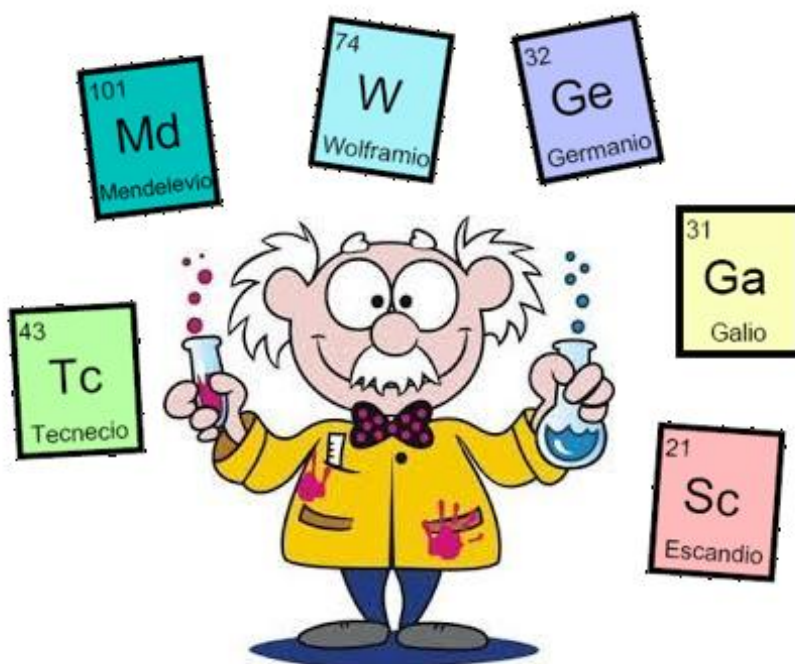


MANUAL DE LABORATORIO DE QUIMICA



PARA LOS CURSOS: QL-005, MEDI-101, INDU-104

REALIZADO POR:
LIC. Q. CECILIA ROJAS ROJAS
COLABORACION DE:
ING. Q. ORESTES GONZALEZ DURAN

Reglas de Seguridad, Trabajo e Higiene en el laboratorio de Química

Con el fin de establecer una conducta adecuada de trabajo dentro del laboratorio, que permita el desarrollo en forma segura y ordenada de éste, así como la seguridad física de cada uno de los participantes de las practicas desarrollas, se establece a continuación una serie de reglas necesarias para el cumplimiento de éstos objetivos.

A) *Vestimenta*

En lo referente a la vestimenta apropiada en el laboratorio:

- 1- Se debe utilizar gabacha o bata de laboratorio, la cual deberá ser blanca, de manga larga, con un largo mínimo de unos 15 cm para arriba de la rodilla y contar con el logo de la universidad. La gabacha es necesaria para proteger al individuo de derrames o salpicaduras de sustancias peligrosas por lo que una vez que se ingresa al Laboratorio, el estudiante deberá permanecer con la gabacha puesta y cerrada y sólo podrá quitársela una vez que termine la sesión de Laboratorio. Deben utilizar el scrub (uniforme) correspondiente a la carrera o de lo contrario pantalón largo de mezclilla sin huecos. No se permite el uso de pantalones cortos, licras o enaguas.
- 2- Los estudiantes deberán adquirir lentes de seguridad típicos para trabajo de Laboratorio a menos que utilicen lentes para corregir problemas de la vista, los cuales pueden ser utilizados en lugar de los de seguridad. Deberán mantener puestos los lentes durante toda la práctica, ya que evitan que productos irritantes, corrosivos o partículas peligrosas puedan ingresar y ocasionar daños en sus ojos.
- 3- Los zapatos deben ser cerrados, tipo tenis, botas o botines, con el fin de proteger sus pies en caso de derrames. No se permitirán zapatos tipo sandalia o cerrados que no tapen el empeine. Los zapatos no deberán ser de tela.
- 4- Las personas que tienen cabello largo deben recogerse adecuadamente con una prensa u otro dispositivo, esto con el fin de evitar que el cabello pueda tener contacto con alguna sustancia de trabajo o con la llama de los quemadores.
- 5- No se permitirá portar joyas o aditamentos de ropa cuyo tamaño pueda generar accidentes o le impidan un trabajo cómodo.

ESTA ABSOLUTAMENTE PROHIBIDO TRABAJAR EN EL LABORATORIO SIN GABACHA, LENTES DE SEGURIDAD, ROPA O ZAPATOS INAPROPIADOS, O PELO SUELTO.

B) *Comportamiento e higiene*

- 1- Se debe mantener el respeto con cada uno de sus compañeros de laboratorio así como su profesor o asistente.
- 2- No se permite el uso de teléfonos celulares durante la realización de la práctica.
- 3- No es permitido la ingesta de agua, frescos o alimento alguno, dentro de la zona de laboratorio.
- 4- Está terminantemente prohibido fumar en el Laboratorio o jugar con fósforos o encendedores.

- 5- No se permite el uso de gorras, sombreros ni pañuelos en la cabeza mientras se esté en el laboratorio.
- 6- No se permiten visitas en el laboratorio.
- 7- El estudiante debe identificar el siguiente equipo de seguridad y reconocer su uso: extintores de fuego, estación de duchas de emergencia y lava ojos, extractores de gases, puertas de salida, botiquín de emergencia.
- 8- No se permite la realización de bromas, empujones o correr dentro del laboratorio.
- 9- No se permitirá el exceso de ruido mientras se trabaja en Laboratorio, de modo que los estudiantes no podrán gritar, hablar fuerte, cantar, escuchar música, reír escandalosamente. Si hablan muy fuerte no escucharán las indicaciones y advertencias del profesor y esto puede ser contraproducente.
- 10- No se debe probar, oler o mezclar productos y reactivos sin la autorización de su profesor de Laboratorio.
- 11- No deberá realizar ningún tipo de pruebas no autorizadas por su profesor.
- 12- Mantener su mesa de trabajo limpia. Si ocurren derrames pequeños, límpielos con su paño de trabajo.
- 13- No utilizar equipos de laboratorio de los cuales no tiene conocimiento o autorización para su uso.
- 14- Deseche los residuos en los contenedores etiquetados para tal fin y colocados en el área de pilas. Si tiene dudas consulte a su profesor.
- 15- Lavarse las manos una vez que haya concluido la práctica

C) Trabajo

- 1- Trabajar en forma ordenada y sin prisa.
- 2- En su mesa debe estar únicamente la libreta de laboratorio, calculadora (si se requiere) y su lápiz o lapicero. Bolsos, salveques o demás artículos personales deben colocarse en las áreas asignadas para ello. Los celulares, tablets o Ipads no forman parte de los artículos de trabajo de Laboratorio por lo que deberán permanecer guardados en bolsos o salveques.
- 3- Su libreta de laboratorio debe estar lo más ordenada posible, recuerde que es su guía de trabajo durante la práctica. En ella debe incluir con anterioridad las características físico-químicas y peligros de las sustancias con que va a trabajar el día de la práctica para un manejo adecuado de éstas.
- 4- Mantener en su mesa únicamente la cristalería y reactivos necesarios para la práctica.
- 5- Siempre debe traer un paño blanco pequeño para la limpieza de la mesa de laboratorio y otro para el secado de manos.
- 6- Al finalizar la práctica de laboratorio, el estudiante debe recoger y limpiar su área de trabajo y el equipo utilizado en la práctica. El estudiante deberá notificar al profesor sobre cualquier rotura o deterioro que sufra el material utilizado, de manera que se pueda reponer antes del próximo laboratorio.
- 7- Todo material que quiebre o dañe el estudiante deberá ser notificado y se llenará una boleta, la cual será eliminada en cuanto el estudiante reponga el material, de lo contrario será cobrado por la Universidad durante el proceso de matrícula.

- 8- Siempre lea la etiqueta del o los reactivos que va a utilizar, para comprobar que es el que necesita.
- 9- No llevarse los reactivos de uso general a su mesa de trabajo para pesar o tomar muestras, éstas deben hacerse en la mesa asignada para ello.
- 10- Cuando abra un recipiente de reactivo, coloque la tapa sobre la mesa y hacia arriba para que no se contamine con cualquier residuo de otro reactivo que haya podido quedar en la mesa.
- 11- Tome lo necesario de cada reactivo no incurra en excesos innecesarios que provoquen el desperdicio de ellos.
- 12- No devuelva residuos de reactivos a los contenedores originales, esto puede llevar a su contaminación.
- 13- Cuando caliente líquidos o cualquier sustancia en un tubo de ensayo nunca dirija la boca del mismo a sus compañeros o a usted mismo, pues si salpica puede provocar quemaduras o daños.
- 14- Si trabaja con líquidos inflamables, asegúrese de que no haya una llama abierta o que no exista la posibilidad de que pueda provocarse una chispa cercana al área de trabajo para que no se inflame el material pudiendo generarse un incendio.
- 15- Maneje con cuidado los reactivos químicos especialmente los que son corrosivos, tales como los ácidos y las bases; cuando están concentrados o calientes ya que de esta forma son aún más peligrosos.
- 16- Si debe preparar una disolución de ácido, vierta siempre los ácidos concentrados (especialmente el ácido sulfúrico) sobre el agua, lentamente y con sumo cuidado. No realice jamás la operación inversa, o sea agregarle agua al ácido, ya que de esta forma se puede producir calentamiento súbito, provocando salpicaduras de ácido y que pueden causar quemaduras sumamente dolorosas.
- 17- No huela ninguna sustancia a menos que se le indique, y si debe hacerlo nunca lo haga en forma directa. La forma correcta de oler un reactivo es acercando el recipiente hasta unos 15-20 cm de su nariz, y luego, agitar su mano sobre la boca del recipiente, ventilando los vapores hacia su nariz.
- 18- Las pipetas deben utilizarse con el empleo de peras plásticas y nunca con la boca.
- 19- Utilizar pinzas adecuadas para el manejo de objetos calientes y colocarlos sobre una lámina de asbestos o superficie adecuada. Nunca utilice las pinzas para cápsulas o crisoles para retirar beakers con líquidos calientes ya que no son para ello y estos pueden caerse por el peso y provocar quemaduras con el líquido caliente.
- 20- Una vez finalizada la práctica, lave toda la cristalería utilizada y devuélvala al asistente de laboratorio o al estante designado para cada tipo de cristalería.

D) Equipo de seguridad y de emergencias

El estudiante debe identificar el siguiente equipo de seguridad y reconocer su uso: extintores de fuego, estación de duchas de emergencia y lava ojos, extractores de gases, puertas de salida, botiquín de emergencia.

E) Medidas en caso de emergencias

- 1- Si el estudiante padece de algún tipo de enfermedad que le pueda provocar desmayos, ataques u otros, deberá informarlo a su profesor o asistente el primer día de clases para

su conocimiento. Es responsabilidad del estudiante notificar de cualquier padecimiento que tenga y pueda eventualmente afectar su desempeño en el Laboratorio, poniendo en riesgo su integridad y/o la de sus compañeros.

- 2- Si el estudiantes se siente mal antes de iniciar la práctica tiene la obligación de indicárselo al profesor para que este pueda decidir si es conveniente o no que el mismo realice la sesión de Laboratorio.
- 3- En caso de salpicadura de alguna sustancia química, el estudiante deberá lavarse la zona afectada con abundante agua en la pila, lava ojos o ducha, dependiendo del caso, o enjuagar su boca con agua si algo ingresó a la misma. Se debe informar inmediatamente al profesor de lo ocurrido. Si es necesario, deberá quitarse la ropa, zapatos y objetos salpicados.
- 4- En caso de alguna quemadura o herida, se debe informar inmediatamente al profesor. Lavar con agua fría para enfriar la zona quemada, si la quemadura es leve aplicar Sulfadiazina de Plata, crema para quemaduras, que está en el botiquín de primeros auxilios que se encuentra en el Laboratorio.
- 5- En caso de que el estudiante sienta molestia respiratoria por la inhalación de alguna sustancia, deberá indicárselo inmediatamente al profesor, quien lo llevará inmediatamente a una zona ventilada para que pueda respirar aire fresco. De continuar o empeorar la situación, se deberá llamar a Emergencias Médicas para que atienda la situación.
- 6- En caso de que el estudiante sienta alguna molestia en el ojo por un posible contacto con alguna sustancia química, deberá lavarlo inmediatamente con grandes cantidades de agua y continuar así, por lo menos, durante 10 minutos. Acudir inmediatamente al médico si continúa la molestia.
- 7- En el caso de fugas de gas, evitar en forma inmediata cualquier fuente de ignición y cortar la fuente de energía eléctrica del laboratorio. Abrir todas las puertas y ventanas para ventilar el área.
- 8- Si hay fuego dentro del laboratorio, se deberá avisar al profesor inmediatamente para que este pueda proceder a evacuar el Laboratorio en caso de ser necesario. Si el fuego es leve, se procederá apagarlo utilizando el extinguidor del laboratorio. De ser posible, se debe retirar los reactivos inflamables que estén cerca del fuego, cerrar cualquier llave de gas que esté abierta, o al menos la llave principal de entrada de gas al Laboratorio.
- 9- En caso de que la ropa del estudiante se esté quemando, deberá dirigirse a la ducha o rodar por el suelo si no lo puede hacer.

