



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE CIENCIAS

Química general

MANUAL DE PRÁCTICAS



BIOLOGIA: PLAN DE ESTUDIOS 2017-2

Alejandro Sánchez/Mauricio A. Muñoz

CONTENIDO

No. de práctica	Nombre de la práctica	No. Página
<i>Reglas de seguridad en el laboratorio</i>		
1	<i>Elementos de seguridad y manejo del equipo de laboratorio</i>	4
2	<i>Determinación de la densidad de sólidos y líquidos</i>	12
3	<i>Procedimientos básicos y manejo del equipo de laboratorio (I)</i>	15
4	<i>Procedimientos básicos y manejo del equipo de laboratorio (II)</i>	18
5	<i>Cambios físicos y químicos de los compuestos</i>	22
6	<i>Diferenciar los diferentes tipos de enlaces químicos y fuerzas intermoleculares</i>	24
7	<i>Estudio de las tendencias de los elementos de la tabla periódica</i>	26
8	<i>Reacciones químicas</i>	28
9	<i>Autoevaluación de nomenclatura química</i>	32
10	<i>Práctica de estequiometría</i>	45
11	<i>Preparación y valoración de las soluciones</i>	47
12	<i>pH y Valoración Acido - Base</i>	50
13	<i>Identificación de Metales a la Flama</i>	54
<i>Apéndice 1</i>	<i>Ejercicios de conversiones utilizadas en química general</i>	56
<i>Apéndice 2</i>	<i>Ejercicios y determinación de concentraciones químicas de las siguientes soluciones</i>	58
<i>Apéndice 3</i>	<i>Ejercicios de nomenclatura de autoevaluación</i>	60
<i>Apéndice 4</i>	<i>Ejercicios de reacciones químicas</i>	64
<i>Apéndice 5</i>	<i>Equilibrio de reacciones químicas</i>	65
<i>Apéndice 6</i>	<i>Problemas de estequiometría</i>	67
	<i>Bibliografía</i>	69

REGLAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO



- Localizar todos los equipos de seguridad como extinguidores, lavador de ojos, regaderas, etc.
- Proteger los ojos si trabajará con reactivos corrosivos, peligrosos o con luz ultravioleta.
- Usar bata de laboratorio, lo protegerá del material corrosivo o blanqueadores.
- Nunca pipetee con la boca o pruebe algún reactivo.
- No fumar, comer o beber en el laboratorio.
- El pelo largo de preferencia recogerlo.
- No usar sandalias con los pies descubiertos.
- No colocar los libros o cuadernos en el área de trabajo.
- Reporte cualquier daño o accidente en el laboratorio.
- Pregunte al maestro cualquier duda en el manejo de reactivos y/o equipos.
- Todos los reactivos pueden ser un riesgo para la salud, trabaje con cuidado.
- La mayoría de las prácticas de este laboratorio usan reactivos cancerígenos o tóxicos, así como agentes potencialmente patógenos, trabaje con seriedad y cuidado.
- En caso de contaminarse con algún reactivo lavarse con agua rápidamente y avisar al maestro.

➤ PRACTICA #1

ELEMENTOS DE SEGURIDAD, CONOCIMIENTO Y MANEJO DEL EQUIPO DE LABORATORIO

INTRODUCCION:

El laboratorio constituye el lugar de trabajo en la enseñanza y en la investigación, es preciso conocer las características que debe reunir. Existen algunos puntos comunes a casi todos los tipos de laboratorio:

- **Localización** y orientación del laboratorio: su localización depende del trabajo que en él se realice. Por ejemplo, un laboratorio de biología marina debe ubicarse, obviamente cerca del mar o en el mismo mar (barco) y no en una montaña, así como debe de buscarse que las ventanas estén orientadas de forma tal que sea la iluminación natural la que predomine.
- **Instalaciones**: las principales son: calefacción y ventilación, desagüe y provisión de agua, gas, electricidad, líneas de vacío y aire a presión, iluminación.
 1. La ventilación puede ser natural o artificial, debe de evitarse la formación de corrientes de aire, ya que pueden perjudicar aparte del material de estudio, al personal que labora en el laboratorio.
 2. Deben evitarse los sistemas de desagüe abierto o de cámaras alimentadas para varios sumideros. Los materiales de construcción deben ser capaces de soportar todas las condiciones impuestas, para lo cual se recomienda usar caños y uniones de material resistente a ácidos y solventes.
 3. Es necesario que los conductos para los cables eléctricos, gas, agua, etc, sean accesibles y estén fuera de los lugares de paso y además lleguen por instalaciones ocultas para que no obstruyan las superficies de las mesas.
 4. La iluminación puede ser natural o artificial, la más conveniente por su intensidad es la natural.
- Entre los **requisitos** principales para los materiales de construcción tenemos:
 - a) Superficies lisas no porosas
 - b) Resistentes a la corrosión
 - c) No iónicas
 - d) Resistentes al calor
 - e) Impermeables

El conocimiento de las reglas de seguridad es de vital importancia para TU seguridad y la de tus compañeros, lo más importante es pensar siempre con sentido común. La mayoría de los accidentes en el laboratorio podrían haberse evitado si no se hubiera actuado irreflexivamente. Los descuidos o el desconocimiento de posibles peligros en el laboratorio pueden originar accidentes de efectos irreversibles. Es importante, por tanto, que cumplas con las instrucciones que te indique el instructor acerca del cuidado que se debe tener en el laboratorio.

Los mayores peligros en un laboratorio no son el fuego y las descargas eléctricas, sino el descuido y la irresponsabilidad. Ocasionalmente, se producen accidentes por una falta en el diseño, con frecuencia, por un mantenimiento no apropiado y en la mayoría de los casos, por un operador que actúa antes de pensar. Es necesario que antes de empezar las sesiones de laboratorio leas y comprendas y lo que en él se va a realizar, sigue las siguientes recomendaciones

DURACION: 2.5 horas

COMPETENCIA: el alumno describirá el material adecuado para la técnica descrita y los usará correctamente, además, empleará los lineamientos de seguridad para el trabajo en el laboratorio de química.

METODOLOGÍA: La realización de las actividades experimentales además de cumplir con el objetivo para el cual fueron diseñadas, deben de realizarse dentro de un ambiente de seguridad que nos permita trabajar con un mínimo de riesgo, para lo cual deben de seguirse ciertas normas.

Lee detalladamente las siguientes reglas.

1. Prepárate siempre para cualquier experimento, leyendo las instrucciones antes de ir al laboratorio. Ten presente todas las precauciones indicadas en la guía. LO QUE NO ENTIENDAS PREGUNTA SELO AL INSTRUCTOR ANTES DE EMPEZAR A TRABAJAR. Cerciórate bien de lo que se está haciendo y de lo que hacen tus compañeros. Evita las bromas y juegos en el laboratorio, así como jugar, comer y beber.

2. Nunca efectúes un experimento distinto al indicado sin previa autorización del instructor, ASEGURATE DE QUE TE ESCUCHO BIEN.

3. Siempre porta la bata dentro del laboratorio, así como el equipo de protección indicado en cada práctica. Registra en tu cuaderno de notas, las técnicas empleadas y los resultados así como las modificaciones que se hayan realizado.

4. Si llegara a ocurrir algún accidente en el laboratorio, informa inmediatamente al profesor y/o al auxiliar de laboratorio y si es posible proporciona ayuda

a) Incendios: usa extintor o manta para sofocar incendios; los incendios pequeños se apagan con una toalla; si el fuego alcanza a una persona se debe conducir inmediatamente a la ducha (regadera) de seguridad, en caso de no contar con ella, enrollarla en la manta y darle vueltas en el piso, nunca se debe permitir que una persona corra con las ropas incendiadas pues esto aviva la combustión. Conserva la calma y evita situaciones alarmistas innecesarias.

b) Ingestión de productos químicos: si accidentalmente se ingiere un ácido o un álcali fuerte, proceder como se indica:

- Para ácidos: suministrar hielos, clara de huevo y conducirlo a servicios médicos.

- Para álcalis: suministrar vinagre o jugo de limón, leche, aceite de cocina y conducirlo a servicios médicos.

- Para sales como el nitrato de plata: agua y sal y conducirlo a servicios médicos.

c) Quemaduras externas con ácidos: lavar abundantemente con agua corriente y posteriormente lavar con solución de bicarbonato de sodio al 1 % w/v.

d) Quemaduras externas con álcali: lavar abundantemente con agua corriente y posteriormente lavar con solución de ácido bórico al 2 % w/v.

PARA LOS CASOS ANTERIORES SE DEBE DE FIJAR SI EL ACCIDENTADO ESTA CONSCIENTE, NUNCA, nunca, NUNCA, NUNCA, SE DEBEN DE DAR LÍQUIDOS A UNA PERSONA INCONSCIENTE.

5. No se deben probar o saborear los productos químicos, tampoco se debe de comer o de llevar objetos a la boca. No inhales los vapores de ninguna sustancia; si es necesario hacerlo, ventila suavemente hacia tu nariz los vapores de la sustancia.

6. No toques nunca los compuestos químicos con la mano, a menos que se le autorice. Para manipularlos usa espátulas, cucharitas, pinzas, etc. lávate las manos antes de salir del laboratorio. Nuevamente: si alguna sustancia química te salpica o cae en la piel o en los ojos, lávalos inmediatamente con abundante agua y avisa al instructor. Cuando dejes de usar un reactivo o una solución, regrésala a su lugar. Conserva en la mesa de trabajo el mínimo de equipo y materiales necesarios y opera en condiciones de limpieza.

