia formada en cada electrodo, y producir la electrólisis del agua en presencia de un electrolito que acelere el proceso.

PLANEACIÓN Y DESARROLLO.

MATERIAL.

1 metro de cable dúplex N°12 ó 14

1 clavija

1 socket

1foco de 75 watts

1pinzas de punta

1desarmador plano

3 frascos de vidrio medianos

Agua destilada

Azúcar

Sal

(Desarrollo)

1. Armar una extensión de alambre de cobre con clavija por un lado y socket con un foco de 75 w por el otro. Cortar con cuidado los cables y quitaremos de sus puntas 5 cm del forro de plástico.

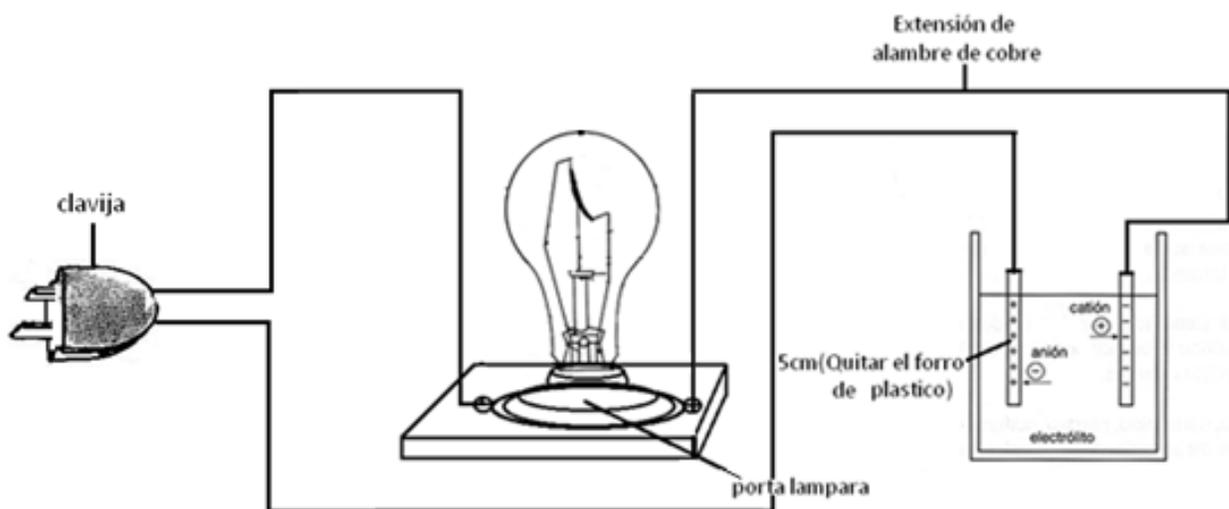
2. Preparar tres frascos vacíos medianos, agregando agua destilada con cada uno de los siguientes compuestos hasta lograr disoluciones saturadas: agua con azúcar, agua destilada, agua con cloruro de sodio (sal común).

3. El profesor conectará la extensión de manera que no se unan los alambres que están pelados y los introducirá en el primer frasco. Anota en el cuadro de observaciones lo que sucede.

4. Después desconectar, enjuagar y limpiar los alambres de cobre. Conectar e introducir los alambres en el segundo frasco; anota en el cuadro lo que observes.

5. Por último, desconectar, enjuagar y limpiar los electrodos. Nuevamente conectar e introducir los alambres en el tercer frasco.

Construcción de la celda electrolítica.



Anota en el cuadro lo que observas.

Disolución	Observaciones
Agua con azúcar	
Agua con sal	
Agua destilada	

OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

1. ¿Cómo puedes explicar lo sucedido en este experimento? Discútelo con tus compañeros y el profesor, y anota la conclusión a la que lleguen.

2. Explicar los procesos que ocurrieron en los dos electrodos.

3. ¿Qué analogías y qué diferencias existen entre una pila y una célula electrolítica?

4. Escribe tus propias conclusiones.

BIBLIOGRAFÍA.

Goldwhite, Marold, Química Universitaria, Pearson Educación, Primera Edición, México.

C.LMantell, Ingeniería Electro-Química, Reverté, S.A, Segunda Edición, México.