Equipo básico de laboratorio

Volumétrico:



Beaker



Erlenmeyer



Probeta



Pipeta Graduada



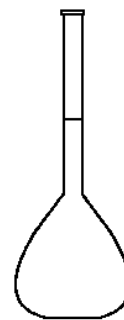
Pipeta Volumétrica



Bureta



Tubo de Ensayo



Balón aforado

Pesado:

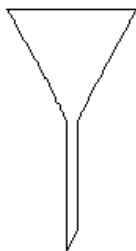


Balanza analítica



Balanza portátil

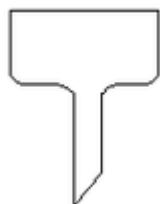
Filtración y separación:



Embudo de espiga corta



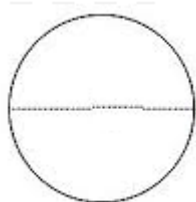
Embudo de separación



Embudo Buchner



Kitasato

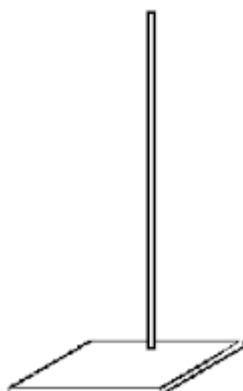


Papel Filtro

Montaje:



Anillo para soporte



Soporte universal



Trípode



Prensa para bureta

Pinzas:



Para Tubo de ensayo



Para Crisoles

Otros:



Vidrio de Reloj



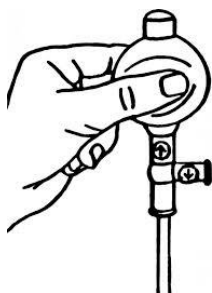
Crisol



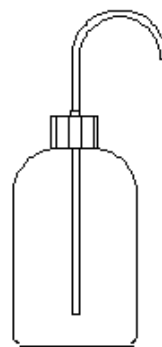
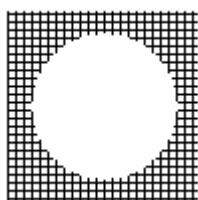
Cápsula de Porcelana



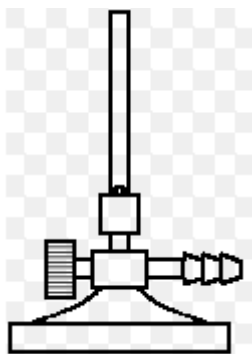
Mortero y pistilo



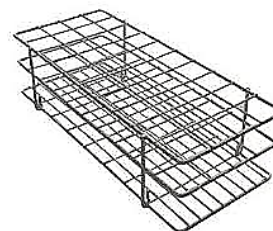
Pera para pipeta

Frasco lavador
o PisetaAgitador de
vidrio

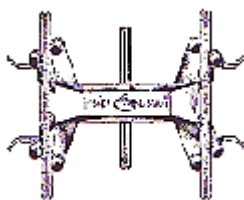
Cedazo con Asbesto



Mechero Bunsen



Gradilla para tubos de ensayo



Prensa para buretas

Experimento 1: Operaciones Fundamentales en el Laboratorio.

1. Determinación de masa:

Las balanzas son los instrumentos destinados a determinar la masa de un cuerpo o de una sustancia. Se caracterizan por su exactitud, su precisión y por su sensibilidad. La exactitud se refiere a la propiedad que posee cualquier instrumento físico para suministrar el resultado de una medida con un valor que coincida lo más cercanamente con el verdadero; ello implica que el error sea lo más reducido posible. El término exactitud se toma con frecuencia como equivalente al de precisión, sin embargo, la precisión es la semejanza que hay entre una serie de mediciones realizadas de igual forma por el analista. La sensibilidad está determinada por la capacidad de determinar con exactitud resultados de valores muy reducidos, y puede expresarse como la diferencia entre valores extremos de varias medidas de la misma magnitud.

En general en todos los métodos de análisis químicos es necesario determinar la masa (pesar) exacta en alguna etapa, y para esto se utiliza una balanza analítica de precisión de al menos 0,1 mg, es decir que entregan el resultado con un mínimo de cuatro decimales. En otras ocasiones no es necesario conocer la masa de una manera tan precisa, y entonces se utilizan balanzas granatarias que son más resistentes y de menor precisión, otorgan el resultado por ejemplo con uno o dos decimales.

Cuando se va a realizar una determinación de masa o pesada, se deben tener los siguientes cuidados para no dañar la balanza:

- No se debe pesar las sustancias directamente sobre el plato de la balanza.
- Se debe utilizar un recipiente limpio y seco para pesar la sustancia, tal como un papel para pesar, un vidrio de reloj, un beaker o un recipiente lo más pequeño posible.
- El recipiente y la sustancia que se van a pesar deben estar a temperatura ambiente. Nunca se deben pesar objetos calientes.
- Colocar el material a pesar en el centro del plato de la balanza.
- Una vez pesado el material, se debe retirar la carga del plato de la balanza. Nunca debe dejarse la balanza cargada.
- Nunca se debe sobrecargar la balanza, es decir nunca se debe colocar en ella un peso mayor al de su capacidad de pesaje. Las balanzas siempre cuentan con una capacidad máxima de pesaje, el cual aparece siempre anotado en el cuerpo de la misma.



Figura 1.1: Imagen donde se señala la ubicación de la indicación de la capacidad máxima de la balanza, además de la indicación del valor mínimo que mide la misma, esto indica de cuanto en cuanto varía la medición.

Las balanzas cuentan con una función muy importante que es la **tara**, esta función lo que hace es poner la balanza en cero cuando se tiene un recipiente en el plato de la balanza, de modo que se logra eliminar el peso del recipiente y por lo tanto otorga directamente el peso del objeto o la sustancia que se coloque en dicho recipiente.

2. Determinación de volumen:

Uno de los materiales más comúnmente utilizados en el Laboratorio son los equipos volumétricos, que además de medir un volumen pueden ser utilizados para contener o verter un volumen determinado. Los equipos para contener son aquellos donde se puede almacenar un líquido durante un determinado tiempo como erlenmeyer, balón aforado, entre otros. Los equipos para verter son lo que se usan para medir un volumen como bureta, probeta, entre otros. Los beakers y los erlenmeyers pueden tener marcas impresas de graduación, pero estos recipientes solo dan una apreciación "en crudo", es decir apenas una idea, del volumen y **nunca deben usarse** cuando se requiere exactitud en la medición.

El beaker es un material de laboratorio que se utiliza para contener líquidos o sustancias, para así poder disolverlas, calentarlas, enfriarlas, etc. Su objetivo principal es contener líquidos o sustancias químicas diversas de distinto tipo, para poder verterlas en otros equipos. Permite obtener precipitados a partir de la reacción de otras sustancias, normalmente es utilizado para transportar líquidos a otros recipientes, pero también se puede utilizar para calentar, disolver, o preparar reacciones químicas. A pesar de que el beaker contiene una escala de volumen, **no sirve para medir volúmenes aproximados, mucho menos exactos**, solamente da una ligera idea de cuanto volumen contiene pues el error aportado por dicha escala es muy grande como para que este valor sea útil en un análisis.

El Erlenmeyer es un recipiente de vidrio con la boca más estrecha que el fondo. Se utiliza para mezclar disoluciones pues su forma permite agitar para que se mezclen o reaccionen más rápidamente sin que haya pérdidas de líquido pues la forma que tiene, disminuye el peligro de que se pueda derramar su contenido. Normalmente tiene una escala de volumen en mililitros para dar una orientación de cuál puede ser el volumen contenido, pero al igual que sucede con el beaker, el error aportado por dicha escala es muy grande como para que este valor sea útil en un análisis.

Las probetas o cilindros graduados, permiten obtener la lectura de un volumen aproximado, las pipetas y las buretas al igual que los balones aforados permiten obtener una medida de volumen exacto. Las pipetas aforadas y los balones aforados nos dan únicamente un valor de volumen, el cual está determinado por su capacidad hasta la marca de aforo y está indicado en el mismo aparato. Las pipetas graduadas al igual que las buretas permiten determinar por medio de la escala, cual es el volumen que ha sido exactamente entregado por el instrumento.

Para realizar una lectura correcta de un volumen utilizando una probeta, bureta o pipeta, se requiere que los ojos del analista estén a la misma altura que el menisco del líquido. como se muestra en la figura 1, ya que si se coloca por encima o por debajo de la línea de visión, la lectura será errónea.



Figura 2: Muestra la forma correcta y la incorrecta de leer el menisco para tomar la medición de volumen en una probeta, bureta o pipeta graduada.

3. Decantación, Filtración

La formación de un precipitado es la manifestación más común de que se ha realizado una reacción química. Cuando se mezclan dos soluciones perfectamente claras, en ocasiones se obtiene un precipitado, el cual puede variar desde una ligera nubosidad hasta un sólido en cantidad apreciable. En esta práctica aprenderemos dos técnicas utilizadas para separar precipitados del líquido en donde se encuentran, al cual comúnmente se llama aguas madres. Estas técnicas son la decantación y la filtración.

La decantación, es uno de los métodos de separación de mezclas que sirve para separar sólidos de líquidos, así como líquidos no miscibles. En el primer caso el sólido se sedimenta (por su mayor peso), luego se inclina el recipiente y se deja escurrir el líquido cuidadosamente en otro recipiente, de modo que en el primer recipiente queda sólo el sólido sedimentado.

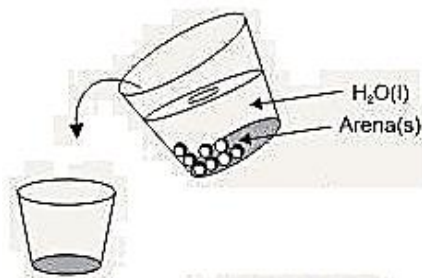


Figura 2: Muestra la forma correcta de realizar una decantación.

Quando se trata de líquidos inmiscibles, la separación se realiza por medio de un aparato especial que se conoce como embudo de separación, en el cual se separan los líquidos por su diferencia de densidad y se extraen por la llave que tiene el aparato en la parte inferior, logrando extraerse primero el de mayor densidad y posteriormente el de menor densidad.

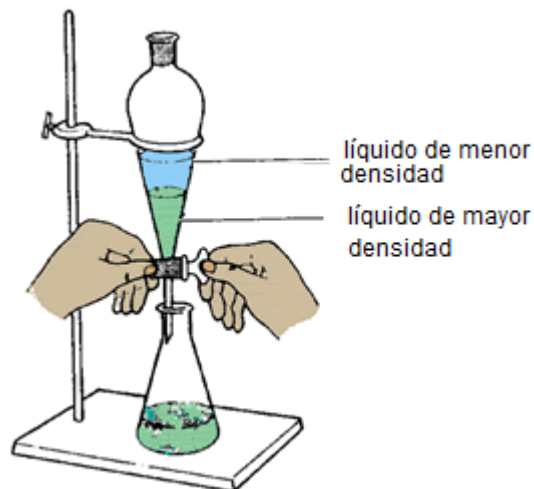


Figura 3: Muestra la forma correcta de realizar la decantación cuando se trata de dos líquidos los que van a separarse.

Se denomina **filtración** al proceso de separación de partículas sólidas de un líquido utilizando un material poroso llamado filtro. La técnica consiste en verter la mezcla sólido-líquido que se quiere tratar sobre un filtro que permita el paso del líquido pero que retenga las partículas sólidas, es decir que el tamaño de los poros del debe ser menor que el del tamaño mínimo de las partículas de la sustancia que ha de filtrarse. Normalmente, este filtro es un papel, pero se pueden utilizar otros materiales como algodón, membranas semipermeables, asbesto, entre otros. Dicho papel es de celulosa pura, sin carga y sometido a procesos especiales según el uso al que se le destine. Así por ejemplo, los hay con cenizas tratadas para efectuar análisis cuantitativos, resistentes a los ácidos, a las bases, para filtrar precipitados gelatinosos, gruesos, finos, etc.

Es muy importante que el filtro tenga la capacidad de resistir la acción química de la solución filtrante. Teniendo en cuenta esto, así como el tamaño del poro, hay que escoger

convenientemente el papel de filtro para filtrar los diferentes precipitados, pues los hay con grano muy fino (como es el caso del sulfato de Bario) y con grano grueso que es el que comúnmente se emplea en las prácticas de laboratorio. Los ácidos fuertes y los álcalis se filtran mejor a través de lana de vidrio o de asbesto, y para filtrar coloides se emplearán membranas especiales. Al líquido que atraviesa el filtro se le llama **filtrado**, en algunos casos este será la sustancia de interés y en otros casos, el sólido que queda retenido en el filtro es lo que interesa.

La técnica de filtración como tal, consiste en verter la mezcla sólido-líquido que se quiere separar sobre un filtro, para ello primero se coloca el papel de filtro dentro del embudo y éste se sitúa sobre el recipiente de recolección, sostenido por el aro metálico. El filtro se puede mojar con la misma clase de disolvente que contiene la suspensión. A continuación se vierte lentamente la suspensión sobre el filtro con la ayuda de una varilla de vidrio (agitador), de forma que no se derrame el contenido. Finalmente, las partículas sólidas retenidas en el filtro pueden lavarse con pequeñas porciones de disolvente (el mismo que contiene el líquido filtrado), si lo que interesa es el sólido.

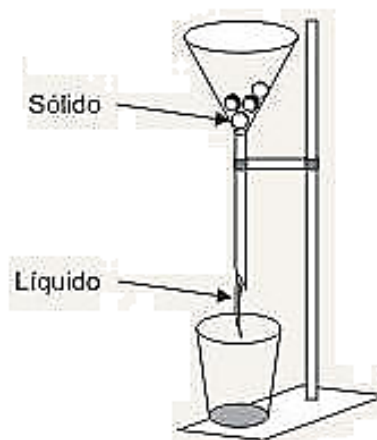


Figura 4: Muestra la forma en que se realiza la filtración de un sólido que está mezclado con un líquido.

A continuación se muestra dos formas de preparar el papel de filtro para realizar una filtración:

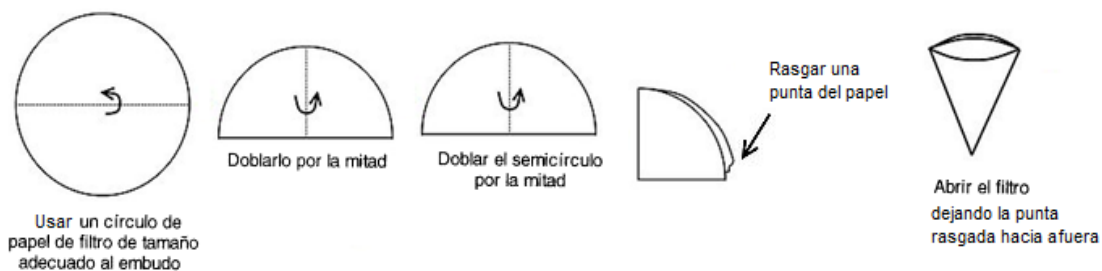


Figura 5: Presenta el método de doblar el papel de filtro en la forma sencilla.