7. Al preparar cualquier solución de sustancias químicas se deben de seguir las instrucciones de las prácticas o las que se indiquen en la dosificación de los reactivos. Una vez preparada se deben envasar y etiquetar indicando de:

- a. que sustancia y concentración se trata**
- b. fecha de preparación y caducidad**
- c. nombre de quien la elaboró**
- d. condiciones de almacenamiento**
- e. cuidados especiales (si procede).**

8. Cuando se manejen sustancias químicas peligrosas, utiliza anteojos de protección y utiliza la campana de extracción. Al preparar soluciones acuosas de ácidos minerales (especialmente ácido sulfúrico, H_2SO_4) vierte siempre lentamente el ácido concentrado sobre el agua en pequeñas cantidades y agita continuamente. Nunca viertas el agua sobre el ácido pues este podría proyectarse sobre ti. Si se calienta demasiado, enfría en baños con agua fría o en baños de agua/hielo.

9. Al manipular sustancias muy reactivas como el sodio o el potasio, procura hacer los cortes dentro del seno del líquido en el que se conservan, con una espátula perfectamente seca. Si se va a hacer reaccionar en agua, ten la precaución de no agregarlo al agua hasta que no se interponga entre ustedes una cubierta protectora para evitar proyecciones. ¡USA SIEMPRE CANTIDADES MUY PEQUEÑAS Y CON MUCHA PRECAUCIÓN!

10. Si la técnica de laboratorio indica la forma de calentamiento: baño maría, baño de aceite, parrilla eléctrica, mechero, etc. HAZLO DE ESA FORMA, ¡no cambies por iniciativa propia la forma de hacerlo!

11. Cuando se calienta una sustancia en un tubo de ensayo, debes de sujetarlo con una pinza para tal efecto, inclinándolo en un ángulo de 45° dirige el extremo abierto del tubo hacia un lugar que no pueda causar daños, ya sea a ti, a tus compañeros y al entorno.

12. Si al efectuar un calentamiento con flama, se encuentra un reactivo inflamable cerca de la fuente de calor ¡retíralo!

13. Al prender la llama de un mechero bunsen, prende primero el cerillo y colócalo sobre la parte superior del propio mechero (conectado a la toma de gas), enseguida abre la llave del gas hasta obtener la intensidad de la flama requerida; ajustar en caso necesario, el paso del aire para obtener una buena combustión. Al darse cuenta de una fuga de gas, no se deben encender cerillos ni luces, abrir puertas y ventanas

para que se ventile y no provocar una explosión. Una vez ventilada el área se podrá trabajar.

14. Deja pasar bastante tiempo para que se enfríen el vidrio y los objetos calientes antes de guardarlos y/o manipularlos. No guardes aparatos e instrumentos delicados en el mismo estante que guardas sustancias y reactivos, porque los vapores que estos desprenden corroen y desajustan los mecanismos de los aparatos.

15. Cuando trabajes con equipo de vidrio, como tubos y termómetros, presta mucha atención pues es un material frágil y se rompe fácilmente pudiendo producirte lesiones, estos desafortunadamente son accidentes frecuentes.

16. Todos los sólidos y papeles que sean desechados se deben de arrojar a un recipiente adecuado para desechos. No arrojar al drenaje cerillos, papel filtro, sólidos poco solubles o cualquier material no indicado. NUNCA DEPOSITAR dos reactivos químicos juntos si se desconoce su reactividad.

17. Antes de usar un reactivo o una solución se debe leer la etiqueta para identificarlo, tomar la cantidad exacta y necesaria y tapar enseguida el frasco.

18. No devolver nunca a los frascos de origen los sobrantes de los compuestos utilizados, pese solamente lo necesario. Guarda los frascos de las sustancias que hayas utilizado, perfectamente tapados y limpios, las sustancias que así lo requieran deben guardarse en frascos ámbar.

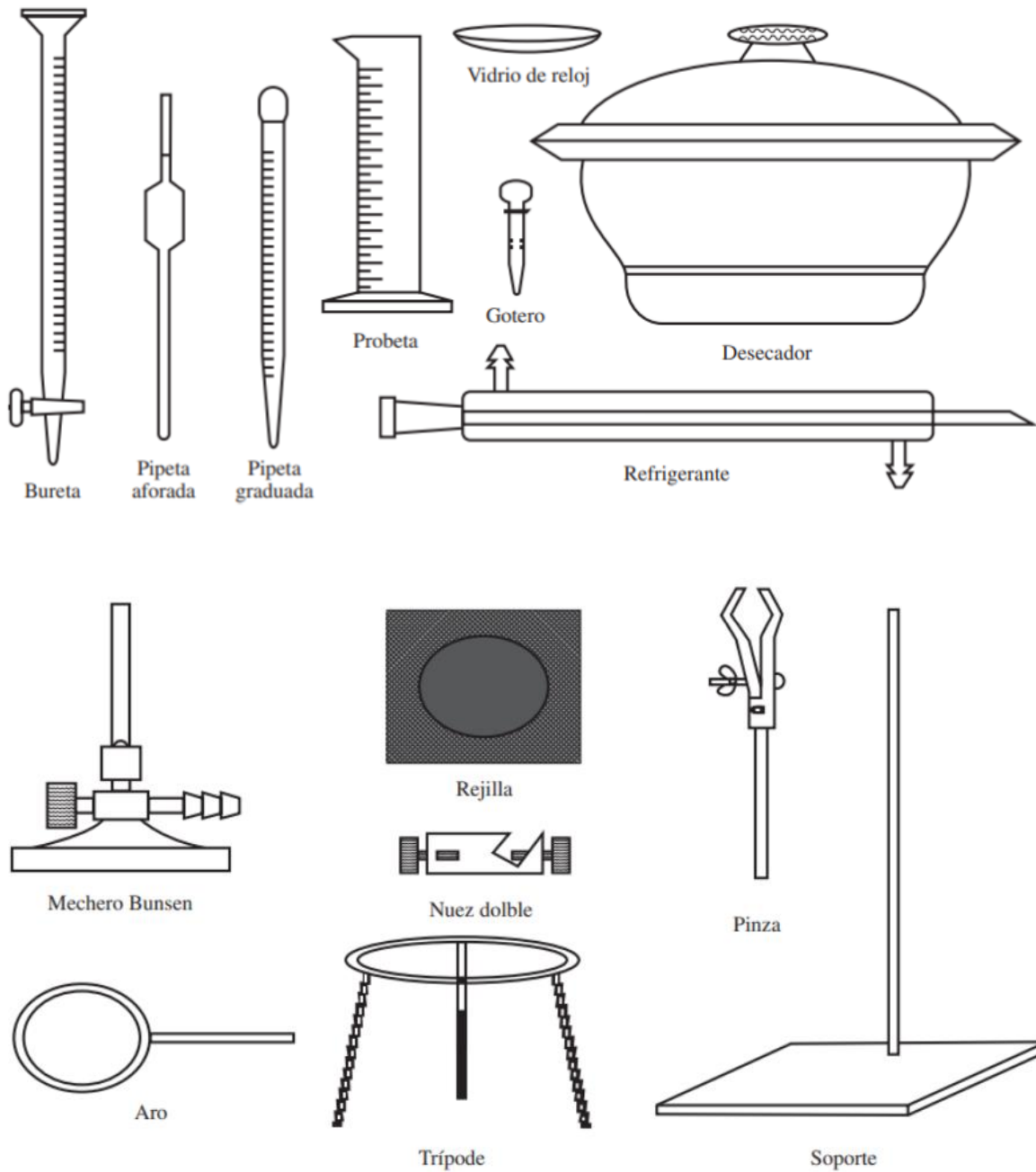
19. La mesa y el equipo de trabajo deben estar limpios antes de iniciar el experimento, debes de cerciorarte de que tienes todo lo necesario en tu mesa de trabajo, las pipetas y goteros deben de estar ordenados de acuerdo con el uso que se les vaya a dar. Al finalizar la sesión, todo debe quedar limpio antes de salir del laboratorio. Si se derrama algún reactivo o mezcla, límpialo inmediatamente. Los equipos se deben colocar en su sitio correspondiente. Cerciórate de que las llaves de agua, aire, vacío y gas quedaron perfectamente cerradas, así como revisar los aparatos y las instalaciones eléctricas. NINGÚN APARATO DEBE QUEDAR ENCENDIDO SIN MOTIVO.

20. Al desconectar un aparato eléctrico del contacto, jala de la clavija, NUNCA del cable. No te expongas a un corto circuito.

MATERIAL: Manual de Practicas química I.

ANEXO: Instrumental de laboratorio

A continuación se presentan los materiales más usados en el laboratorio de química. Localiza cada uno de ellos, dibújalo e indica cuál es su utilidad.





Pinzas para crisol



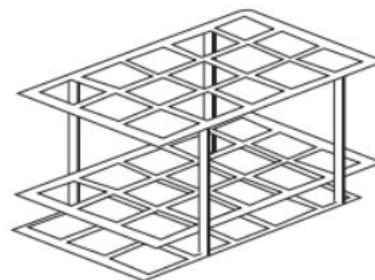
Pinzas para tubo de ensayo



Trompa de agua



Escobilla



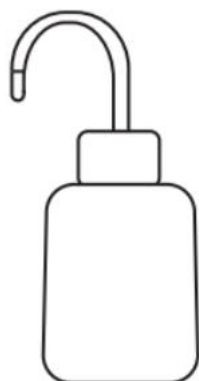
Gradilla



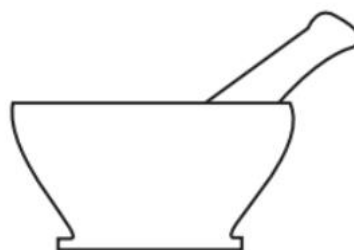
Cucharilla



Espátula



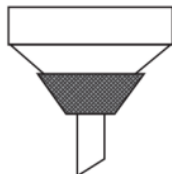
Frasco lavador



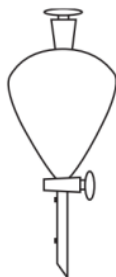
Mortero



Embudo



Embudo Buchner



Embudo de decantación



Cristalizador



Cápsula de porcelana



Crisol



Matraz Erlenmeyer



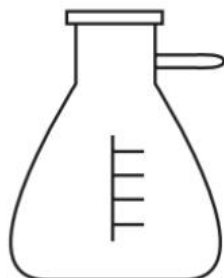
Matraz de fondo redondo



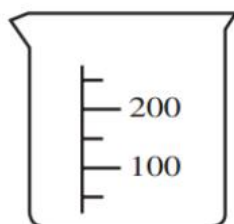
Matraz de destilación



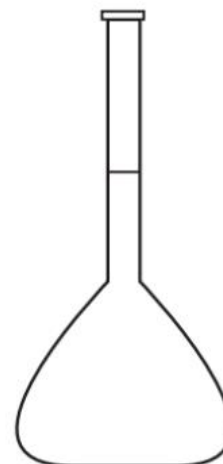
Tubo de ensayo



Matraz Kitasato



Vaso de precipitados



Matraz aforado

CUESTIONARIO:

1. Explica cuáles son las partes de la flama de un mechero y sus usos en el laboratorio
2. Explica las diferencias entre los mecheros bunsen y Fisher
3. ¿Por qué no se pueden medir volúmenes con precisión en los vasos de precipitado?
4. ¿Cuáles son los recipientes para medir con precisión volúmenes?
5. ¿En qué equipo se pueden medir pesos con precisión de 0,1 mg?
6. Menciona algunas características que debe reunir un laboratorio.
7. Escribe los pasos que debes realizar para el desarrollo de una práctica de laboratorio.
8. Comenta por escrito porqué es importante el orden, la disciplina y la limpieza en el desarrollo de las prácticas de laboratorio.
9. Describe equipos o aparatos que se utilizan en el laboratorio y que función desempeñan.
10. En caso de un accidente dentro del laboratorio ¿qué es lo que debes hacer?
11. ¿Cómo se preparan las siguientes soluciones:

Agua regia

Mezcla crómica

➤ PRÁCTICA No. 2

➤ DETERMINACIÓN DE DENSIDAD DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

INTRODUCCION:

La densidad de una sustancia se define como la relación que existe entre la masa y el volumen que ocupa dicha sustancia. Para poder efectuar mediciones se utiliza la balanza, que determina la cantidad de materia de un objeto cualquiera mediante comparación con unas piezas (pesas) de masa exactamente conocidas. Se compone esencialmente de una barra rígida, llamada cruz, suspendida por un punto central y cargada, en puntos distantes del de suspensión, con las masas que se comparan. Aun cuando todas las balanzas funcionan bajo el mismo principio (palanca de primer género) difieren en:

- i) forma
- ii) capacidad máxima de carga
- iii) sensibilidad
- iv) colocación y forma de botones
- v) visores
- vi) presencia de escala micrométrica.

La balanza analítica es la destinada a medir masas con gran exactitud. Su construcción es siempre en forma de cruz, pero se adoptan medidas especiales para mantener la balanza al abrigo de deterioros, deformaciones, suciedad, corrientes de aire, etc. es capaz de detectar 0.1 mg con cargas máximas de 1 Kg. Las pesas para masas inferiores a 1 cg se sustituyen por el uso del réiter (o jinetillo), horquilla de hilo metálico de 1 cg, que se desplaza sobre una regla graduada. Las balanzas deben de ser instaladas de manera tal que su funcionamiento no sea perturbado por las vibraciones aledañas, alejadas de reactivos químicos cuyos vapores puedan afectar sus partes metálicas, de preferencia deben de estar en locales de acceso restringido, todo lo anterior es para obtener los mejores resultados de ellas. Se practicará la limpieza externa de las balanzas frecuentemente, los sólidos o líquidos derramados en el espacio de pesada deben de ser limpiados inmediatamente con la ayuda de franela, gamuza, papel absorbente o papel seda, la limpieza de los componentes internos de la balanza sólo debe de ser hecha por personal especializado en ello y con los aditamentos adecuados.

DURACION: de 2.5 a 3 horas, dependiendo del numero de equipos

COMPETENCIA: el alumno determinará la densidad de sólidos y líquidos y de analizará el efecto que sobre ella tiene la temperatura y la presión. El alumno aprenderá a manejar material y equipo diverso de laboratorio.

METODOLOGÍA:

1. Antes de iniciar el trabajo experimental verifique que todo su material está limpio y seco y que cuenta con todo lo solicitado en la sección de material. Verifica que la balanza se encuentra nivelada horizontalmente (nivel de burbuja) y que la escala se encuentra en cero.
2. Toma un volumen determinado de líquido con la pipeta y colócalo dentro del vaso de precipitados. Péسالos con precisión de 0.01 g
3. Con los datos del peso y el volumen del líquido obtén la densidad.
4. Pesa un pequeño cuerpo sólido y por el volumen de líquido desplazado obtén su volumen. Calcula su densidad. No toque con los dedos los cuerpos a determinar su densidad.
5. Repite las operaciones para verificar los resultados.
6. Compara tus resultados con los valores teóricos.

Material y reactivos:

1 vaso de ppt de 20 o 50 mL	alcohol etílico
1 balanza analítica (por grupo)	agua destilada
1 pipeta de 5 mL	aceite mineral
1 probeta de 50 mL o de capacidad menor	glicerina
1 pinzas de disección	mercurio
1 pinzas para crisol	cobre o cualquier otro metal puro (no alcalino)

Cuestionario:

1. ¿Cuántos tipos de palancas hay y en que difieren?

- ¿Cómo funciona la balanza analítica?
- ¿Cuáles son los pasos empleados para pesar en la balanza analítica que utilizaste?
- ¿Qué significa que un sólido o un líquido sea miscible en otro líquido?
- ¿De qué otra manera se puede determinar la densidad?

Tabla de cálculos y resultados

SUSTANCIA	VOLUMEN (ml)	PESO (gr)	Densidad

PRÁCTICA No. 3

➤ PROCEDIMIENTOS BÁSICOS Y MANEJO DEL EQUIPO DE LABORATORIO (I)

INTRODUCCION: un hidrato es un compuesto que contiene moléculas de agua combinadas débilmente en sus cristales. La manera de obtener un hidrato es evaporando una solución acuosa de sus cristales. En el caso del sulfato de cobre (II) pentahidratado, que es de color azul al tener cinco moléculas de agua asociadas a él, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (en donde un punto en el centro separa al sulfato de cobre (II) de las cinco moléculas de agua que están asociadas al cristal) las cuales son expulsadas de este al ser calentado este dejando cristales blancos de sulfato de cobre (II) anhidro, CuSO_4 . Conociendo el peso molecular del cristal hidratado, se puede determinar experimentalmente la cantidad de agua que posee y por tanto, la cantidad de agua que puede perder. Para poder precisar la cantidad de agua eliminada se sigue un procedimiento gravimétrico, que consiste en pesar la sustancia antes y después de haber sido calentada lo suficiente para poder eliminar el agua asociada al cristal.

DURACION: 3 horas

COMPETENCIA: el alumno calculará experimentalmente la cantidad de agua de un hidrato y lo comparará con el valor obtenido de manera teórica, además de usar el material adecuado para llevar a peso constante el material y el reactivo.

METODOLOGIA

1. Antes de iniciar el trabajo experimental verifica que todo el material está limpio y seco y que cuentas con todo lo solicitado en la sección de material. Verifica que el desecador se encuentra disponible, con el agente desecante en su interior y reserva un espacio de manera visible para tu crisol. Marca de manera reconocible y temporal tu crisol.
2. Verifica que la balanza se encuentra nivelada horizontalmente (nivel de burbuja) y que la escala se encuentra en cero.
3. Calienta el crisol (y su tapa) al rojo sombra durante varios minutos, asegúrate de que no están carbonizándose (ahumándose), déjalos enfriar en el desecador (aprox. 30 minutos), pésalos con precisión de 0.0001 g. Este es el peso del crisol (peso c)
4. Pesa una cantidad que varíe de 1.0000 a 1.5000 g de la sustancia asignada, introdúcelos en el crisol y pésalos nuevamente. Este es el peso del crisol más la sustancia hidratada (peso c + sa).
5. Coloca el crisol tapado sobre el triángulo de porcelana, a unos 15 cm por encima de la llama del mechero de no más de 5 a 6 cm de alto. Evita que el mechero ahume el crisol.

6. Incrementa con intervalos de minutos gradualmente la llama, hasta que el fondo del crisol se caliente al rojo sombra. Recuerda calentar lentamente el crisol para evitar proyecciones de la sustancia.
 7. Mantén el crisol a esta temperatura, durante unos 10 – 15 minutos.
 8. Déjalos enfriar en el desecador durante 30 minutos (aprox.)
 9. Pesa el crisol con la sustancia deshidratada. Este es el peso 1
 10. Repite esta operación hasta que de peso constante (dos pesadas consecutivas no deben de diferir en más de 0.002 g). Este es el peso del crisol más la sustancia deshidratada (peso c + s).
 11. De la pérdida de peso obtenido, calcula el porcentaje de agua del compuesto hidratado. $[(\text{peso c + sa}) - (\text{peso c + s})]$
18. Compárala con tus resultados teóricos.