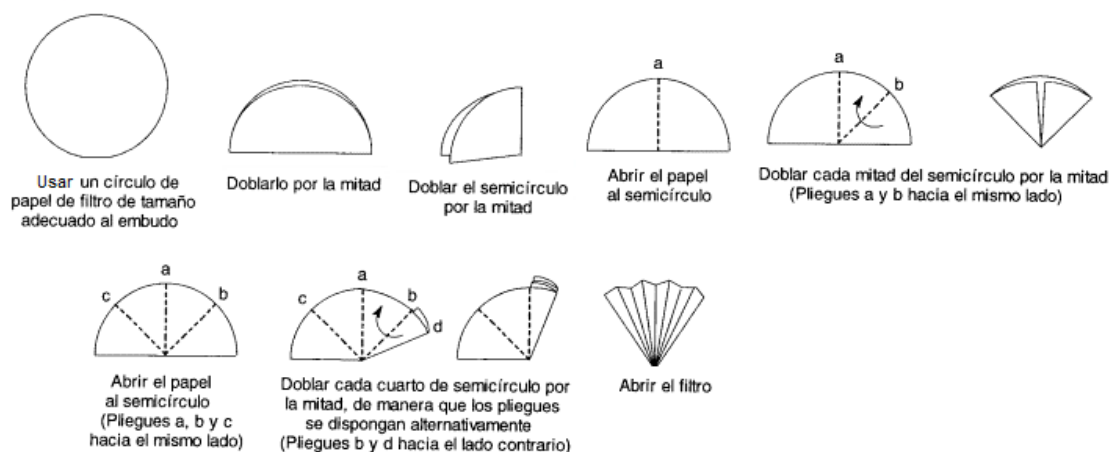


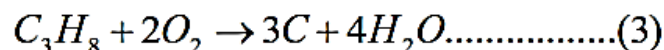
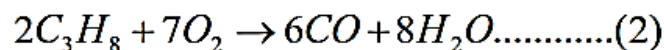
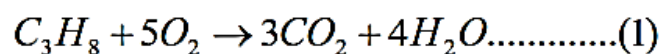
Figura 6: Presenta el método de doblar el papel de filtro en la forma plegada.

3. Mechero Bunsen

El mechero es el aparato más comúnmente utilizado en el laboratorio químico para suministrar calor en los experimentos del laboratorio. Los mecheros son aparatos que constan de un tubo metálico con una entrada regulada de aire en la base y una boquilla de variados diseños en su parte superior. Los mecheros generan energía calorífica mediante la combustión de gas. Los gases más utilizados para ello, normalmente, son gas propano y butano.

En el laboratorio se usa los llamados mecheros de Bunsen, mediante los cuales se consigue el mayor rendimiento térmico en la combustión el gas. Al abrir la corriente de gas y encender el mechero, se va formando un chorro dentro de la base del mechero que arrastra aire del exterior, el cual penetra por los orificios de ventilación situados encima de la base del mechero. La cantidad de aire puede regularse haciendo girar un anillo que se ajusta por fuera el tubo del mechero. Cuando los agujeros del anillo coinciden con los del tubo, la entrada del aire es máxima.

La llama del mechero puede tener varias temperaturas, esto dependerá de si la combustión del gas es completa (reacción 1) o incompleta (reacciones 2 y 3), esto se puede regular variando la entrada de aire del mechero.



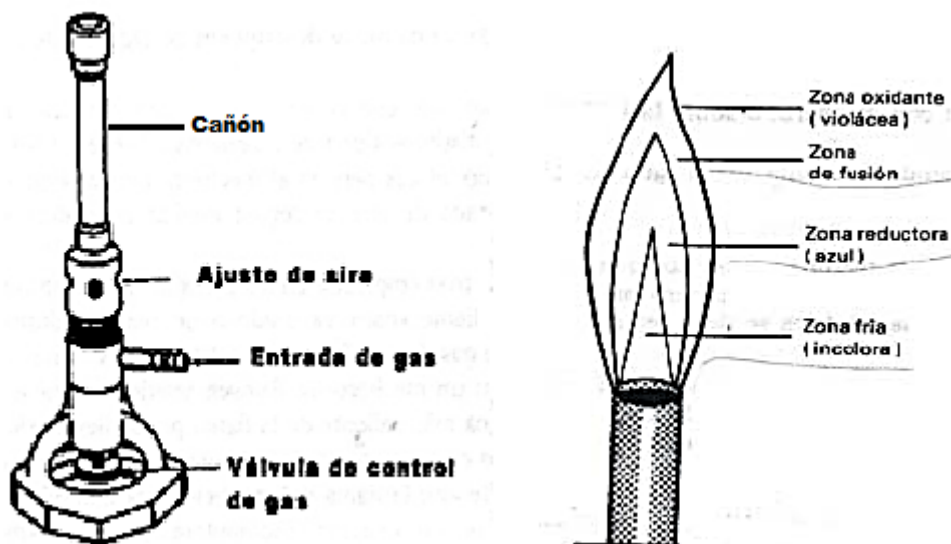


Figura 7: Muestra las partes del mechero Bunsen y las diferentes zonas de la llama.

MATERIALES Y EQUIPO:

- Arena
- Agua
- Papel de filtro
- Balanza
- Soporte
- Mechero Bunsen
- Beaker de 250 mL
- Erlenmeyer de 250 mL
- Probeta de 100 mL
- Embudo de espiga corta
- Soporte universal con aro
- Agitador de vidrio

PROCEDIMIENTO:

A- MEDICION DE MASA:

1. Encienda la balanza y espere que el valor de masa desplegado en la pantalla de la balanza se estabilice en 0,00 g. Si la lectura no es cero, presione la tecla 0, para que la lectura llegue a este valor.
2. Coloque un beaker de 250 mL seco sobre el plato de la balanza. Determine y anote su masa.
3. Encienda la balanza y espere que el valor de masa desplegado en la pantalla de la balanza se estabilice en 0,00 g. Si la lectura no es cero, presione la tecla 0, para que la lectura llegue a este valor.
4. Coloque un beaker de 250 mL seco sobre el plato de la balanza. Determine y anote su masa.

- Coloque un cilindro de madera dentro del beaker y anote el valor de masa obtenida. La diferencia entre estas dos medidas es la masa del cilindro.

Peso del beaker con el cilindro (g) _____

Peso del beaker vacío(g) _____

Peso del cilindro (g) _____

- Coloque el cilindro de madera directamente sobre el plato de la balanza y anote el valor de masa obtenida.
- Coloque de nuevo el beaker vacío y espere a que se estabilice el valor de la masa. Presione el botón **tara (T)** de la balanza y observe el nuevo valor de la masa obtenido. Anote en su libreta lo que sucede.
- Coloque un cilindro de madera dentro del beaker y anote el valor de masa obtenida.
- Compare los valores obtenidos para la masa del cilindro en los puntos 3,4 y 6.

B- MEDICION DE VOLUMEN:

- Tome un Erlenmeyer de 250 mL y agréguele agua hasta la primera división que observe en la escala, normalmente es 50 mL, anote esta medida de volumen.
- Con mucho cuidado, trasvase el agua a una probeta de 100 mL, la cual debe estar seca, y anote el volumen obtenido en la misma.
- Tome un beaker de 250 mL y agréguele agua hasta la primera división de la escala, normalmente es 50 mL, anote esta medida de volumen.
- Con mucho cuidado, trasvase el agua a una probeta de 100 mL, la cual debe estar seca y anote el volumen obtenido en la misma.
- Calcule la incertidumbre del Erlenmeyer, el beaker y la probeta, para ello, fíjese en el valor de la mínima división (no la primera división). La incertidumbre corresponde a la mitad de la mínima división y es una medida de la confianza que puede asociarse a un valor medido.
- Calcule la diferencia entre el valor de volumen obtenido con el Erlenmeyer y el obtenido para esta misma cantidad de líquido en la probeta. Repita el cálculo pero ahora con los valores derivados del beaker.
- La diferencia obtenida para el erlenmeyer se encuentra dentro del rango que da la incertidumbre? Y con respecto al beaker, la diferencia se encuentra dentro del rango que da la incertidumbre?

C- DECANTACION Y FILTRACION:

1. DECANTACION:

- Pese en balanza granataria 5 g de arena en un beaker seco de 150 mL y agregar 30 mL de agua destilada, medidos con probeta.
- Mezcle utilizando una varilla de vidrio y deje que la arena se asiente.
- Coloque un beaker limpio y con mucho cuidado, con ayuda de la varilla de vidrio o agitador, trasvase el líquido al otro beaker sin permitir que el sólido pase, éste debe permanecer en el primer beaker. No deseche el líquido decantado.

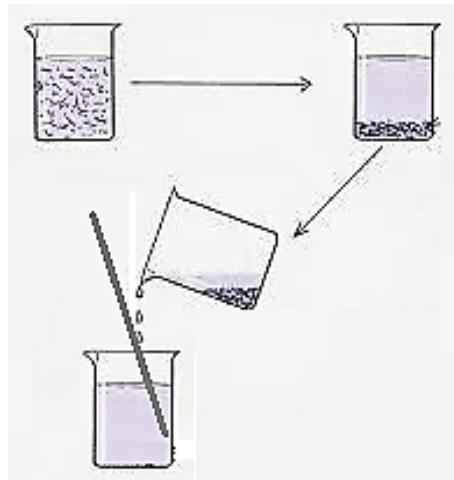


Figura 8: Muestra los pasos que deben seguirse para realizar correctamente la decantación.

2. FILTRACIÓN:

1. Pese en balanza granataria 5 g de arena en un beaker seco de 150 mL y agregue 30 mL de agua destilada, medidos con probeta.
2. Mezcle utilizando una varilla de vidrio y deje que la arena se asiente.
3. Coloque un embudo de vidrio o plástico en un soporte con anillo, y un beaker de 150 mL en su parte inferior.
4. Tome un papel filtro y dóblelo estilo sencillo, de acuerdo a las indicaciones dadas en la introducción de la práctica.
5. Humedezca el papel filtro con agua destilada utilizando una piseta y presiónelo contra las paredes del embudo.
6. El papel debe quedar completamente adherido a la superficie interior del embudo sin que se observen burbujas de aire.
7. Tome otro beaker de 150 ml y colóquelo en la parte inferior del embudo.
8. Agite el vaso de precipitados que contiene arena, utilizando una varilla de vidrio. Vierta el contenido en el embudo, teniendo cuidado de colocar la varilla en el pico del beaker. Vea la figura.

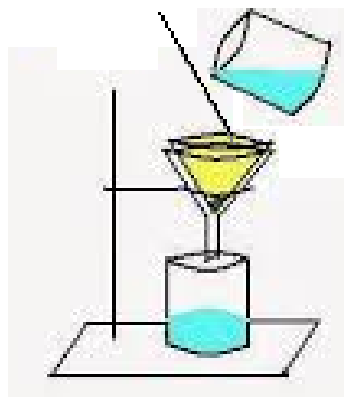


Figura 9: Muestra como realizar correctamente la filtración.

9. Compare el líquido obtenido por decantación con el que acaba de obtener, cual está más limpio?

D- MECHERO BUNSEN:

1. De acuerdo con las instrucciones dadas por su profesor de Laboratorio, proceda a encender el mechero como se indica a continuación.
2. Verifique que la llave de gas que conduce directamente al mechero esté cerrada, al igual que la llave del mechero.
3. Proceda a verificar que la llave de gas del Laboratorio, así como de la mesa estén abiertas.
4. Encienda un fósforo y colóquelo sobre la boquilla del mechero.
5. Abra la llave de gas de la manguera del mechero.
6. Abra cuidadosamente la llave del mechero hasta que este se encienda.
7. Verifique que el tamaño de la llama no sea muy grande. Jamás deberá salirse del cedazo. La llama debe tener color azulado.
8. Apague el mechero, cerrando primero la llave del mismo y luego la de la manguera del mechero.
9. Por último se debe cerrar la llave de la mesa y del Laboratorio pero para ello hay que verificar que ningún compañero esté utilizando el gas.

Experimento 2: Técnicas de Separación de mezclas

Los métodos de separación de mezclas son los procesos físicos, que pueden separar los componentes que conforman una mezcla. La separación consiste en que una mezcla 2 o más sustancias diferentes, se somete a un tratamiento que la separa en los componentes de la misma. En esta operación las sustancias mantienen su identidad, sin ningún cambio en sus propiedades químicas. Las sustancias se encuentran en forma de mezclas y compuestos en la naturaleza y es necesario purificarlas y separarlas para estudiar sus propiedades. La mayoría de las veces el método a utilizar se determina dependiendo del tipo de componente de la mezcla y sus propiedades particulares así como las diferencias más significativas. Las propiedades físicas que más se aprovechan de acuerdo a su separación, se encuentra la solubilidad, punto de ebullición y la densidad, entre las más destacadas.

A continuación se mencionan dos de las técnicas más utilizadas para separación de mezclas.

a) Destilación

El objetivo de la destilación es separar mediante vaporización, una mezcla líquida homogénea de sustancias miscibles y volátiles en sus componentes individuales, o en algunos casos en grupo de componentes.

Destilar significa separar. Esta es una de las operaciones más básicas en el laboratorio químico. Esta separación se realiza mediante vaporización y condensación de los componentes de una solución líquida o también gaseosa aprovechando el hecho que cada uno de estos componentes tienen diferentes puntos de ebullición.

La destilación se utiliza para muchos procesos comerciales, tales como la producción de gasolina, agua destilada, xileno, alcohol, parafina, queroseno, y muchos otros líquidos. Los tipos de destilación incluyen destilación simple (que se describe aquí), destilación fraccionada (donde se recogen diferentes "fracciones" volátiles que se producen), entre otras.