Tabla de cálculos y resultados

Peso c	Peso c + sa	Peso 1 (calentado)	Peso 2 (calentado)	Peso 3 (si es necesario)	Peso c + s

Material y reactivos:

- | | |
|-------------------------------------|--------------------------------------|
| 1 crisol (con tapa, de preferencia) | 1 desecador (por grupo) |
| 1 mechero | 1 balanza analítica (por grupo) |
| 1 soporte universal | 1 pinzas para crisol |
| 1 anillo de metal | CuSO ₄ .5H ₂ O |
| 1 triángulo de porcelana | 1 espátula |

Cuestionario:

1. ¿Cuál es la cantidad esperada de agua?
2. Calcula el porcentaje de error.
3. De acuerdo con tus valores experimentales, ¿cuántas moléculas de agua corresponden a molécula de la sal?
4. ¿Qué otro material o reactivo necesitaste?
5. ¿Qué nombre tienen los compuestos utilizados o mencionados en esta práctica?
6. ¿Por qué no se pesa el crisol inmediatamente después de calentarse?
7. ¿Qué compuesto resulta después de la deshidratación?
8. ¿Es este un cambio físico o químico? ¿Porqué?
9. Nombra cinco compuestos que posean agua de hidratación y da sus fórmulas.
- 10.15. ¿Qué pasos se siguen para estimar el peso seco de una muestra biológica?
11. ¿Qué modificación se hace al procedimiento de la pregunta anterior si
 - a) ¿la muestra es rica en carbohidratos?
 - b) ¿Es rica en ácidos grasos de bajo peso molecular

➤ PRÁCTICA No. 4

➤ PROCEDIMIENTOS BÁSICOS Y MANEJO DEL EQUIPO DE LABORATORIO (II)

INTRODUCCION

Para acelerar una reacción química es necesario que los reactivos estén en íntimo contacto, para lograr esto las mezclas se trituran o pulverizan (pulverización) en morteros de porcelana o vidrio y si son muy duras en morteros de ágata. Para muestras duras se utilizan también morteros o molinos de hierro. Se recomienda escoger el mortero sobre la base de la sustancia que se va a moler pues de lo contrario, por desgaste del mortero, la sustancia quedaría impura. En algunos casos es conveniente pulverizar con agua. Recuerda enfrascar y etiquetar correctamente todas las sustancias pulverizadas.

Para separar una sustancia disuelta en un disolvente (solvente) se utiliza la precipitación. Para lograr la precipitación total de una sustancia es necesario un exceso de reactivo; la precipitación generalmente se realiza en el vaso de precipitado, pero también se puede efectuar en una cápsula de porcelana. El reactivo se agrega a la solución por medio de una pipeta, un gotero o vertiéndolo directamente sobre las paredes del recipiente con ayuda de un agitador, moviendo constantemente para lograr la reacción completa.

Si lo que se requiere es sustancias sólidas precipitadas o turbias de las mezclas líquidas, se utiliza la filtración. La velocidad de filtración depende del tamaño y la cantidad de poros de la capa filtrante, de la presión que ejerce la solución sobre el filtro y de su viscosidad. Al aumentar estos factores aumenta la velocidad de la filtración. La filtración también depende de la naturaleza de la sustancia. Las sustancias cristalinas se filtran bien. La filtración de sustancias coloidales es lenta y difícil. Las soluciones alcalinas filtran más lentamente que las ácidas y las frías son más lentas que las calientes. Para filtrar se usa comúnmente papel filtro, filtros de celulosa, de vidrio o porcelana. Para filtrar grandes volúmenes se usa el embudo büchner.

DURACION: 3 horas

COMPETENCIA

El alumno pulverizará, precipitará y utilizará la filtración y secado en los procesos de separación de sustancias sólidas precipitadas y turbias de las mezclas líquidas.

METODOLOGIA

1. Pesa 3 g de sulfato de cobre por duplicado.
2. Pulverízalos independientemente.
3. Colócalos en dos vasos de precipitados marcados "A" y "B".
4. Disuélvelos por separado en la menor cantidad de agua destilada fría posible.
5. Añádeles de 10 a 20 mL más de agua destilada fría.
6. Llévalos a ebullición hasta la mitad de su volumen. (baño maría)
7. Enfríalos en una cama de hielo
8. Pesa tres papeles filtro por separado y anota sus pesos

Al vaso "A"

1. Filtra el material precipitado y sécalo.
2. Pesa el material filtrado (mf) y resta el peso del papel filtro (ppf).
3. Obtén el porcentaje de rendimiento.
4. No tires el filtrado

Al vaso "B"

1. Añade 3.00 g más de sulfato de cobre y a continuación fíltralo.
2. Filtra el material precipitado y sécalo.
3. Pesa el material filtrado y resta el peso del papel filtro.
4. Obtén el porcentaje de rendimiento.
5. No tires el filtrado

Residuo

Reúne los dos líquidos restantes y sécalos completamente en baño María Fíltralos con ayuda de una pequeña cantidad de agua en el embudo büchner Pesa el material obtenido (mo) y en total da el porcentaje de rendimiento. Recuerda que el total es la suma de los tres filtrados

Materiales y Reactivos

1 pipeta de 10 mL	Agua destilada fría
2 vasos de precipitado de 100 mL	1 balanza analítica (por grupo)
1 tripié o soporte universal más anillo	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
1 pinzas para crisol	1 tela de asbesto.
1 triángulo de porcelana	1 espátula
1 baño María	1 mechero

- | | |
|-------------------------------|------------------------|
| 1 matraz erlenmeyer de 250 mL | 1 cuba |
| 1 embudo | papel filtro #4 c.b.p. |
| 1 embudo büchner | hielo |
| 1 matraz Kitasato | |

Tabla vaso A

Ppf	Ppf + mf	(Ppf + mf) - ppf	% de rendimiento

Tabla vaso B

Ppf	Ppf + mf	(Ppf + mf) - ppf	% de rendimiento

Residuo

Mo	Mo + pesos anteriores	% de rendimiento

Ppf = peso papel filtro

Mf = material filtrado

Cuestionario:

1. Explica que son soluciones saturadas, sobresaturadas e insaturadas.
2. ¿Cuál es la cantidad mínima teórica de agua necesaria para disolver 1 g de sulfato de cobre?
3. ¿Cómo se preparan las soluciones saturadas y sobresaturadas?
4. ¿Qué características deben reunir los filtros para esterilizar soluciones en bacteriología?

5. ¿Qué características deben de reunir los filtros para esterilizar el aire?
6. ¿Qué son soluciones coloidales? 7. ¿Qué factores de error encontraste al obtener tus datos?

PRÁCTICA No. 5

➤ **CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS DE LOS COMPUESTOS**

INTRODUCCION

Se denominan cambios o transformaciones de la materia, a las alteraciones surgidas en la naturaleza de una sustancia, como consecuencia de diferentes acciones. Estos cambios pueden ser:

1.-Cambios Físicos. - son los cambios temporales y reversibles, lo que significa que el cuerpo puede volver a su estado inicial después que haya cesado la energía que generó el cambio.

Ejemplo: un resorte se estira, los cambios de estado físico de la materia, etc. En los cambios físicos no se modifican la naturaleza íntima de la materia, por lo que esta sigue siendo la misma. Estos cambios son reversibles. Por ejemplo, cuando sometemos a una varilla de hierro al calor, este se pondrá al rojo vivo y se dilatará, luego al enfriarse. Este trozo de hierro volverá a ser como era antes de someterlo al calor, por lo que la materia no ha cambiado en forma irreversible y sigue siendo la misma.

2.-Cambios Químicos. -son los cambios que se dan como resultado de la formación de sustancias nuevas y que implican modificaciones en la composición o en la estructura interna de la sustancia. Ejemplo: La oxidación del hierro. En los cambios químicos, se producen nuevas sustancias totalmente distintas a las sustancias iniciales. por ejemplo, en el caso de la combustión completa de un material combustible como la leña, los productos finales son: dióxido de carbono(gas), vapor de agua, energía en forma de luz, calor y cenizas.

DURACION: de 2.5 a 3 horas, dependiendo del numero de equipos

COMPETENCIA

Diferenciar las propiedades físicas y químicas de la materia, a través de los cambios de estado y las reacciones químicas, para caracterizar las muestras con imparcialidad y respeto al medio ambiente.

METODOLOGIA

PASO A:

1.-Tome media hoja de papel tamaño carta, pártala en pequeños trozos o pedazos. 2.- Coloque los trozos en una cápsula de porcelana,

- 3.-En la campana de extracción con un cerillo préndale fuego a los trozos de papel que están en la capsula de porcelana,
- 4.- Que tipo de cambio le ocurrió a la materia, observe y anote sus resultados.

PASO B:

- 1.-En un vaso de precipitado de 100 ml, mezcle algunos (lo que tome con la cucharita pequeña de la espátula) cristales de yodo (I₂),
- 2.-Al mismo vaso de precipitado agregue unas dos espátulas pequeñas de arena,
- 3.-Agregue 30 ml de agua destilada en el matraz,
- 4.-En un triple con tela de asbesto y con un mechero Bunsen, caliente la muestra tapando el vaso con un vidrio reloj.
- 5.- Observe, anote y explique los resultados.

PASO C:

- 1.-Con una probeta de 20 o 50 ml, mida 20 ml de agua destilada y vacíela en un embudo de separación.
- 2.-Mida 20 ml de aceite vegetal en la probeta de 50 ml y viértala en el mismo embudo de separación.
- 3.-Coloque el embudo un tripie con un aro metálico y déjelo reposar algunos minutos,
- 4.-Proceda a separar las dos fases y mida el volumen separado.
- 5.- Observe, anote y explique los resultados. Explique el porcentaje de error en la recuperación de las sustancias empleadas.