Destilación simple

La destilación simple se utiliza cuando la mezcla de productos líquidos a destilar contiene únicamente una sustancia volátil, o bien, cuando ésta contiene más de una sustancia volátil, pero el punto de ebullición del líquido más volátil difiere del punto de ebullición de los otros componentes en, al menos, 20 °C.

El resultado final es la destilación de un solo producto, ya sea porque en la mezcla inicial sólo había un componente, o porque en la mezcla inicial uno de los componentes era mucho más volátil que el resto

Seguidamente se muestra el equipo de destilación simple:



Figura 10: Diseño del equipo de destilación simple con todos sus componentes.

La mezcla a destilar se coloca en el balón de destilación o matraz esmerilado, el condensador o refrigerante es el encargado de enfriar los vapores formados para condensarlos y así poder obtener el destilado. En el balón de destilación, deben agregarse núcleos de ebullición para lograr que la ebullición ocurra en varios puntos y sea controlada, de lo contrario, esta puede ser muy violenta y causar que el tapón o adaptador del termómetro se lance violentamente.

Es necesario mantener la calefacción hasta que la mayor parte del líquido haya destilado, sin dejar nunca que se seque totalmente el contenido del matraz que se está calentando, ya que provocaríamos un calentamiento muy intenso del material (impurezas) que pudiera quedar en el fondo del matraz. Podría darse el caso de que dichas impurezas fueran inflamables o explosivas.

Un **azeótropo (o mezcla azeotrópica)** es una mezcla líquida compuesta por dos o más compuestos químicos que hierven a temperatura constante y que se comportan como si estuviesen formadas por un solo componente. Un azeótropo, puede hervir a una temperatura superior, intermedia o inferior a la de los constituyentes de la mezcla, permaneciendo el líquido con la misma composición inicial, al igual que el vapor, por lo que no es posible separarlos por destilación simple. El azeótropo que hierve a una temperatura máxima se llama azeótropo de ebullición máxima y el que lo hace a una temperatura mínima se llama azeótropo de ebullición mínima, los sistemas azeotrópicos de ebullición mínima son más frecuentes que los de ebullición máxima.

Un ejemplo es la mezcla de etanol y agua, que forma un azeótropo para una concentración del 96 % en peso de alcohol, que hierve a una temperatura de 78,2 °C. Con una destilación simple se obtiene un alcohol con esta concentración, pero para conseguir un compuesto más puro se necesita utilizar recursos especiales como una destilación azeotrópica.

b) Cristalización

Mediante la formación de cristales se separa un soluto de una solución líquida dejando generalmente las impurezas en la masa fundida o en las aguas madres. Este método se utiliza para obtener cristales de alta pureza formados por partículas de tamaño uniforme y aspecto atractivo.

Una solución consta de dos componentes: el disolvente y el soluto. Las soluciones pueden ser no saturadas, saturadas y sobresaturadas.

Las soluciones no saturadas tienen una concentración de soluto menor que las soluciones saturadas, y éstas a su vez tienen una concentración de soluto menor que una solución sobresaturada. Por ejemplo: supóngase que se agregan unos cuantos cristales de sal común a un vaso de agua, esta será una solución no saturada. Si se sigue añadiendo sal con agitación se llegará hasta un punto en el cual los cristales ya no se disuelven, esta será una solución saturada. Si a esta solución se le agrega una mayor cantidad de cristales que no se disolverán a temperatura ambiente, y se calienta la solución hasta que todo se disuelva, se obtendrá una solución sobresaturada. Si enfriamos la solución sobresaturada, con el tiempo se formarán cristales de sal, esto se debe a que la solubilidad de la sal en el agua depende de la temperatura y lo que fue una solución sobresaturada a alta temperatura, es ahora una solución sobresaturada a la temperatura más baja. Es importante recalcar que una solución sobresaturada es un sistema meta estable, es decir que la estabilidad de la misma puede ser alterada con facilidad y que tenderá a estabilizarse cuando ocurra una alteración de dicho sistema, mientras que una solución saturada es un sistema estable.

Para efectuar la cristalización de un sólido hay que partir de una solución sobresaturada, lo que requerimos es que el soluto sea más soluble en el solvente caliente que en el solvente a temperatura ambiente. Existen varias formas de sobresaturar una solución, una de ellas es el calentamiento de la solución para disolver el exceso de soluto, otra consiste en eliminar parte del disolvente (por ejemplo: por evaporación) a fin de aumentar la concentración del soluto, otra forma consiste en añadir un tercer componente que tenga una mayor solubilidad que el componente que se desea cristalizar.

La rapidez del enfriamiento definirá el tamaño de los cristales resultantes. Un enfriamiento rápido producirá cristales pequeños, mientras que un enfriamiento lento producirá cristales grandes. Para acelerar la cristalización puede hacerse una "siembra" raspando las paredes del recipiente o agregando unos pocos cristales para que los cristales o los pequeñísimos trozos de vidrio del raspado sirvan de **núcleo de cristalización**.

El sulfato de cobre (II), también llamado vitriolo azul, sulfato cúprico, piedra azul o caparrosa azul, es un compuesto químico derivado del cobre que forma cristales azules, solubles en agua (su solubilidad, a 20 °C, es de 20,7 g/100 ml de agua). Su forma anhidra (CuSO_4), que se puede obtener calentando suavemente el hidrato, es blanca. Tiene innumerables usos, por ejemplo: alguicida en el tratamiento de aguas, en fabricación de alimentos concentrados para animales, abonos, pesticidas, en litografía, como colorante cerámico y preparados medicinales como el agua de alibou.

MATERIALES Y EQUIPO:

- Azul de metileno
- Agua
- Alcohol etílico
- Sulfato de cobre
- Equipo de destilación
- Papel de filtro
- Nucleos de ebullición (trozos de porcelana)
- Beaker de 250 mL
- Probeta de 100 ml
- Vidrio de reloj

Procedimiento:**A. Destilación simple:**

1. Usted encontrará montado el equipo de destilación, su profesor colocará en el balón de destilación la mezcla a destilar, la cual contiene etanol, agua y azul de metileno como colorante. Deberán agregarse unos 3 a 4 núcleos de ebullición.
2. Se abre lentamente la llave de entrada de H₂O, conectada al condensador, asegurando un flujo constante de agua, el cual no debe ser muy fuerte para evitar que las mangueras puedan salirse y provocar un accidente.
3. Se calienta el balón con la ayuda de una plantilla de calentamiento o un mechero, manteniendo el líquido a destilar en calentamiento constante, hasta alcanzar la temperatura de ebullición del componente más volátil, en este caso el etanol.
4. Recoger unos 40 mL de destilado en el colector. Cesar el calentamiento y dejar enfriar.
No cerrar la llave del agua hasta que el equipo esté frío.

Es necesario mantener el calentamiento hasta que la mayor parte de líquido haya destilado, sin dejar nunca que se seque totalmente el contenido del balón.

B. Cristalización:

1. Pesar 35 g de sulfato de cobre en un beaker de 250 mL
2. Medir 40 ml de agua y agregarlos al beaker.
3. Disolver primero la mayor cantidad posible del sulfato de cobre con ayuda de un agitador.
4. Calentar suavemente el beaker hasta asegurarse de que todo el sulfato de cobre se ha disuelto y que sólo queden las impurezas sin disolver. **Se debe mezclar continuamente mientras haya sólido presente para evitar que se dé un sobrecalentamiento y la solución pueda brincar de modo que exista riesgo de una quemada.**
5. Una vez disuelto filtrar inmediatamente la **solución caliente** a través de un embudo de espiga corta con papel de filtro. Las impurezas quedarán en el papel de filtro. Si se deja enfriar la solución no se eliminarán las impurezas.
6. Luego dejar enfriar la solución hasta temperatura ambiente, sin mover, hasta que se formen los cristales.
7. Si los cristales no se formaran, raspar con el agitador, cuidadosamente las paredes del beaker para lograr que se formen los mismos.
8. Cuando se hayan formado los cristales, decante el líquido, es decir elimine el líquido cuidando que los cristales no se salgan.
9. Cuidadosamente pase los cristales a un papel filtro colocado sobre un vidrio de reloj para que se elimine un poco la humedad y obsérvelos.

Experimento 3: Propiedades Físicas y químicas de la Materia**Introducción**

Se define materia como todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Una sustancia es cualquier tipo de materia cuyas muestras tienen composición idéntica, y en condiciones iguales, propiedades idénticas. Una sustancia puede ser un compuesto o un elemento. Los compuestos son sustancias puras formadas por dos o más elementos diferentes combinados en una proporción constante. Todos los compuestos se pueden dividir en sustancias más simples, ya sean elementos o compuestos más sencillos. Las propiedades físicas y químicas de un compuesto son diferentes a las propiedades de los elementos constituyentes. Mientras

que los elementos son sustancias que no se pueden descomponer en otras más simples mediante cambios químicos.

Para diferenciar las muestras de diferentes tipos de materia se determinan y se comparan sus propiedades. Hay distintos tipos de materia según sus propiedades, las cuales se clasifican de manera general en propiedades físicas y químicas.

Las propiedades físicas son las características propias de una sustancia que se observan en ausencia de cualquier cambio de composición. El color, olor, sabor, apariencia es decir su estado físico (sólido, líquido o gaseoso), se consideran propiedades organolépticas pues dependen de los sentidos, pero al igual que la densidad, punto de ebullición, punto de fusión, la conductividad térmica o eléctrica, solubilidad en agua o en otros disolventes, el efecto del imán son propiedades físicas. Estas propiedades también pueden ser extensivas las cuales dependen de la cantidad de sustancia presente: masa, volumen, etc; y las intensivas que no dependen de la cantidad de sustancia presente: temperatura, densidad, color, etc.

Los alótropos del azufre (diferentes formas cristalinas) han sido estudiados ampliamente, pero hasta ahora las diversas modificaciones en las cuales existen para cada estado (gas, líquido y sólido) del azufre elemental no se han dilucidado por completo.

El azufre rómbico, llamado también azufre y azufre alfa, es la modificación estable del elemento por debajo de los 95.5°C (204°F, el punto de transición), y la mayor parte de las otras formas se revierten a esta modificación si se las deja permanecer por debajo de esta temperatura. El azufre rómbico, que es el que conocemos comúnmente, es un polvo de color amarillo limón, claro, insoluble en agua, ligeramente soluble en alcohol y es muy soluble en disulfuro de carbono. Su densidad es 2.07 g/cm³. Su fórmula molecular es S₈.

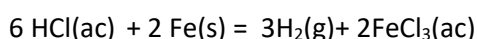
El azufre monoclinico, llamado también azufre prismático y azufre beta, es la modificación estable del elemento por encima de la temperatura de transición y por debajo del punto de fusión.

El azufre fundido se cristaliza en prismas en forma de agujas que son casi incoloras. Tiene una densidad de 1.96 g/cm³ y un punto de fusión de 119.0°C (246.7°F). Su fórmula molecular también es S₈.

El azufre plástico, denominado también azufre gamma, se produce cuando el azufre fundido en el punto de ebullición normal o cerca de él es enfriado al estado sólido. Esta forma es amorfa y es sólo parcialmente soluble en disulfuro de carbono.

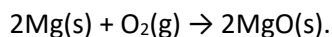
El azufre líquido posee la propiedad notable de aumentar su viscosidad si sube la temperatura. Su color cambia a negro rojizo oscuro cuando su viscosidad aumenta, y el oscurecimiento del color y la viscosidad logran su máximo a 200°C (392°F). Por encima de esta temperatura, el color se aclara y la viscosidad disminuye.

Las propiedades Químicas son las que exhibe la materia cuando experimenta cambios en su composición, ya sea transformándose en una sustancia nueva por descomposición o por reacción con otras especies. Por ejemplo: la reacción del hierro en polvo con el ácido clorhídrico, libera hidrógeno:

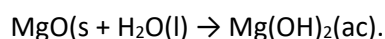


Los Cambios físicos son alteraciones que no implican transformación de la composición química de la sustancia, es decir no hay formación de nuevas sustancias. Entre este tipo de cambio se encuentran los de estado físico (evaporación, sublimación, fusión, congelación, etc) y los cambios de estructura cristalina de un sólido. El naftaleno es un sólido cristalino blanco de olor fuerte, que tiene la propiedad de sublimar, es decir, de pasar del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido.

Los cambios químicos son las alteraciones que sufren las sustancias para producir nuevas sustancias con propiedades y composición distinta a la original. Se representan mediante ecuaciones químicas. Por ejemplo: La reacción de combustión del magnesio es una propiedad química que se representa por la siguiente reacción:



Esta reacción produce una luz blanca intensa, muy llamativa. El MgO formado, es un sólido fino, blanco que reacciona con agua para producir hidróxido de magnesio Mg(OH)_2 , el cual en presencia de fenolftaleína que es un indicador ácido-base, da una coloración fucsia típica de este indicador en presencia de sustancias alcalinas (básicas). La reacción de formación del Mg(OH)_2 se muestra a continuación:



Es posible determinar en forma sencilla estas propiedades físicas y a su vez utilizarlas en la identificación de las sustancias. El olor, el color y el efecto del imán se observan fácilmente. La solubilidad y la densidad pueden determinarse cualitativamente observando por ejemplo si una sustancia se disuelve o no en agua, si flota o se precipita.

El óxido de zinc es un óxido inorgánico no tóxico y aparece como polvo blanco, estable a temperatura ambiente, poco soluble en agua y tiene diversas aplicaciones. El ZnO es un óxido termocrómico, esto es que, al calentar el sólido, va cambiando de color. Este cambio de color se produce porque las altas temperaturas hacen reducir los iones Zn^{+2} a Zn^{+1} y Zn, sin embargo este cambio es reversible, de modo que al enfriar, recupera su color blanco.

MATERIALES Y EQUIPO

Carbón vegetal en polvo	Naftaleno
Nitrato de potasio, (KNO_3)	Imán
Hierro en polvo (Fe),	tubos de ensayo
Azufre	probeta
Cinta de Magnesio	vidrio de reloj
Fenolftaleína	papel de filtro
Oxido de zinc	embudo.

PROCEDIMIENTO

A) Propiedades del hierro

- Examine el hierro en polvo; note su color y olor. Observe el efecto del imán sobre el hierro.
- Añada una punta de espátula de hierro en polvo a 5 ml de agua en un tubo de ensayo.
- Note si es más pesado o liviano que el agua.
- Agite el tubo y observe si el hierro se disuelve en agua.
- Decante el líquido del tubo de ensayo y posteriormente agregue a este mismo 5 ml de disolución acuosa de ácido clorhídrico 6 mol/L, caliente pero no hierva, note si ocurre alguna reacción y escriba la ecuación en el cuadro.

B) Propiedades del carbón

- Repita paso a paso el procedimiento seguido en la parte A) pero utilizando carbono (carbón vegetal) en lugar de lana de hierro.
- Al ensayar la solubilidad filtre y observe el filtrado.

C) Propiedades del nitrato de potasio

- Repita paso a pasos el procedimiento seguido en la parte A) **pero omita la adición de disolución de HCl 6 mol/L.**
- Al tratar de disolver en agua, note la temperatura del tubo.

D) Ensayo y separación de una mezcla de carbón, hierro y nitrato de potasio.

- Tome una cantidad pequeña de la mezcla de carbón vegetal, lana de hierro y nitrato de potasio y ensaye con el imán, escriba sus observaciones.
- Coloque un gramo de la mezcla en un tubo de ensayo y agregue 5 ml de disolución de HCl.
- Caliente suavemente. Investigue el color del gas que se desprende.
- Coloque un gramo de la mezcla en un tubo de ensayo y agregue 5 ml de agua destilada. Agite bien y filtre. Recoja la disolución obtenida al filtrar en un beaker de 50 mL, caliente suavemente para evaporar el agua, examine los residuos en el beaker y en el papel filtro.

E) Propiedades del azufre (Realizar en la capilla de extracción)

➤ Azufre prismático:

- Fundir aproximadamente 1 gramo de azufre con **llama baja** en un crisol, observando las transformaciones que se suceden por acción del calor.
- Cuando la sustancia emite vapores, retirarla del fuego, e inclinar un poco el crisol para que al ir enfriando se forme una película en la superficie. Déjelo enfriar y observe los cristales obtenidos

➤ Azufre amorfo:

- Fundir de nuevo el azufre del crisol del punto anterior hasta que emita vapores.
- Dejar que al fundir tome una coloración café rojiza.
- Apague el mechero y rápidamente agregue con una probeta, un poco de agua en el crisol.
- Con ayuda de una espátula retire rápidamente el azufre del fondo del crisol para que no se endurezca.
- Comprobar el estado amorfo y la elasticidad de la variedad formada, tocando el residuo extraído del crisol.

F) Sublimación del naftaleno:

- Calentar aproximadamente 1 gramo de naftaleno en un crisol hasta que emita vapores.
- Eliminar el calentamiento apagando el mechero.
- Colocar sobre el crisol, un vidrio de reloj que ha sido enfriado con anterioridad, colocándole un trozo de hielo encima.
- Dejar el vidrio de reloj unos minutos sobre el crisol,
- Eliminar del vidrio de reloj el hielo remanente y todo resto de humedad con ayuda de papel toalla.
- Levantar suavemente el vidrio de reloj seco y darle vuelta muy lentamente procurando que no haya corrientes de aire cerca.
- Observar los cristales de naftaleno que se depositaron sobre el vidrio de reloj.

G) Propiedades del óxido de zinc:

- Tomar con una espátula un poco de óxido de zinc y calentarlo a la llama. Observar el cambio de color
- Alejar la espátula de la llama y observar lo que sucede con el color del óxido de zinc al enfriar de nuevo.
- Acercar de nuevo la espátula a la llama, observar el color que toma el óxido de zinc y alejar de nuevo. Anotar cambios observados.

H) Propiedades químicas del magnesio:

- Tomar un trozo de magnesio y calentarlo a la llama. Observar lo que sucede.
- Colocar el residuo de la cinta en un crisol con agua a la que se le ha agregado unas gotas de fenolftaleína. Anotar el cambio observado.

Experimento 4: Estudio de la densidad

Introducción

La densidad de una sustancia se define como la cantidad de masa de dicha sustancia que contiene una unidad determinada de volumen y se expresa matemáticamente mediante la siguiente fórmula:

$$d = m / V,$$

La densidad es una propiedad intensiva, es decir que no depende de la cantidad de masa presente, o sea que es independiente de la cantidad de masa, por lo tanto, para un material dado la relación de masa a volumen siempre es la misma; es decir, el volumen aumenta conforme aumenta la masa. Usualmente la densidad se expresa en g/mL, g/L, g/cm³.

La densidad es una propiedad general de todas las sustancias. No obstante su valor es específico para cada sustancia, lo cual permite identificarla o diferenciarla de otras. En el caso de los gases, la densidad es afectada de manera importante por la temperatura y la presión.

Existe otro parámetro que en ocasiones es utilizado en lugar de la densidad ya que su valor es muy similar al de la esta, dicho parámetro es la gravedad específica, la cual para una sustancia dada se define como la relación entre la densidad de dicha sustancia y la densidad del agua, medida esta última a 4 °C.

La gravedad específica no tiene unidades, sirve para denotar cuántas veces es más pesada o más densa una sustancia con respecto al agua.

La ley de la física que establece que cuando un objeto se sumerge total o parcialmente en un líquido, éste experimenta un empuje hacia arriba igual al peso del líquido desalojado se conoce como Principio de Arquímedes. La mayoría de las veces se aplica al comportamiento de los objetos en agua, y explica por qué los objetos flotan y se hunden y por qué parecen ser más ligeros en este medio. El concepto clave de este principio es el 'empuje', que es la fuerza que actúa hacia arriba reduciendo el peso aparente del objeto cuando éste se encuentra en el agua. Un objeto va a flotar en el agua siempre y cuando su densidad sea menor que la densidad del agua. Si éste se sumerge por completo, el peso del agua que desplaza (y, por tanto, el empuje) es mayor que su propio peso, y el objeto es impulsado hacia arriba y hacia fuera del agua hasta

que el peso del agua desplazada por la parte sumergida sea exactamente igual al peso del objeto flotante.

La determinación de la densidad de sólidos en el Laboratorio, consiste en determinar el volumen del líquido desplazado por un sólido de masa conocida, en una probeta, el cual corresponde al volumen del sólido sumergido. Si se trata de un sólido regular, el volumen puede calcularse matemáticamente.

La determinación de la densidad de líquidos en el Laboratorio puede realizarse mediante un equipo llamado Picnómetro, el cual requiere controlar la temperatura por lo cual resulta bastante engorroso, o mediante el uso de probeta si lo que se requiere es un valor aproximado. Para ello se requiere únicamente determinar el volumen de líquido que hay en la probeta y la masa del mismo por diferencia.

MATERIALES Y EQUIPO

Hierro en trozos o clavos de hierro	Alcohol etílico
Bronce y Zinc en trozos	Cilindro de madera
Glicerina	Vernier
Aceite	Probetas de 10 ml y de 100 ml

PROCEDIMIENTO

A- Determinación de la densidad de un sólido regular:

- 1-. Determinar la masa de un cilindro de madera directamente en la balanza granataria
- 2-. Con la ayuda del Vernier o Pie de rey, proceda a determinar el diámetro (diám) y la longitud (L) del cilindro, siguiendo las indicaciones de su profesor.
- 3-. Determine el radio del cilindro: $r = \text{diám}/2$
- 4-. Determine el volumen del cilindro: $V = \pi \times r^2 \times L$
- 5-. Determine la densidad del cilindro: $d = m/V$

B- Determinación de la densidad de un sólido irregular:

- 1-. Pesar en un vidrio de reloj, aproximadamente 15 g de Hierro.
- 2-. En una probeta de 100 mL colocar 80 ml de agua.
- 3-. Trasvasar completa y cuidadosamente el hierro a la probeta
- 4-. Determine el volumen desplazado por el metal
- 5-. Determine la densidad del hierro: $d = m/V$
- 6-. Repita el procedimiento utilizando Bronce y/o Zinc.

C- Determinación de la densidad de un líquido:

- 1-. Determinar la masa de una probeta de 10 ml limpia y seca.
- 2-. Colocar una cantidad del aceite a probar en la probeta, preferiblemente menos de los 10 ml.

- 3-. Determinar la masa de la probeta con el aceite
- 4-. Determine por diferencia la masa del aceite
- 5-. Determine la densidad del aceite: $d = m/V$
- 6-. Repita el procedimiento utilizando Glicerina y/o Alcohol etílico.

Investigue en internet las densidades de las sustancias utilizadas y compare los valores obtenidos experimentalmente.

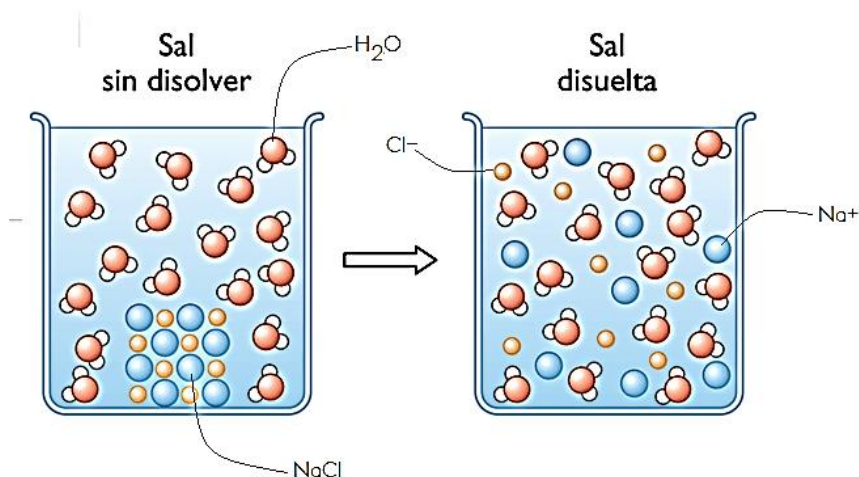
Experimento 5: Conductividad eléctrica (electrolitos)

Introducción

La conductividad se define como la capacidad que tiene una sustancia de conducir la corriente eléctrica y depende de la cantidad de sales disueltas presentes en un líquido, generalmente agua. Se define electrolito como cualquier sustancia que contiene iones libres, los que se comportan como un medio conductor de la corriente eléctrica. Debido a que generalmente consisten en iones en solución, los electrolitos también son conocidos como soluciones iónicas, sin embargo, también los compuestos iónicos fundidos pueden conducir la corriente eléctrica debido a que al fundir hay separación de los iones y por lo tanto se va a tener movimiento de los mismos.

El enlace iónico se da por transferencia de electrones de un metal a un no metal, por lo que en un sólido iónico lo que se tiene es un retículo cristalino en el cual se tienen fuerzas de tipo electrostático, muy fuertes que mantienen unidos a todos los iones presentes. En un compuesto covalente, el enlace se da cuando dos átomos no metales comparten electrones por lo que no es posible la formación de iones.

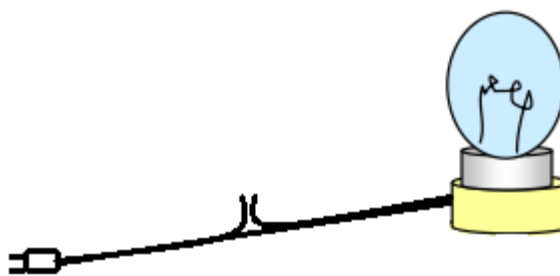
Comúnmente, los electrolitos existen como soluciones de ácidos, bases o sales. Las soluciones de electrolitos se forman normalmente cuando una sal se coloca en un solvente tal como el agua, y los componentes individuales se disocian debido a las interacciones entre las moléculas del solvente y el soluto, en un proceso denominado solvatación. Por ejemplo, cuando la sal común, NaCl se coloca en agua, lo que sucede es que las moléculas de agua van a separar y rodear los iones Na^+ y Cl^- , mediante un proceso llamado solvatación, dándose por consiguiente la solubilidad de la sal en el agua. A continuación se muestra lo sucedido:



No solamente los compuestos iónicos se van a disociar en agua, también lo hacen los ácidos y bases, ya sea fuertes o débiles. De modo que, en términos simples, el electrolito es un material que se disuelve completa o parcialmente en agua para producir una solución que contiene iones y por lo tanto conduce la corriente eléctrica. Entre mayor cantidad de iones estén presentes en la solución, mayor será la intensidad de la conducción eléctrica.

En el caso de los compuestos covalentes polares, a pesar de que son solubles en agua, como es el caso del azúcar de mesa, debido al tipo de enlaces que los conforman, ellos no pueden formar iones y por lo tanto no son electrolitos.

El aparato para determinación de conductividad consta de un bombillo colocado en una base que contiene un cable y un conector, una de las partes del cable ha sido cortado para que no pueda cerrarse el circuito, de modo que si el bombillo se enciende al introducir los electrodos en el líquido a probar, es debido a que la sustancia es un electrolito. Un electrolito fuerte provocará que el bombillo se encienda completamente, un electrolito débil parecerá que no conduce la corriente eléctrica, sin embargo provocará que el bombillo se encienda débilmente al acercar los electrodos pues se reduce la distancia entre los electrodos y por lo tanto el camino que los iones tienen que recorrer entre electrodos. Un no electrolito no hará que se encienda el bombillo aunque se acerque los electrodos. La intensidad de la luz puede también variar con la concentración de los iones en solución, a mayor concentración de iones mayor será la intensidad de la luz provocada.