CUESTIONARIO:

- 1.- ¿En qué experimento se llevó a cabo un cambio químico?
- 2.- ¿Qué diferencia hay ente las reacciones químicas y las físicas?
- 3.- ¿Cómo se llama el cambio de estado que presenta el yodo?, ¿Investigue que otras sustancias tienen la misma propiedad?
4. ¿Cómo podría separar completamente La mezcla de agua y arena?
- 5.- ¿Por qué el agua y el aceite no se mezclan?

➤ PRÁCTICA No. 6

➤ **DIFERENCIAR LOS DIFERENTES TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS Y FUERZAS INTERMOLECULARES**

INTRODUCCION

- A. Los tipos de enlaces químicos,
- B. Solubilidad de los diferentes tipos de sustancias,
- C. Fuerzas débiles o fuerzas dipolares entre las moléculas.

DURACION: de 2.5 a 3 horas, dependiendo del numero de equipos

COMPETENCIA

Identificar en el laboratorio los diferentes tipos de enlaces químicos a través de la interacción de su número de oxidación o la formación de sus orbitales de enlaces y de sus fuerzas intermoleculares, para explicar el comportamiento de la materia con responsabilidad y respeto al medio ambiente.

METODOLOGIA

PASO I.

- A. En un vaso de precipitados de 100 ml coloque aproximadamente 20 ml de suspensión de $Mg(OH)_2$ (leche de magnesia),
- B. Agregue cuidadosamente una cantidad suficiente de HCl 6M, hasta que obtenga una disolución transparente.
- C. Se obtuvo como producto de reacción el $MgCl_2$ (Cloruro de magnesio)
- D. ¿Qué tipo de enlace químico tiene el producto obtenido?

PASO 2:

- A. En un tubo de ensaye agregar un mililitro de acetaldehído y 10 de agua destilada,
- B. A la mezcla anterior agregue 3 gotas de permanganato de potasio ($KMnO_4$) 0.2 M,
- C. Agite el tubo de ensaye y luego déjelo reposar en la gradilla, observe un precipitado color café, que nos muestra la formación de dióxido de manganeso (MnO_2) y ácido acético,
- D. ¿Qué tipo de enlaces químicos tienen las sustancias obtenidas?

PASO 3:

Mezcla las siguientes sustancias químicas en tubos de ensaye y observa su solubilidad y explica con ello los tipos de fuerzas intermoleculares que se presentan en cada una de ellas.

Tabla de Datos

Soluto(1ml)/solvente (2ml)	Metanol	CCl4	H2O
Agua			
Etanol			
HCl (diluido)			
Éter etílico			

¿Qué tipo de atracciones o fuerzas intermoleculares se presentan entre las moléculas de las siguientes disoluciones liquido-liquido?

Soluciones	Tipo de fuerzas int.	Soluciones	Tipo de fuerzas int
Agua-metanol		HCl (dil)-metanol	
Agua- CCl4		HCl (dil)- CCl4	
Agua-agua		HCl (dil)-agua	
Etanol-metanol		Éter Etílico-metanol	
Etanol- CCl4		Éter etílico- CCl4	
Etanol-agua		Éter etílico-agua	

CUSTIONARIO:

- 1.- ¿Explique dos diferencias entre los enlaces covalentes y los iónicos?
- 2.- ¿Mencione dos fuerzas intermoleculares?
- 3.- ¿Explique los enlaces covalentes coordinados?
- 4.- ¿Qué diferencia hay entre los enlaces metálicos y los iónicos?
- 5.- ¿Explique cómo afecta el tipo de enlace con los procesos de solubilidad?

➤ PRÁCTICA No. 7

➤ **ESTUDIO DE LAS TENDENCIAS DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA**

INTRODUCCION

El estudio de las tendencias de los elementos en la tabla periódica nos ayuda a predecir las propiedades químicas de los estos. Estas tendencias podemos explicarlas de la manera siguiente:

Tamaño. Tendencia los átomos son cada vez más pequeños al desplazarse de la izquierda a la derecha en cada periodo porque los electrones se van acercando más al núcleo. Esta tendencia se observa también por grupos, por lo tanto, el tamaño de un átomo disminuye de abajo hacia arriba.

Electronegatividad. Tendencia la tendencia de ganar electrones en un átomo aumenta de la izquierda hacia la derecha en un período. La electronegatividad en un grupo se observa que aumenta de abajo hacia arriba.

Energía de ionización. Tendencia la tendencia a perder electrones en los átomos aumenta de arriba hacia abajo en una familia.

DURACION: de 2 horas.

Competencia: el alumno será capaz de construir las gráficas correspondientes a las propiedades periódicas de los elementos

METODOLOGIA

Sobre el esqueleto de la tabla periódica, dibujar

- a) **Tamaño de los átomos:** dibuja el tamaño relativo de los átomos tanto en periodos como en grupos. Escribe tu conclusión.
- b) **Electronegatividad:** de acuerdo con los valores que se te proporcionan indica la posición correspondiente de cada uno de los siguientes elementos y con una línea de color rojo une los elementos correspondientes a los periodos y con una línea de color azul a los grupos y escribe tu conclusión.

- c) **Energía de ionización:** indica con el símbolo del elemento sobre el punto correspondiente en la gráfica, el valor de la energía de ionización (en electronvoltios) de cada uno de los elementos siguientes y con una línea une cada uno de los puntos. Escribe tu conclusión

MATERIALES

3 hojas de papel milimétrico	1 lápiz de color rojo
1 lápiz de color azul	1 regla
1 escuadra	1 borrador
1 tabla periódica	1 calculadora

Cuestionario

1. ¿Cuál es el grupo de los elementos que posee los átomos más grandes de la tabla periódica y que nombre recibe este grupo?
2. ¿En qué grupos y familias el tamaño de los átomos permanece constante?
3. En el grupo de los halógenos ¿qué elemento posee el tamaño de átomo más pequeño?
4. ¿Cómo se explica la tendencia del tamaño en un grupo?
5. ¿El tamaño de átomo de los metales cómo es, comparado con el tamaño de átomo de los no metales?
6. ¿Cuál es el elemento más electronegativo de la tabla periódica?
7. ¿Cuál es el elemento menos electronegativo de toda la tabla periódica?
8. Escribe el nombre del grupo de elementos que poseen las electronegatividades más pequeñas.
9. Escribe el nombre del grupo de elementos que poseen las electronegatividades más altas.
10. Escribe cómo se comporta la tendencia de la electronegatividad dentro de la tabla periódica.

➤ PRÁCTICA No. 8

➤ REACCIONES QUIMICAS

INTRODUCCION

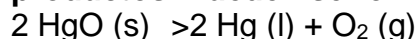
Una ecuación química es la representación gráfica de una reacción, la reacción química indica un cambio químico, es decir, una modificación en la materia. En las ecuaciones químicas los reactivos se escriben, por convención a la izquierda y los productos a la derecha después de una flecha que significa produce.

REACTIVOS----->PRODUCTOS

Los tipos de reacciones químicas: las reacciones químicas se pueden clasificar en:

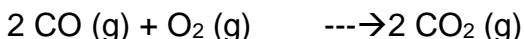
1) Reacciones de descomposición.

Son aquellas en las que un reactivo se disgrega para formar dos o más productos. Pueden ser o no redox.



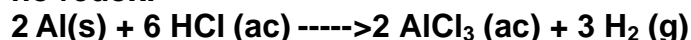
2) Reacciones de adición.

Cuando dos o más reactivos se combinan para formar un producto.

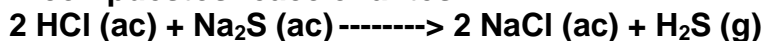


3) Reacciones de desplazamiento.

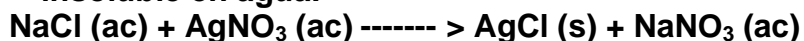
Aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro. Pueden ser o no redox.



4) Reacciones de metátesis o doble desplazamiento. Son aquellas en las cuales hay un intercambio de elementos o de radicales entre los compuestos reaccionantes.



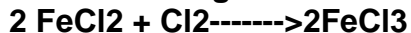
5) Reacciones de precipitación. Aquellas en las que se forma un compuesto insoluble en agua.



6) Reacciones de Neutralización. Ocurre entre un ácido y una base, formándose una sal y agua.



7) Reacciones Oxido-reducción. Aquellas en las que ocurre una transferencia de electrones entre los reactivos, El reactivo que contiene al átomo que pierde electrones es el agente reductor y el reactivo que contiene al átomo que gana electrones es el agente oxidante.



DURACION: 3 horas,

COMPETENCIA

Aplicar los criterios para diferenciar los tipos de reacciones químicas y la aplicación de estos en el desempeño profesional con responsabilidad y respeto al medio ambiente.

METODOLOGIA

PARTE 1.-

Paso 1.- En un vaso de precipitados de 100 ml colocar aproximadamente 30

ml de una disolución de nitrato de plomo (II),

Paso 2.- Agregar gota a gota 2 ml de KI 0.1 M

Paso 3. Dejar reaccionar y Observar atentamente lo que sucede.

Paso 4. Apoyándose en sus observaciones durante la parte experimental identifique a qué tipo de reacción pertenece

Paso 5.- Busque la información bibliográfica requerida para; escribir La ecuación química balanceada

Paso 6.- Reporte observaciones, resultados y conclusiones.

PARTE II.-

Paso 1. Colocar en un tubo de ensaye 5 ml de AgNO₃ 1.0 M

Paso 2. Sumergir en la solución anterior un alambre de cobre enrollado en espiral con la finalidad de aumentar el área de contacto,

Paso 3. Dejar reaccionar y observar con atención lo que sucede.

Paso 4.-Apoyándose en sus observaciones durante la parte experimental identifique a qué tipo de reacción pertenece.

Paso 5.- Busque la información bibliográfica requerida para; escribir La ecuación química balanceada

Paso 6.- Reporte observaciones, resultados y conclusiones.

PARTE III.-

Paso 1. Numere tres tubos de ensaye y agregue 1 ml de HCl 2M en cada uno de ellos y colóquelos en una gradilla.

Paso 2. Al tubo 1 añadirle un trozo de Cu², al tubo 2 un trozo de Mg², al tubo 3 un poco de Fe² Paso 3. Dejarlos reaccionar de 7 a 10 minutos y observar lo que ocurre en cada uno de los tubos de ensaye donde se lleva a cabo la reacción química.

Paso 4.-Apoyándose en sus observaciones durante la parte experimental identifique a qué tipo de reacción pertenece.

Paso 5.- Busque la información bibliográfica requerida para; escribir La ecuación química balanceada

Paso 6.- Reporte observaciones, resultados y conclusiones.

PARTE IV.-

El clorato de potasio es un oxidante enérgico. El azúcar es un reductor capaz de suministrar una gran cantidad de energía por unidad de masa. El color rojizo de la llama se debe al ion potasio. No existe reacción con estequiometría determinada y comúnmente aceptada para esta reacción, pero usted proponga un balanceo por el método de aproximación sucesiva (método de tanteo), de la siguiente reacción: el clorato de potasio con glucosa produce cloruro de potasio, bióxido de carbono y agua,



Paso 1. Colocar 2.5 gramos de clorato de potasio en una capsula de porcelana.

Paso 2. Colocar un tripé, con una malla metálica y con un mechero de Bunsen y calentar hasta lograr que se fusione el clorato de potasio.

Paso 3. Cuando se fusione (pase a estado líquido), con mucha precaución, con unas pinzas introduzca un trozo de gomita dentro de la capsula de porcelana y observar la reacción.

Paso 4. .-Apoyándose en sus observaciones durante la parte experimental identifique a qué tipo de reacción pertenece.

Paso 5.- Busque la información bibliográfica requerida para; escribir La ecuación química balanceada

Paso 6.- Reporte observaciones, resultados y conclusiones.

PARTE V.-

Paso 1. En un tubo de ensaye vierta 1mL de NH_4OH 2M y agregue 2 gotas de fenolftaleína (indicador – colorante).

Paso 2. Añada gota a gota HCl 2M con agitación después de cada adición; hasta que desaparezca el color.

Paso 3. .-Apoyándose en sus observaciones durante la parte experimental identifique a qué tipo de reacción pertenece.

Paso 4.- Busque la información bibliográfica requerida para; escribir La ecuación química balanceada

Paso 5.- Reporte observaciones, resultados y conclusiones.

CUESTIONARIO

1- Con base en las observaciones realizadas en la reactividad de los metales (parte III).

a) ¿Cuál es el metal más activo?:

b) ¿Cuál es el metal menos activo?:

c) ¿Cuáles metales son más activos que el hidrógeno?:

d) ¿Cuáles metales son menos activos que el hidrógeno? :

e) Ordene los metales e incluya al hidrógeno de mayor a menor actividad química ¿Concuerd a su observación experimental con lo reportado en la bibliografía?

f) Añadir al reporte una copia de la serie electroquímica ó serie de actividad química de los metales consultada.

2- Investigar los diferentes tipos de reacción:

a) Combinación o adición

b) Descomposición

c) Simple desplazamiento o simple sustitución

d) Doble desplazamiento o doble sustitución

e) Redox (reacción de óxido-reducción)

f) Neutralización

g) Endotérmica

h) Exotérmica

PRÁCTICA NO. 9

AUTOEVALUACIÓN DE NOMENCLATURA QUÍMICA

Parte I

1.- Define el término Nomenclatura.

R: _____

2.- Explica brevemente los factores que hicieron indispensable la elaboración de una nomenclatura química.

R: _____

3.- Indica las causas que llevaron a la formación de una Comisión Internacional de Nomenclatura.

R: _____

4.- Desarrolla brevemente la historia de la evolución de la nomenclatura en química.

R: _____

5.- ¿Cuál es el significado de las siglas I.U.P.A.C.?

R: _____

6.- Enumera los avances tecnológicos que aceleraron el desarrollo de la nomenclatura. R: _____

Parte II

1.- Define lo que es el símbolo de un elemento.

R: _____

2.- Explica la importancia de los símbolos de los elementos en la nomenclatura en química.R: _____

3.- Explica cómo se establece el símbolo de un elemento a partir de su nombre.

R: _____

4.- Explica por lo menos cinco criterios en que se basaron para nombrar a un nuevo elemento.R: _____

5.- Escribe el nombre de cinco científicos que descubrieron un elemento nuevo y precise cuál fuese elemento.

R: _____

6.- Escribe los símbolos y los nombres de los elementos conocidos desde la antigüedad. R: _____

7.- Escribe el símbolo y los nombres de los elementos de número atómico 1 al 20. R: _____

8.- Indica los nombres de los científicos que descubrieron los elementos hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. R: _____

9.- Escribe los símbolos y los nombres de 10 metales. R: _____

10.- Escribe los símbolos y los nombres de los cinco elementos cuyo símbolo empieza con la letra N. R: _____

11.- Escribe los símbolos y los nombres de los cinco elementos cuyo símbolo empiezan

con la letra S.

R: _____

12.- Escribe el símbolo de los elementos siguientes: azufre, fósforo, antimonio, escandio, plata, mercurio, oro, estaño, sodio, potasio, hierro, cobre, y tungsteno.

R: _____

13.- Escribe los nombres de los elementos cuyos símbolos son los siguientes: Ce, Bk, Pt, Fr, Es, Pb, V, B, Cd, Zn, Mn, Ni, I, As.

R: _____

14.- Escribe los símbolos y los nombres de 10 elementos cuyos nombres provienen de países, continentes, ciudades, ríos, etc.

R: _____

15.- Escribe los símbolos y los nombres de 3 elementos cuyos nombres provienen de apellidos científicos famosos.

R: _____

Parte III

1.- ¿Cuál es el significado de una fórmula?

R: _____

2.- Explica la diferencia entre molécula sencilla y molécula compuesta.

R: _____

3.- Escribe 5 ejemplos de fórmulas de moléculas sencillas.

R: _____

4.- Explica el significado de los subíndices en una fórmula.

R: _____

5.- Define un ión.

R: _____

6.- ¿Cómo se diferencia un anión de un catión en el simbolismo químico?

R: _____

7.- Escribe las fórmulas de cinco cationes con una carga eléctrica (+), cinco con dos cargas (2+) y cinco con tres cargas (3+).

R: _____

8.- Escribe las fórmulas de cinco aniones con una carga eléctrica (-), cinco con dos cargas (2-) y cinco con tres cargas (3-).

R: _____

9.- ¿Qué es un compuesto binario y escribe cinco ejemplos?

R: _____

10.- ¿Qué es un compuesto ternario y escribe cinco ejemplos?

R: _____

11.- ¿Qué es un compuesto poliatómico y escribe cinco ejemplos?

R: _____

12.- ¿Qué condiciones se necesitan satisfacer para que una molécula sea correctamente escrita? R: _____

13.- Teniendo como dato un número de masa de 32, un número de átomo de 2, un número atómico de 16 y una carga iónica de (2-), representa correctamente el símbolo del azufre.

R: _____

14.- Representa los símbolos completos de los 3 isótopos del hidrógeno, en forma similar a como se hizo para la pregunta 13.

R: _____

15.- Define las principales familias de compuesto químicos inorgánicos.

R: _____

Parte IV

1.- ¿Qué diferencia puede establecer entre nomenclatura trivial y nomenclatura sistemática? R: _____

2.- Escribe la fórmula y el nombre de cinco compuestos cuya nomenclatura trivial es aceptada. R: _____

3.- Explica cómo se forma el nombre sistemático de un compuesto.

R: _____

4.- Dadas las fórmulas de los siguientes compuestos binarios:

HI, H₃N, SrO, CdO, AlF₃, Na₂S,

escribe los nombres especificando en cada caso el nombre genérico, el nombre específico, la raíz y la terminación característica cuando sea necesario.

R: _____

5.- Explica en qué consiste la nomenclatura Stock y cuáles son sus ventajas.

R: _____

6.- Escribe las fórmulas de los compuestos binarios siguientes:

Ácido fluorhídrico, _____
Fosfina, _____
Dióxido de carbono, _____
Cloruro de estaño (II), _____
Amoníaco, _____
Sulfato de sodio, _____
Tetraóxido de dinitrógeno, _____
Ácido sulfhídrico, _____
Óxido de hierro (III), _____
Nitruro de cesio. _____

7.- Escribe los nombres de los óxidos binarios siguientes:

Ni_2O_3 _____
 V_2O_5 _____
VO _____

 V_2O_3 _____
 VO_2 _____

 K_2O _____
 K_2O_2 _____

NiO _____
 MnO_2 _____
NO _____

8.- Escribe los nombres de las sales binarias siguientes:

Cu_2S _____
CuS _____

OsS₄ _____
AlCl₃ _____
SbBr₅ _____
Bi₂S₃ _____
Pb₃N₂ _____
ZnF₂ _____

Hgl _____
Hgl₂ _____

9.- Escribe las fórmulas y los nombres de los óxidos posibles de los elementos siguientes:

Manganeso _____

Nitrógeno _____

Renio _____

Cloro _____

10.- Escribe las fórmulas y los nombres de los cloruros posibles de los elementos siguientes:

Níquel _____

Oro _____

Platino _____

Uranio _

11.- Escribe las fórmulas y los nombres de los yoduros de los elementos de valencia 1 y 2 y de los elementos de valencia 1 y 3.