MATERIALES Y EQUIPO

Cloruro de sodio

Bicarbonato de sodio

Acetato de sodio

Sulfato de cobre

Acido cítrico

Azúcar

Parafina

Glicerina

Vinagre (Acido acético al 3,5%)

Etanol

NaOH 1 M

HCl 1 M

Hexano

Aparato para determinar conductividad

PROCEDIMIENTO

A- Conductividad de sólidos en disolución acuosa:

1- En un beaker de 150 ml coloque 20 mL de agua y 0,3 g de NaCl.

2- Mezcle con un agitador hasta que el sólido se disuelva totalmente.

3- Conecte el aparato para determinar conductividad y cuidadosamente introduzca los electrodos en el líquido sin permitir que se toquen.

4- Anote lo observado.

5- Repita los pasos del 1 al 4, empleando a la vez solamente uno de los otros sólidos indicados (Bicarbonato de Sodio, Acetato de sodio, Sulfato de cobre, Acido cítrico, Azúcar)

B- Conductividad de líquidos:

- 1- En un beaker de 150 ml coloque 20 mL de Glicerina.
- 2- Conecte el aparato para determinar conductividad y cuidadosamente introduzca los electrodos en el líquido sin permitir que se toquen.
- 3- Anote lo observado.
- 4- Repita los pasos del 1 al 3, empleando a la vez solamente uno de los otros líquidos indicados (Vinagre, Etanol, HCl, NaOH, Hexano). **El Hexano y el Etanol son inflamables, tenga mucho cuidado de no pegar los electrodos o puede provocar su ignición.**

C- Conductividad de sólidos fundidos:

- 1- En una cápsula de porcelana coloque un trozo de candela.
- 2- Coloque la cápsula en un soporte con aro y cuadro de asbesto y caliente suavemente con el mechero hasta que funda.
- 3- Apague el mechero e inmediatamente conecte el aparato para determinar conductividad y cuidadosamente introduzca los electrodos en el líquido sin permitir que se toquen. Anote lo observado.
- 4- Repita los pasos del 1 al 3, empleando ahora acetato de sodio

D- Factores que afectan la conductividad (concentración de iones en solución):

- 1- En un beaker de 150 ml coloque 20 mL de HCl 1 M.
- 2- En un segundo beaker coloque 10 mL de HCl 1M y 40 mL de agua, mezcle.
- 3- En otro beaker (No. 3) coloque 10 mL de la solución del beaker 2, agregue 40 mL de agua y mezcle.
- 4- Conecte el aparato para determinar conductividad y cuidadosamente introduzca los electrodos en cada uno de los 3 beaker sin permitir que se toquen. Anote lo observado.

Experimento 6: Rendimiento de una reacción química

Introducción:

Una reacción química es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) desaparece para formar una o más sustancias nuevas. Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la Ley de la conservación de la masa, la cual indica que la masa no se crea ni se destruye durante una reacción química, sino que se transforma, de modo que el mismo conjunto de átomos debe estar presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en un reordenamiento de los átomos, por lo tanto una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha, es decir, en los reactivos y productos debe existir igual cantidad y tipo de átomos y cuando esto ocurre se dice entonces que la ecuación está balanceada.

Las ecuaciones químicas son el modo de representar a las reacciones químicas. En química, es muy importante determinar el rendimiento de una reacción pues nos indica cual es la cantidad de producto producido realmente por una reacción química. El rendimiento teórico es la máxima cantidad de producto que puede producirse en una reacción perfectamente eficiente, es decir que ocurre en un 100%. En realidad, la mayoría de las reacciones no son perfectamente eficientes, de modo que el rendimiento real generalmente es menor que el rendimiento teórico por lo que en muchas ocasiones debe de controlarse las condiciones de reacción para lograr

llegar a tener un rendimiento lo más cercano al 100% posible. Para expresar la eficiencia de una reacción es necesario calcular el rendimiento porcentual de la misma.

Para interpretar una reacción de manera cuantitativa, es necesario aplicar los conocimientos de masa molar y mol. En una reacción química donde intervienen dos reactivos, la sustancia que se consume completamente recibe el nombre de reactivo limitante, porque es el que determina la cantidad de producto que se forma. El otro reactivo se conoce como reactivo en exceso pues una vez que se termina la reacción, quedará todavía un poco de este reactivo que no llegó a reaccionar.

La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química. Para determinar cuál es el reactivo limitante en una reacción química dada, es necesario conocer la ecuación estequiométrica, así como las cantidades teóricas que se requieren de los reactivos para generar determinado producto. Cuando una ecuación está balanceada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidos a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación balanceada pues los coeficientes estequiométricos representan los moles de cada sustancia que intervienen en la reacción.

La cantidad de producto que se forma cuando el reactivo limitante ha reaccionado totalmente, se denomina rendimiento teórico. El rendimiento teórico es el máximo que se puede obtener. La cantidad de producto que realmente se obtiene en una reacción se llama rendimiento real. El rendimiento teórico es mayor que el rendimiento real, ya que en este último se pueden originar pérdidas de producto durante el desarrollo del experimento. Sin embargo, es más común en una reacción química determinar el porcentaje de rendimiento de cierto producto, mediante la expresión siguiente:

$$\% \text{ de rendimiento} = (\text{rendimiento real} / \text{rendimiento teórico}) \times 100$$

Para determinar el rendimiento se utilizará la reacción del NaHCO_3 y el CaCO_3 con un exceso de HCl , y se hará la determinación indirecta de uno de los productos de dichas reacciones, que es el CO_2 . Dicha determinación será indirecta pues se determina la masa de CO_2 formado mediante una pérdida de masa que se obtiene ya que el CO_2 es un gas insoluble en agua que es el medio de reacción y por lo tanto sale de este y por ello al darse la reacción se observa una efervescencia. Esta determinación se basa en la ley de conservación de la masa.

Las reacciones utilizadas serán:



MATERIALES Y EQUIPO

- Erlenmeyers de 125 mL o de 250 mL
- Balanza analítica
- HCl 1 M
- NaHCO_3
- CaCO_3

PROCEDIMIENTO:

a. Determinación del rendimiento de reacción del NaHCO_3 con HCl :

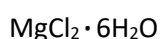
1. En un Erlenmeyer de 125 mL o 250 mL coloque 30 mL de HCl medidos con probeta.
2. Determine en la balanza analítica la masa del Erlenmeyer, asegurándose primero que el mismo se encuentra bien seco por fuera.
3. Pese en la balanza analítica un trozo de papel encerado y agregue en él 1 g de NaHCO_3 .
4. Agregue el NaHCO_3 con mucho cuidado al Erlenmeyer, tratando de que no quede material pegado a las paredes del recipiente.
5. Determine la masa del papel con el residuo de NaHCO_3 para conocer la cantidad de NaHCO_3 que realmente se agregó al Erlenmeyer.
6. Espere a que termine la reacción, para ello mezcle bien el frasco cuando ya no se vean burbujas y acérquelo a su oreja, cuando ya no se escuchan las burbujas será indicativo de que la reacción terminó.
7. Determine la masa del Erlenmeyer con el residuo de reacción.
8. Determine el rendimiento de reacción.

b. Determinación del rendimiento de reacción del CaCO_3 con HCl :

1. Repita todos los pasos del punto a pero utilizando ahora CaCO_3 .

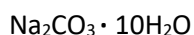
Experimento 7: Determinación de la fórmula de un hidrato**Introducción**

Los hidratos cristalinos son verdaderos compuestos químicos que tienen composición definida por el peso de sus constituyentes: una sal anhidra y agua; es decir, el hidrato es un compuesto que contiene moléculas de agua unidas estructuralmente en proporciones definidas, por esto es posible determinar la proporción entre estos dos constituyentes por medio de un punto. Por ejemplo: la fórmula del hidrato de cloruro de magnesio se escribe de la siguiente manera.



Se usan los prefijos mono, di, tri, tetra, penta, hexa, repta, octa, etc. Para designar la cantidad de agua que tiene unida en su estructura. El hidrato anterior se lee *cloruro de magnesio hexahidratado*.

Algunos hidratos son tan inestables que pierden su agua aun a temperatura ambiente, cuando se deja en un recipiente abierto, un ejemplo sería el *carbonato de sodio decahidratado*.



Estos compuestos, al perder el agua se van convirtiendo en polvo, lo que queda realmente es la sal anhidra. Por el contrario hay otros compuestos que absorben la humedad del medio al dejarlos al aire libre, por ejemplo el sulfato de cobre anhidro. Este comportamiento de perder o ganar agua, se debe a la diferencia de presión de vapor de agua entre el cristal y la atmósfera.

¿Cómo se calcula la fórmula de un hidrato? Suponiendo que queremos averiguar ¿Cuántas aguas de hidratación tiene unidas el siguiente compuesto? : $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot X \text{H}_2\text{O}$

Masa molecular $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$

Masa molecular de la sal anhidra $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 = 183 \text{ g/mol}$

Método para calcular las aguas de hidratación

A través de un cálculo directo con los datos obtenidos en el laboratorio.

Masa inicial del hidrato (sal anhidra + agua) = 2.00 g

Masa de la sal anhidra (luego de calentar hasta llegar a peso constante) = 1.18 g

Masa del agua de hidratación (perdida al calentar y obtenida por diferencia) = $2.00 - 1.18 = 0.82 \text{ g}$

Conversión de gramos a moles:

$$\text{Moles de sal anhidra} = 1.18 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{183 \text{ g}} = 0.006448 \text{ mol}$$

$$\text{Moles de agua} = 0.82 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 0.04555 \text{ mol}$$

$$\text{Proporción molar agua/sal} = \frac{0.04555}{0.006448} = 6.9789 \text{ moléculas de agua} \approx 7$$

Es decir 7 moléculas de agua para cada molécula de sal anhidra. Entonces la fórmula del hidrato es: **$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$**

En esta práctica aprenderemos tres conceptos más que son importantes en el análisis cuantitativo: El concepto de subestimación, sobreestimación y error en cuanto que el valor experimental se aproxime al valor real. Muchas veces en el trabajo práctico de laboratorio cometemos errores que afectan el valor cuantitativo de alguna sustancia o característica de la sustancia que es objeto de análisis. Estos errores tienden a alterar el valor experimental ya sea disminuyéndolo o aumentándolo.

Subestimación: Es el error cometido cuando asignamos a la sustancia o característica que es objeto de análisis un valor menor del que realmente tiene, es decir el que el valor experimental que se obtiene es menor que el valor real. Por ejemplo: del ejercicio anterior sabemos que el peso de las aguas de hidratación es de 0.82 g y se obtuvo por la resta de la masa inicial de hidrato menos el peso de la sal anhidra obtenida después del calentamiento. Pero si por algún error cometido se reportara el peso de la sal anhidra como 1.5 g entonces el peso de las aguas serían de 0.5 g y este valor es menor que el verdadero (Correcto) que es 0.82, por lo tanto, decimos que se cometió un error de subestimación de las aguas de hidratación.

Sobreestimación: Es el error cometido, cuando asignamos a la sustancia o característica que es objeto un valor mayor del que realmente tiene. Por ejemplo, si reportamos el peso de la sal anhidra como 100 g entonces el peso de las aguas de hidratación sería de 100 g, lo cual es un valor mayor que el verdadero que es 0.82, es decir que en este caso estamos cometiendo un error de sobreestimación de las aguas de hidratación

Error: es la diferencia entre un valor experimental y el valor verdadero (real). El porcentaje de error se define como: $(\text{cantidad de error}/\text{medición total})(100)$

Por ejemplo: 0.1 g de diferencia en 1.0 g representa el 10 % de error

Calculo: $(\text{cantidad de error}/\text{medición total})(100) : (0.1/1)(100) = 10\%$

MATERIALES Y EQUIPO:

- Sulfato de Cobre II
- capsula de porcelana

Nota: Recuerde las normas de seguridad establecidas en la primer guía de laboratorio con la finalidad de evitar accidentes

PROCEDIMIENTO:

1. Determine en la balanza analítica la masa de una cápsula de porcelana limpia y seca.
2. Coloque alrededor de 2.0 g de CuSO_4 hidratado directamente sobre la capsula de porcelana y pésela nuevamente hasta la máxima exactitud que pueda pesarse en la balanza.
3. Encienda el mechero y haga los ajustes necesarios en la llama. Primero separado del soporte, ajuste la altura de la llama hasta lograr la llama ideal, después mida la altura de la llama colocando el mechero a la par del soporte y ajuste la altura del anillo para que la punta caliente de la llama concuerde con el fondo de la cápsula de porcelana debidamente colocada en el centro del cuadro de asbesto sobre el anillo.
4. Caliente la capsula de porcelana sin permitir que el sólido brinque. Luego déjelo en la llama hasta que el sólido tome un color casi blanco.
5. Luego apague el mechero y deje enfriar la capsula de porcelana completamente, bajándola del soporte y colocándola sobre la mesa.
6. Pese nuevamente la capsula de porcelana y anote el peso.
7. Vuelva a calentar durante 5 min.,
8. Apague el mechero, baje la cápsula, déjela enfriar nuevamente y pésela para comparar con el dato anterior. Si hay diferencia significativa entre los dos valores, vuelva a calentar por 5 minutos, enfríe y pese para tratar de lograr que el peso sea constante.

Anote sus resultados

Masa de capsula de porcelana (limpia y seca) _____

Masa de capsula de porcelana, y sal hidratada _____

Masa de la sal hidratada _____

Masa de la capsula y sal anhidra (después de calentar) Primera vez _____

Segunda vez _____

Tercera vez _____

¿Tiene una masa constante? _____

Masa de la sal anhidra _____

Masa del agua _____

Experimento 8: Solubilidad

Introducción:

La cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad determinada de un disolvente es limitada. De hecho, la cantidad máxima en la que ambos componentes se pueden mezclar formando una fase homogénea depende de la naturaleza de ambos y de la temperatura. El azúcar, por ejemplo, es soluble en agua, pero si en un vaso de agua añadimos cada vez más y más azúcar, llegará un momento en el que ésta ya no se disuelva más y se deposite en el fondo. Por otro lado, podemos observar que se disuelve más cantidad de azúcar en agua caliente que en agua fría.