R: _____

12.- Escribe las fórmulas y los nombres de los sulfatos de los elementos de valencia 2 y 3 y de los elementos de valencia 2 y 4.

R: _____

13.- Dados los ácidos ternarios siguientes, escribe su nombre, así como los nombres y las fórmulas de las sales que forman con el sodio:

HClO₄ _____
HClO₂ _____
HClO _____
HClO₃ _____

14.- Dados los ácidos ternarios siguientes, escribe sus nombres, así como los nombres y las fórmulas de las sales que forman con el hierro (II) y el hierro (III).

H₄P₂O₇ _____

H₃PO₃ _____

H₂PHO₃ _____

H₃PO₄ _____

H₂PHO₂ _____

15.- Escribe los nombres de los compuestos siguientes:

Ca(OH)₂ _____
LiOH _____

Co(OH)₂ _____
KOH _____
Al(OH)₃ _____

Mn(OH)₂ _____
Co(OH)₃ _____
Fe(OH)₂ _____
Mn(OH)₃ _____
Fe(OH)₃ _____

16.- Indica cuáles son las fórmulas incorrectas en la lista siguiente y corríjalas:

HNO _____
HClO₄ _____
H₃SO₄ _____
NaCl₂ _____
AlCl _____
H₂S _____
Fe₄SO₄ _____
HNO₃ _____
CuCl₃ _____
UO _____

17.- Dados los nombres triviales siguientes, escribe las fórmulas correspondientes y sus nombres usando la nomenclatura Stock:

Cloruro estanoso _____
Sulfato férrico _____
Oxido cúprico _____
Oxido estánico _____
Ácido nitroso _____
Yoduro plumboso _____
Sulfato mangánico _____
Cianuro ferroso _____
Tiocianato crómico _____
Fosfito níqueloso _____

18.- Escribe las fórmulas correctas de los compuestos siguientes:

Sulfato de sodio decahidrato _____
Carbonato de potasio e hidrógeno _____
Sulfato de potasio y hierro (III) _____

Dihidroxifluoruro de aluminio _____

Silicato de potasio y aluminio _____

19.- Escribe los nombres de los compuestos siguientes:

$K_3[Co(NO_2)_6]$ _____

$[Al(H_2O)_6]Cl_3$ _____

$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ _____

$Na_3[FeF_6]$ _____

$Ca[Cd(CN)_4]$ _____

20.- Escribe las fórmulas de los compuestos siguientes:

Agua _____

Amoniaco _____

Fosfina _____

Hidracina _____

Borano _____

Silano _____

21.- Escribe el nombre de los ácidos siguientes:

HF _____

HI _____

H_3N _____

H_2S _____

H_2SO_4 _____

H_2SO_3 _____

H_3PO_4 _____

H_3PO_3 _____

HNCO _____

$HClO_4$ _____

HIO _____

$HBrO_3$ _____

$HClO_2$ _____

HNO_3 _____

HNO_2 _____

22.- Escribe la fórmula de los compuestos binarios siguientes:

Fluoruro de potasio _____

Oxido de vanadio (V) _____

Sulfuro de cobre (II)	_____
Yoduro de sodio	_____
Cloruro de hierro (III)	_____
Hidruro de calcio	_____
Oxido de níquel (II)	_____
Bromuro de cobalto (III)	_____
Nitruro de sodio	_____
Oxido de oro (III)	_____

23.- Escribe el nombre de los compuestos siguientes:

Na_2SO_4	_____
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	_____
OsO_4	_____
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	_____
UF_6	_____
KHCO_3	_____
AlCl_3	_____
$\text{Mg}(\text{PO}_4)_2$	_____
BaO	_____
SnS	_____

24.- Escribe la fórmula de las sales siguientes:

Fosfato de sodio y dihidrógeno	_____
Dihidroxicarbonato de plomo (IV)	_____
Fosfato de amonio y magnesio hexahidrato	_____
Pirofosfato de zinc	_____
Dicromato de rubidio y litio	_____
Trióxido de hierro (II) y titanio	_____

25.- Escribe el nombre de los compuestos de coordinación siguientes:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
$\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]$

➤ PRÁCTICA No. 10

➤ ESTEQUIOMETRIA

INTRODUCCION

Una pregunta básica que se plantea en el laboratorio y en la industria química es: "¿qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades específicas de las materias primas (reactivos)?" O bien, en algunos casos la pregunta se plantea de manera inversa: "¿qué cantidad de materia prima se debe utilizar para obtener una cantidad específica de producto?". Estos cuestionamientos se atienden al aplicar la estequiometria, esta se define como la relación cuantitativa entre especies químicas reactivas. Una ecuación química balanceada indica las proporciones de combinación o estequiometria en moles de las sustancias reactivas y sus productos. Para realizar los cálculos estequiométricos se recomienda atender los siguientes 3 pasos:

Transformar la masa conocida en gramos de una sustancia en el número de moles correspondiente,

Obtener las relaciones molares entre las sustancias involucradas en el problema, puede ser reactivo-reactivo para identificar al reactivo limitante, para generar el producto y así calcular el rendimiento teórico.

Reconvertir los datos obtenidos en moles en las unidades métricas que precisa la respuesta y verifique que el resultado obtenido sea razonable en términos físicos.

Independientemente de que las unidades utilizadas para los reactivos (o productos) sean moles, gramos, litros u otras unidades, para calcular el rendimiento teórico (cantidad de producto formado) en una ecuación se utilizan moles. Este método se denomina método del mol, que significa que los coeficientes estequiométricos en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia.

Cuando un químico efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en cantidades estequiométricas exactas. Como consecuencia, algunos reactivos se consumen mientras que parte de otros se recuperan al

finalizar la reacción. El reactivo que se consume primero en la reacción y que por tanto detiene el proceso, se denomina reactivo limitante, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente. La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de la reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendría si reaccionara todo el reactivo limitante. Por tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación química balanceada. En la práctica, el rendimiento real, o bien, la cantidad de producto que se obtiene en una reacción siempre es menor que el rendimiento teórico.

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, los químicos utilizan el término rendimiento porcentual, que describe la proporción de rendimiento real con respecto al rendimiento teórico.

DURACION: de 2.5 a 3 horas, dependiendo del numero de equipos

COMPETENCIA

Aplicar los conceptos relacionados con la estequiometria en el análisis de las reacciones químicas para la identificación del reactivo limitante, además de calcular el rendimiento teórico, rendimiento real y rendimiento porcentual en una reacción química.

METODOLOGIA

A. PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

- a. Paso 1.- En la balanza granataria pesar 5.0 g de NaHCO_3 y colocarlos en un vaso de precipitados de 100 ml
- b. Paso 2.- Agregar cuidadosamente, gota a gota, depositándolo por la pared del vaso de pp 20 ml de HCL 1.0 M
- c. Paso 3.- Dejar reaccionar, observando con atención lo que sucede. Paso 4.- Escriba la ecuación balanceada
- d. Paso 5.- Identificar a qué tipo de reacción corresponde Paso 6.- Identificar al reactivo limitante
- e. Paso 7.- Calcular el rendimiento teórico de cada uno de los productos

B. CÁLCULOS Y REPORTE DE RESULTADOS

C. CONCLUSIONES.

➤ PRÁCTICA No. 11

➤ **PREPARACIÓN Y VALORACION DE UNA SOLUCIONES**

INTRODUCCION

Muchas reacciones químicas y prácticamente todos los procesos biológicos se llevan a cabo en un medio acuoso, por lo que en todas las disciplinas de ciencias es muy importante contar con la información sobre cómo preparar las disoluciones acuosas y la estequiometría de estas. Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El soluto es la sustancia presente en menor cantidad, y el disolvente es la sustancia que está en mayor cantidad. En las disoluciones acuosas, el soluto es un líquido o un sólido y el disolvente es el agua. Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: Electrolitos y no- electrolitos, dependiendo si al disolverse en agua conducen la corriente eléctrica o no, respectivamente. Dentro de la categoría de los electrolitos se tienen además a los electrolitos débiles y a los electrolitos fuertes, esta clasificación va ligada a la cantidad de iones disociados en la disolución y por tanto en la intensidad de la corriente eléctrica. El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su concentración, es decir, la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolución. Los químicos utilizan varias unidades de concentración diferentes; cada una de ellas tiene ciertas ventajas, así como algunas limitaciones. Las seis unidades de concentración más comunes son: Porcentaje en masa, fracción molar, normalidad, molaridad, molalidad, formalidad y partes por millón

DURACION: de 2.5 a 3 horas, dependiendo del numero de equipos

COMPETENCIA

Conocer las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones acuosas y aplicar los conceptos y ecuaciones correspondientes para calcular la cantidad de soluto y disolvente necesarios para preparar una concentración porcentual y/o en partes por millón, así como en concentración química de normalidad, requeridas para realizar una determinada reacción química

METODOLOGIA

PARTE I: PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE CLORURO DE SODIO AL 20% (P/V)

Paso 1.- Efectúe los cálculos correspondientes para determinar que masa de NaOH debe disolver en cantidad suficiente de agua destilada para preparar 100 ml de una disolución al 2% (p/v).