Se define **solubilidad** como la cantidad máxima (en gramos) de cualquier soluto que se puede disolver en 100 g de un disolvente a una temperatura dada. Así, la solubilidad se expresa en gramos de soluto por 100 g de disolvente. La solubilidad de una sustancia pura en un determinado disolvente y a una temperatura dada es otra de sus propiedades físicas características.

Cuando una disolución contiene la máxima cantidad posible de soluto disuelto a una temperatura dada, decimos que está **saturada** a esa temperatura. En este caso, si añadimos más soluto, éste se quedará sin disolver. Por tanto, de acuerdo con la solubilidad del soluto, se pueden preparar soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas.

- **Disolución diluída:** Contiene una pequeña cantidad del soluto disuelta en el disolvente y esta cantidad es más pequeña que la cantidad límite en la disolución saturada.
- **Disolución saturada:** Es aquélla que no disuelve más soluto; es decir, la solubilidad de soluto llegó a su límite. Esta disolución se encuentra en un equilibrio dinámico.
- **Disolución sobresaturada:** Contiene mayor cantidad de soluto que la disolución saturada. Corresponde a una situación de equilibrio **metastable**, dado que cualquier cambio puede romper este equilibrio, como por ejemplo: un enfriamiento rápido, un movimiento fuerte, la caída de polvo o cualquier sólido en la solución, entre otros.

Factores que afectan la solubilidad:

La solubilidad es la propiedad física que se estudia para saber si un soluto se puede diluir en un solvente. Para que un compuesto se disuelva en otro es necesario que las fuerzas de atracción que existen entre las partículas del soluto y el solvente se rompan para formar nuevas fuerzas que unan a ambos. La naturaleza y la magnitud de estas fuerzas influyen en si un compuesto se disolverá o no en otro. Por lo tanto, la solubilidad de un compuesto molecular depende de la polaridad de sus moléculas ya que la polaridad de un compuesto determina los tipos de fuerza de atracción intermoleculares entre las moléculas. "Igual disuelve igual"

En general, un soluto polar se disolverá en un solvente polar, un soluto no polar se disolverá en un solvente no polar. Un soluto iónico se disolverá en un solvente polar, por ejemplo, en el proceso de hidratación las moléculas de H_2O rodean los iones, mediante un proceso que libera energía. Ya que la hidratación es mayor que las fuerzas que unen los iones, estos se separan, como en el caso de $NaCl + H_2O$. Sin embargo, esta fuerza no siempre es lo suficientemente fuerte para romper todos los enlaces iónicos, por ejemplo, el $Fe(OH)_3$ no es soluble en H_2O .

La sustancia que se disuelve se denomina soluto y la sustancia donde se disuelve el soluto se llama solvente. No todas las sustancias se disuelven en un mismo solvente. Por ejemplo, en el agua, se disuelve el alcohol y la sal, en tanto que el aceite y la gasolina no se disuelven. En la solubilidad, el carácter polar o no polar de la sustancia influye mucho, ya que, debido a este carácter, la sustancia será más o menos soluble; por ejemplo, los compuestos con más de un grupo funcional presentan gran polaridad por lo que no son solubles en éter etílico.

Entonces para que un compuesto sea soluble en éter etílico ha de tener escasa polaridad; es decir, tal compuesto no ha de tener más de un grupo polar. Los compuestos con menor solubilidad son los que presentan menor reactividad como son: las parafinas, compuestos aromáticos y los derivados halogenados.

En general, la solubilidad de una sustancia sólida en un determinado disolvente aumenta a medida que se eleva la temperatura. Los solutos gaseosos muestran un comportamiento más complejo con la temperatura. Como se eleva la temperatura, los gases generalmente se vuelven menos solubles en agua, pero más solubles en disolventes orgánicos. Es posible aumentar la solubilidad de un gas apreciablemente variando la presión, a mayor presión mayor solubilidad.

La solubilidad también depende en gran medida del tamaño de la partícula, entre más pequeña sea ésta, mayor será su solubilidad pues habrá una mayor superficie de contacto expuesta al disolvente y por lo tanto este disolverá con más facilidad dicha partícula. Si la partícula es grande, solo el exterior estará en contacto con el disolvente y por lo tanto se disolverá más lentamente. Igual sucede con la agitación, al agitar un soluto que se encuentra en contacto con el disolvente, la partícula flotará y entrará más en contacto con el disolvente que si no se agitara, por lo tanto se disolverá más rápido si hay agitación.

MATERIALES Y EQUIPO

- Tubos de ensayo
- Beakers de 150 mL y de 250 mL
- Pinzas para tubo de ensayo
- KNO_3
- Naftaleno
- NaCl
- Parafina
- CuSO_4
- NaHCO_3
- Acido Cítrico
- Etanol
- Aceite
- Vinagre (Acido Acético)
- Acetona
- Benceno
- Hexano

PROCEDIMIENTO:

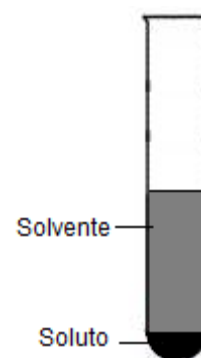
A- Determinación de la solubilidad del NaCl:

1. Encienda la balanza Pese exactamente en un vidrio de reloj 8,0 g de NaCl por diferencia.
2. En un beaker de 150 mL, coloque 20 mL de agua medidos con probeta
3. Con una espátula, vaya agregando poco a poco el NaCl y con ayuda de una varilla de agitación vaya disolviéndolo.
4. Repita el paso anterior hasta que quede una pequeña cantidad sin disolver.
5. Vuelva a pesar el vidrio de reloj para poder determinar la cantidad de NaCl que quedó sin disolver.
6. Calcule aproximadamente, la solubilidad del NaCl en g/100g de H_2O .

B- Factores que afectan la solubilidad:

a. Naturaleza del soluto y el disolvente:

1. En un tubo de ensayo coloque una pequeña cantidad de KNO_3 .
2. Coloque agua hasta una altura algo menor a la mitad de la altura del tubo en ensayo
3. Mezcle suavemente siguiendo las instrucciones de su profesor y observe si el soluto se disuelve o nó en el agua.
4. Repita para todos los solutos sólidos con agua e indique si son solubles o nó.
5. Repita todo el procedimiento pero ahora utilizando hexano como solvent en lugar del agua.



a. Tamaño de la partícula:

1. En un tubo de ensayo coloque una pequeña cantidad de CuSO_4 en polvo y en otro coloque una pequeña cantidad pero que esté como piedra.
2. Coloque en ambos agua hasta una altura algo menor a la mitad de la altura del tubo en ensayo
3. Coloque ambos tubos en una gradilla sin agitarlos y déjelos ahí por 5 minutos.
4. Verifique cual de los dos se encuentra más disuelto.



b. Agitación:

1. En dos tubos de ensayo coloque una pequeña cantidad de CuSO_4 en polvo.
2. Coloque en ambos agua hasta una altura algo menor a la mitad de la altura del tubo en ensayo
3. Coloque un tubo en una gradilla sin agitarlos y agite el otro para mezclar su contenido.
4. Verifique cual de los dos se encuentra más disuelto si el que se agitó o el que permaneció en la gradilla.

c. Temperatura:

1. En dos tubos de ensayo coloque una pequeña cantidad de CuSO_4 en polvo.
2. En un beaker de 250 mL, coloque unos 120 mL de agua y póngala a calentar hasta que hierva,
3. Una vez que el agua del beaker se encuentre hirviendo, coloque en los dos tubos de ensayo agua **a temperatura ambiente** hasta una altura algo menor a la mitad de la altura del tubo en ensayo
4. Coloque un tubo en una gradilla sin agitarlo e introduzca el otro en el beaker con agua hirviendo sin mezclarlo.
5. Deje el tubo en el agua caliente por unos 5 minutos sin agitarlo.
6. Saque el tubo de ensayo del agua caliente con una pinza para tubo de ensayo y verifique cual de los dos se encuentra más disuelto si el que se calentó o el que permaneció en la gradilla.

Experimento 9: Valoraciones ácido-base

Introducción:

Una solución ácida puede neutralizarse con otra básica (y viceversa), parcial o totalmente. La neutralización total implica la pérdida de las propiedades ácido-base de la solución y se obtiene cuando se igualan las concentraciones de iones hidronio o protón (H_3O^+) y hidroxilo (OH^-).

De acuerdo con la teoría de Brønsted, un ácido es un donador de protones y una base un aceptor de protones. Cuando se habla de reacciones ácido-base, se refiere a reacciones de neutralización que involucran la transferencia de un protón del ácido hacia la base. En todas las neutralizaciones que se van a estudiar experimentalmente, ocurrirá la neutralización de un protón, que en disolución se encuentra en forma de catión hidronio H_3O^+

En la mayoría de las valoraciones ácido-base, la mezcla de reacción no experimenta ningún cambio visible al llegar al punto de equivalencia. Por este motivo, es necesario disponer de algún indicador que determine el punto final y que éste coincida lo más exactamente posible con el punto de equivalencia. Puesto que el pH evoluciona durante la valoración y, en particular, en torno al punto de equivalencia, se puede utilizar: a) una disolución de una especie con actividad ácido-base que tenga la particularidad de cambiar de color dentro de un intervalo de pH que contenga el valor del p.d.e.; b) directamente un aparato que mida el pH a lo largo de la valoración en función de los iones presentes.

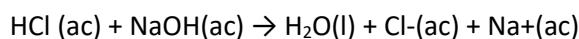
En este punto, se pueden realizar los cálculos estequiométricos para determinar la cantidad de ácido (o de base) presente en una solución desconocida midiendo el volumen de base (o de ácido) de una solución de concentración conocida. La utilización de un pH-metro o de un indicador adecuado permitirá señalar el momento o punto final de la reacción. El proceso correspondiente recibe el nombre de análisis volumétrico o titulación ácido-base y es una técnica de uso frecuente en los laboratorios químicos.

Los cálculos químicos para esta reacción de neutralización se efectúan con la ayuda de la ecuación:

$$V_{\text{ácido}} M_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}}$$

donde V representa el volumen de solución, M la concentración molar de dicha solución.

Por ejemplo, en la titulación de HCl con NaOH, la ecuación sería la siguiente:



En el punto de equivalencia se cumple exactamente con la estequiometría de la reacción (no hay reactivos limitante ni en exceso), por lo tanto los números de moles de ambos estarán en relación estequiométrica, en este caso 1 a 1. En una solución el número de moles de soluto puede calcularse multiplicando el volumen de la solución utilizado por la molaridad de la misma. Por lo tanto para este ejemplo la ecuación 1 puede expresarse como

$$V_{\text{HCl}} M_{\text{HCl}} = V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}}$$

La técnica de valoración o volumetría ácido-base consiste en emplear un ácido de concentración conocida para valorar una base de concentración desconocida o viceversa. Para determinar el punto final (o de equivalencia) de la reacción se pueden utilizar indicadores colorimétricos o potenciómetros. En esta práctica se utilizará una disolución de fenolftaleína como indicador del fin de la reacción, y se trabajará con un ácido y una base fuertes (clorhídrico e hidróxido sódico).

Se pueden presentar varios casos de valoración ácido-base:

- 1. Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte:** En el punto de equivalencia el pH es 7, se forma una sal que no sufre hidrólisis por lo que la solución es neutra, se puede utilizar cualquier indicador que vire en el intervalo 4-10: Fenolftaleína, tornasol, rojo de metilo.
- 2. Valoración de un ácido débil con una base fuerte:** En el punto de equivalencia se forma una sal con lo que la hidrólisis es básica. Se deberá utilizar un indicador que vire en la zona básica de pH > 7. La fenolftaleína sería un indicador adecuado, pero no el anaranjado de metilo o el rojo de metilo.
- 3. Valoración de un ácido fuerte con una base débil:** Opuesto al anterior, será necesario un indicador que vire en zona ácida, se forma una sal donde la hidrólisis tiene carácter ácido. El rojo de metilo o el anaranjado de metilo, serán indicadores adecuados, pero no la fenolftaleína).

Los ácidos más importantes, desde el punto de vista químico, por la gran cantidad de compuestos en los que están presentes son: el ácido sulfúrico, el clorhídrico y el nítrico. Los tres son corrosivos e irritantes; son por tanto peligrosos, por lo que se deben manejar con las debidas precauciones.

Dos ácidos fundamentales para la vida son el ARN y el ADN. El ácido ribonucleico (ARN) está presente en todas las células de cualquier organismo vivo. El ácido desoxirribonucleico (ADN) es el principal componente de los cromosomas y es el material con el que están formados nuestros genes; es el responsable, por tanto, de la herencia biológica.

El ácido fórmico aparece en el veneno que transportan en el aguijón las hormigas y algunos otros insectos. El ácido oleico se encuentra en el aceite de oliva. El ácido úrico está presente en pequeñas cantidades en la orina humana, y en cantidades mayores en la orina de los pájaros y reptiles.

El amoníaco es una base débil que se encuentra presente en los limpiadores domésticos, el hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$, está presente en la leche de magnesia, en antiácidos y laxantes, el hidróxido de sodio, $NaOH$ y el hidróxido de potasio, KOH se utilizan como destaqueadores de tuberías y en limpieza de hornos.

El vinagre es un producto obtenido por la oxidación del etanol contenido en bebidas alcohólicas de baja graduación gracias a la acción de unos microorganismos conocidos de forma genérica como bacterias acéticas. Puede caracterizarse como una disolución acuosa que contiene diferentes ácidos orgánicos (principalmente ácido acético) además de otros componentes como sulfatos, cloruros, dióxido de azufre, etc..

La selección del indicador para una determinada titulación depende del pH en el que se presente el punto de equivalencia. A continuación se presentan algunos indicadores ácido-base, con la respectiva información de viraje.

ZONA DE VIRAJE DE LOS INDICADORES				
Indicadores	Intervalo de pH	Acido	Neutro	Alcalino
Anaranjado de Metilo	3,1 - 4,4	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Rojo de Metilo	4,2 - 6,3	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Púrpura de Bromocresol	5,2 - 6,8	Amarillo	Anaranjado	Púrpura
Tornasol	4,5 - 8,3	Rojo	Púrpura	Azul
Azul de Bromotimol	6,0 - 7,6	Amarillo	Verde	Azul
Rojo Cresol	7,2 - 8,8	Amarillo	Anaranjado	Rojo
Fenolftaleína	8,3 - 10	Incoloro	Fucsia	Rojo

La medida experimental del pH de una disolución se realiza mediante un instrumento que se llama pH-metro. Este instrumento consta de una sonda de medida (generalmente se trata de un electrodo combinado) la cual se conecta a un potenciómetro que está calibrado en unidades de pH. El pH-metro mide la diferencia de potencial que existe entre la disolución interior de

referencia y la concentración de protones exterior y a través de su calibración interna la convierte en una lectura de pH.

MATERIALES Y EQUIPO

- Erlenmeyers de 250 mL
- Bureta de 50,00 mL
- Pizetas con agua
- pHmetro
- Vinagre (Acido Acético)
- Acido Clorhídrico 0,1 M
- NaOH 0,1 M
- Fenolftaleína

PROCEDIMIENTO:

A- Determinación de la acidez del HCl:

1. Coloque una muestra de 10,00 mL de Acido Clorhídrico 0,1 M en un Erlenmeyer de 250 mL
2. Agregue 4 gotas de fenolftaleína y mezcle,
3. Vierta en una bureta Hidróxido de Sodio 0,1 M y valore gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de incoloro a un leve Rosado y el color permanezca por al menos 1 minuto.
4. Anote el volume consumido. Calcule la concentración del ácido.
5. Todos los estudiantes deberán al menos realizar una muestra.

B- Determinación de la acidez del vinagre:

1. Coloque una muestra de 10,00 mL de Acido Clorhídrico 0,1 M en un Erlenmeyer de 250 mL
2. Agregue 4 gotas de fenolftaleína y mezcle
3. Verificar que la llave de la bureta esté cerrada. Verter en ella disolución de Hidróxido de Sodio 0,1 M y valore gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de incoloro a un leve Rosado y el color permanezca por al menos 1 minuto.
4. Anote el volume consumido. Calcule la concentración del ácido acético en el vinagre.
5. Todos los estudiantes deberán al menos realizar una muestra.

Experimento 10: Preparación de Soluciones Amortiguadoras

Introducción:

Muchas de las reacciones químicas que se producen en solución acuosa necesitan que el pH del [sistema](#) se mantenga constante, para evitar que ocurran otras reacciones no deseadas. Las soluciones amortiguadoras, ""reguladoras"" o Buffer son capaces de mantener de acidez o basicidad de un sistema dentro de un intervalo reducido de pH, por lo cual tienen múltiples aplicaciones, tanto en la [industria](#) como en los laboratorios.

Las soluciones amortiguadoras son soluciones que resisten cambios de pH. Estas soluciones mantienen constante el pH cuando se adicionan pequeñas cantidades de ácidos o bases. El [control](#) del pH es importante en numerosas reacciones químicas, en los [sistemas](#) biológicos y en muchas otras aplicaciones.

El pH es una medida de la acidez o basicidad de una solución. Es la concentración de iones o cationes hidrógeno [H⁺] presentes en determinada sustancia. El químico danés Sorensen, lo definió como el logaritmo negativo de base 10 de la actividad de los iones hidrógeno. Esto es:

$$\text{pH} = -\log_{10} [a_{\text{H}^+}]$$

Escala de pH: Va desde 0 a 14. El punto medio de la escala del pH es 7, aquí hay un equilibrio entre la acidez y alcalinidad. Dicha solución sería neutral. De 0 a 7 sería ácido y de 7 a 14 es base. El agua pura se dice que es una sustancia no conductora de la electricidad, pero, en realidad, tiene una conductividad muy pequeña que puede medirse con aparatos muy sensibles. Esta conductividad indica que en agua pura deben existir iones, aunque en concentraciones extremadamente pequeñas. Esto significa que, si bien en proporción muy pequeña, el agua debe estar disociada (este proceso se llama, a veces, auto ionización (Arrhenius) o autoprotólisis del agua).

El [cambio](#) del pH de la [sangre](#) en 0,5 unidades puede resultar fatal, pero la sangre es una solución amortiguadora. [El agua](#) no es un amortiguador y la simple adición de una gota de HCl 1M a un litro de agua cambia el pH de 7,0 a 4,3. Así pues, un buen control del pH es esencial.

Solución amortiguadora es aquella que se opone los cambios de pH cuando se agrega ácido o álcali. Tales soluciones se utilizan en muchos experimentos bioquímicos en los cuales se necesita controlar exactamente el pH.

De la ecuación de Henderson-Hasselbalch, se puede deducir que el pH de una solución amortiguadora depende de dos factores uno es el de pKa y el otro es la proporción de sal a ácido. La ecuación de Henderson-Hasselbalch es una fórmula química que se utiliza para calcular el pH, de una solución amortiguadora, a partir del pKa (la constante de disociación del ácido) y de las concentraciones de equilibrio del ácido o base, del ácido o la base conjugada.

$$\text{pH} = \text{pK}_x + \log \left(\frac{[S]}{[A]} \right)$$

donde:

S es la sal o especie básica, y

A es el ácido o especie ácida

La capacidad reguladora de una solución es una medida de la resistencia al cambio de pH que se produciría por el agregado de pequeñas cantidades de ácidos y/o bases fuertes, y es máxima cuando Ca = Cb. Una solución contiene concentraciones equimolares de un ácido débil y su base conjugada tendrá un pH = pKa y en esa situación la variación del pH por el agregado de una pequeña cantidad de ácido o base fuerte es mínima.

MATERIALES Y EQUIPO

- Balones aforados de 200 y 250 mL
- Pizetas con agua

- pHmetro
- Acido acético glacial
- Acetato de sodio
- Acido Clorhídrico 1 M
- NaOH 1 M
- Fenolftaleína

PROCEDIMIENTO:**A- Preparación de 250ml de solución amortiguadora de $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ de pH 4, l:**

- 1- Medir en la balanza analítica 2,05 g de acetato de sodio utilizando un trozo de papel encerado.
- 2- Se coloca en un balón aforado de 250 mL. 100ml de agua destilada
- 3- Agregar al balón aforado el acetate de sodio y mezclar para disolver
- 4- Luego se agregan 1,4 mL de ácido acético glacial medidos con pipeta graduada y se afora a 250ml.
- 5- Medir el pH de la solución con ayuda del pH-metro para mayor precision (la solución amortiguadora preparada debe tener un pH = 4,55.)
- 6- Colocar en dos beaker de 150 ml, 20 ml de la solución amortiguadora preparada
- 7- Determinar el cambio de pH al agregar 10 gotas de HCl 1 M en uno de los beaker y 10 gotas de NaOH 1M en el otro.
- 8- Utilice dos muestras de agua para comparar el resultado obtenido con el HCl y el NaOH.
- 9- Repita agregando 1 mL de HCl en un caso y 1 mL de NaOH en el otro para que compare
- 10- Hága lo mismo con agua.

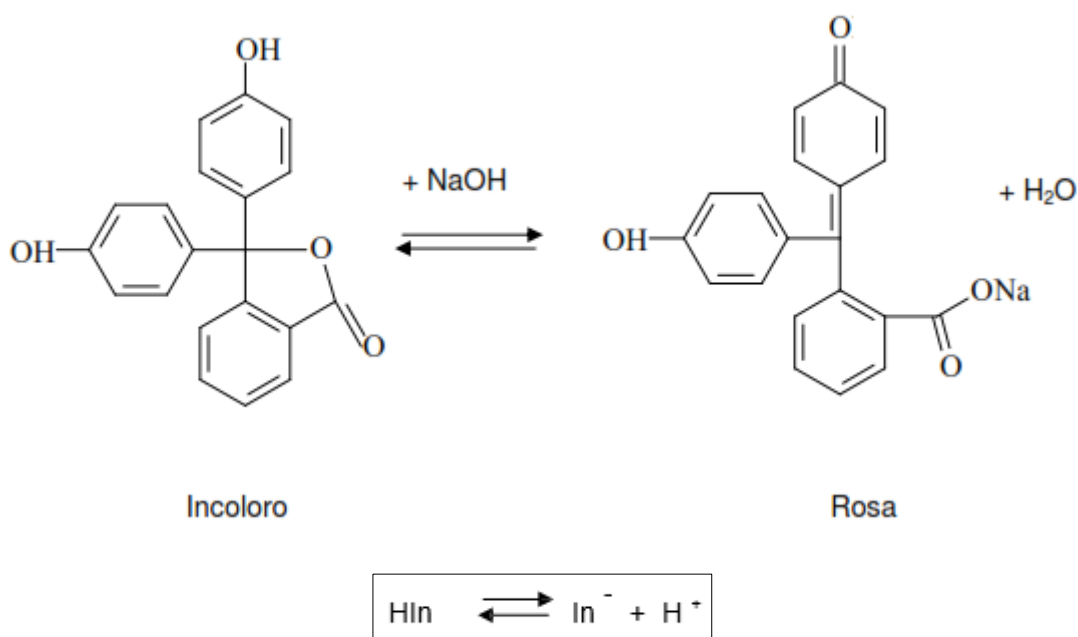
B-. Preparación de 250ml de solución amortiguadora de $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COOK}$ de pH 5

- 1- Mezclar 20 ml de KOH 1M con 31,4ml de CH_3COOH (ácido acético) glacial medidos con una bureta de 50 ml
- 2- Llevar hasta unos 180ml con agua destilada, verificar el pH (si es necesario cuadrar con KOH o CH_3COOH), posteriormente llevar hasta 200 ml con agua destilada .
- 3- Luego se mide el pH con el pH-metro para mayor precisión (la solución amortiguadora preparada debe tener pH = 4,55.)
- 4- Colocar en dos beaker de 150 ml, 20 ml de la solución amortiguadora preparada
- 5- Determinar el cambio de pH al agregar 10 gotas de HCl 1 M en uno de los beaker y 10 gotas de NaOH 1M en el otro.
- 6- Utilice dos muestras de agua para comparar el resultado obtenido con el HCl y el NaOH.
- 7- Repita agregando 1 mL de HCl en un caso y 1 mL de NaOH en el otro para que compare
- 8- Hága lo mismo con agua.

Experimento 11: pH e indicadores ácido base

Introducción:

Los indicadores son compuestos químicos, generalmente orgánicos, ácidos o bases débiles que se caracterizan porque en ellos las formas disociada y no disociada presentan distinto color, pudiendo ser alguna de ellas incolora. Un ejemplo común de indicador es la fenolftaleína:



Si la mayor parte de las moléculas de fenolftaleína están como HIn, la solución será incolora, mientras que si predomina la forma In^- la solución presentará color. Por ejemplo, a $\text{pH}=10$, la relación $[\text{In}^-] / [\text{HIn}] = 10$ y se observará color rojo-violeta, mientras que a $\text{pH}=8$, la relación anterior tendrá un valor de 0,1, no percibiéndose coloración. En resumen, a valores de pH inferiores a 8 la disolución será incolora y a valores de pH superiores a 10, coloreada. Según lo expuesto anteriormente un indicador dado es adecuado para determinar el pH solamente en la zona donde tiene lugar el cambio de color, si bien se dispone de indicadores con intervalos de viraje correspondientes a prácticamente toda la escala de pH, existiendo también los denominados indicadores universales, formados por mezclas de indicadores, que presentan distinto color según la zona de pH.

A continuación se representan los cambios de color e intervalos de viraje de algunos indicadores:

Indicador	Zona de viraje	Color en medio H^+	Color en medio OH^-
Azul de timol	1,2-2,8	Rojo	Amarillo
Amarillo de metilo	2,9-4,0	Rojo	Amarillo
Naranja de metilo	3,1-4,4	Rojo	Naranja
Rojo congo	3,0-5,0	Violeta	Rojo
Rojo de metilo	4,2-6,3	Rojo	Amarillo
Azul de bromotimol	6,0-7,6	Amarillo	Azul
Fenolftaleína	8,3.-10,0	Incoloro	Rojo

MATERIALES Y EQUIPO

- Beaker de 150 mL
- Pizetas con agua
- pHmetro
- Solución de NaHCO₃
- Leche de Magnesia
- Acido Clorhídrico 0,1 M
- NaOH 0,1 M
- Fenolftaleína
- Naranja de metilo
- Rojo de metilo
- Remolacha
- Repollo morado
- Cebolla morada
- Flores de colores Fuertes
- Leche
- Yogurt
- Jugo de limón
- Aspirina

PROCEDIMIENTO:

B- Preparación de indicadores naturales:

1. El repollo, la cebolla morada y la remolacha deberán rayarse finamente para luego extraerse con agua.
2. Pasar los extractos a beakers y rotular
3. Los pétalos de las flores de cada tipo y color, deberán macerarse por separado, en un mortero con etanol, luego deberá pasarse con cuidado el etanol con el extracto a un beaker.
4. Una vez preparados los indicadores, se va a determinar en tubos de ensayo el color que presentan con cada una de las siguientes disoluciones:
 - Acido clorhídrico
 - Acido acético,
 - Hidróxido de sodio
 - Bicarbonato de sodio
 - Leche
 - Yogurt
 - Jugo de limón
 - Aspirina
5. Para ello, se va a colocar en los tubos de ensayo unos 5 mL aproximadamente de las soluciones y se les va a agregar de 2-3 gotas del indicador, agitar para mezclar y anotar el color observado.
6. Medir con el pH-metro los pH de las soluciones ensayadas con los indicadores.

A continuación se indican los colores observados según el pH con el indicador obtenido del repollo morado:

col lombarda	
color	rojo intenso rojo violeta violeta azul violeta azul azul verde verde azulado verde amarillo
pH	< 2 4 6 7 7.5 9 10 12 >13