Paso 2.- Pese la cantidad de NaOH que requiere, según sus cálculos en el paso 1

Paso 3.- Deposite cuidadosamente en el matraz volumétrico la muestra de NaOH

Paso 4. Agregue cuidadosamente aproximadamente 50 ml de agua destilada al matraz volumétrico que contiene la muestra de NaOH

Paso 5.- Tape el matraz volumétrico y agite cuidadosamente para que se disuelva el soluto en el disolvente

Paso 6.- Verifique que se ha disuelto el soluto, si es necesario agregue un poco más de agua destilada

Paso 7. Si ya se disolvió completamente el soluto, agregue cuidadosamente agua destilada con la piseta hasta la marca del aforo.

Paso 8.- Tape el matraz volumétrico y agite suavemente

Paso 9.- Deposite la disolución resultante en el frasco donde lo almacenará, previamente etiquetado con el nombre de la sustancia y la concentración correspondiente.

PARTE II. PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE VINAGRE AL 0.3 M.

Paso 1.- Efectúe los cálculos correspondientes para determinar que volumen vinagre debe disolver en cantidad suficiente de agua

destilada para preparar 100 ml de una disolución al 0.3 M.

Paso 2.- Mida el volumen de vinagre que requiere, según sus cálculos en el paso 1.

Paso 3.- Deposite cuidadosamente en el matraz volumétrico la muestra vinagre

Paso 4. Agregue cuidadosamente aproximadamente 50 ml de agua destilada al matraz volumétrico que contiene la muestra de vinagre

Paso 5.- Tape el matraz volumétrico y mezcle cuidadosamente para que se disuelva el soluto en el disolvente

Paso 6.- Agregue cuidadosamente agua destilada con la piseta hasta la marca del aforo

Paso 7.- Tape el matraz volumétrico y agite suavemente

Paso 8.- Deposite la disolución resultante en el frasco donde lo almacenará, previamente etiquetado con el nombre de la sustancia y la concentración correspondiente.

A) CÁLCULOS Y RESULTADOS

D) CONCLUSIONES:

➤ PRÁCTICA No. 12

➤ **pH y Valoración Acido Base (neutralización)**

INTRODUCCION

Los ácidos y bases son los dos tipos de sustancias más comunes en el laboratorio y en el mundo cotidiano. A finales del siglo XIX, Arrhenius formuló la primera definición: ÁCIDO: Toda sustancia capaz de ceder protones (H^+). BASE: Toda sustancia capaz de ceder oxhidrilos (OH^-). En 1923 Brønsted-Lowry, propusieron una definición más amplia: ÁCIDO: Toda sustancia capaz de ceder protones (H^+). BASE: Toda sustancia capaz de aceptar protones (H^+). Considerando que el agua, H_2O es el solvente por excelencia y puede actuar como aceptor o dador de H^+ . Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la $[H^+]$, pero suelen ser cantidades muy pequeñas y poco cómodas de manejar, una medida más práctica, es la basada en la definición de pH del químico Danés Soren Sorensen en 1909, cuando realizaba un trabajo para el control de calidad de la elaboración de la cerveza y es usada actualmente en todos los ámbitos de la ciencia, medicina e ingeniería.

Se establece una escala de acidez o escala de pH, en base al producto iónico del H_2O a $25\text{ }^\circ\text{C}$, ($K_w = 1 \times 10^{-14}$), que varía en el intervalo 0 y 14. Soluciones ácidas tienen más H^+ , por ello $pH < 7$. Las soluciones básicas tienen más OH^- , el $pH > 7$ y en las soluciones neutras $[H^+] = [OH^-]$, $pH = 7$

MEDICIÓN DEL pH EN EL LABORATORIO.

La forma más rápida, económica y sencilla es utilizar un indicador ácido- base: sustancia colorida que en un valor de pH determinado cambia súbitamente de color. Es una sustancia ácida o básica, que presenta diferente estructura electrónica dándole un color característico. Existen muchas sustancias que pueden ser usadas como indicadores ácido- base y todas tienen un valor particular de pH en el que cambian de color o viran. El indicador universal, es una mezcla de sustancias colorantes que viran de color en diferentes valores de pH y es el mismo en el que están impregnadas las tiras de papel de pH. Cambia de color con acidez creciente desde el violeta, pasando por el verde (Neutra), el amarillo hasta el rojo. Las mediciones son sencillas y rápidas,

pero con baja precisión, normalmente ± 1 y cambia de color según la siguiente escala: pH < 4 5 6 7 8 9 > 10 Color Rojo naranja amarillo verde azul índigo violeta.

El pH- metro: aparato empleado para mediciones de pH más precisas. Consta de dos electrodos conectados a un voltímetro. Uno de los electrodos (de referencia) tiene un valor de potencial constante, mientras que en el otro el potencial varía en proporción directa a la $[H_3O^+]$.

REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN La reacción mediante la cual una base neutraliza las propiedades de un ácido recibe el nombre de neutralización porque en ella se neutralizan propiedades características del ácido y de la base y se ajusta, en términos generales, a una ecuación química del tipo: ácido + base \rightarrow sal + agua. Si el ácido y la base considerados son fuertes, en disolución acuosa están completamente ionizados, la ecuación iónica de esta reacción es: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Por lo tanto, el cambio químico que se produce en una reacción de este tipo es la formación de agua a expensas de los iones H^+ y OH^- .

VALORACIÓN O TITULACIÓN. El procedimiento experimental para determinar la concentración de una solución cuando un volumen conocido de ésta, reacciona con un volumen de otro reactivo de concentración conocida se denomina valoración. El NaOH es una sustancia que prácticamente es imposible de obtener en estado puro. Si al utilizarla como reactivo en el laboratorio se necesita conocer con exactitud su concentración, es necesario valorar dicha solución, es decir, determinar la cantidad de moles de soluto que hay en un volumen determinado: su molaridad. La solución de NaOH se conoce como analito o muestra de concentración desconocida. Para ello se coloca en un recipiente adecuado un volumen exactamente conocido V_b , de la solución cuyo M_b se quiere determinar y se le añade con precaución una solución de ácido de concentración conocida (titulante o valorante), mediante una bureta que nos permite conocer exactamente el volumen de ácido, V_a gastado para neutralizar la base. En el momento de la reacción en que las cantidades estequiométricas de ácido y base son idénticas se dice que se ha alcanzado el punto de equivalencia de la valoración, y la concentración desconocida de la solución se puede calcular de forma sencilla utilizando la ecuación química del proceso que tiene lugar. Generalmente se utiliza un indicador ácido-base para detectar el punto de equivalencia o punto final.

Repasar los conceptos básicos de ácidos y bases débiles y fuertes, y manejo de la escala de pH.

DURACION: 3 horas

COMPETENCIA

Observar y clasificar sustancias de uso cotidiano como ácidos y bases, comprender la distribución universal e importancia de ácidos y bases, valorar el contenido de ácido acético en el vinagre

MATERIALES

tubos de ensayo	pipetas de 2, 5 y 10 mL
piseta	gradilla
pH- metro	indicador universal
Probeta 50 mL	buretas de 25 mL,
Erlenmeyers de 250 mL	propipeta
Doble soporte Fisher	embudo
Vaso de precipitado de 100 ML	soporte universal

REACTIVOS

NaOH 0,1 M (valorada)
Vinagre blanco
Solución alcohólica de fenolftaleína al 1 % (Indicador).
Sustancias de prueba: Detergente, jugo de limón, lavanda, vinagre, shampoo, sal de mesa (NaCl), soda de lima-limón

METODOLOGIA

CLASIFICACIÓN DE PRODUCTOS CASEROS COMO ÁCIDOS Y BASES

1. Colocar en tubos de ensayo 10 mL de las soluciones de sustancias de prueba, identificarlos

2. Medir el pH con el indicador universal y con pH- metro
3. Completar el cuadro del informe clasificándolas como ácidos o bases.

B. VALORACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO (CH_3COOH) EN VINAGRE

1. Enjuagar la bureta con agua destilada, probar que no tenga pérdidas por la llave.
2. Enjuagar con unos ml de la solución de NaOH (Titulante)
3. Llenar la bureta con la solución. Para eliminar las burbujas en la punta de la bureta dejar correr la solución hasta la desaparición de las burbujas
4. Completar con solución titulante por encima del cero y luego aforar teniendo en cuenta hacerlo con la graduación a la altura de los ojos y que el menisco quede justo sobre la marca del cero.
5. Colocar en un pie universal el doble soporte Fisher y fijar la bureta a él.
6. Medir con pipeta 2 ml de vinagre y colocarlos en un erlenmeyer de 250 ml
7. Agregar 50 ml de agua destilada (es para aumentar el volumen de líquido y percibir así mejor el cambio de color) y 2 ó 3 gotas de fenoftaleína.
8. Colocar un papel blanco debajo del erlenmeyer para poder observar el cambio de color del indicador con más nitidez.
9. Comenzar a agregar gota a gota la solución de NaOH, manipulando con la mano izquierda la llave de la bureta, y con la mano derecha sostener el cuello del erlenmeyer agitando continuamente
10. Cuando la solución tome color rosado persistente por 30 segundos, detener el goteo, cerrando la llave de la bureta.
11. Leer el volumen de solución de NaOH gastado, en la escala de la bureta. Repetir la operación hasta que los volúmenes gastados en dos experiencias difieran como máximo en 0,5 mL.
12. Realice el reporte de practica y enriquezca con información de algún libro

➤ **PRÁCTICA No. 13**

Identificación de metales a la Flama

INTRODUCCION

Los metales son elementos cuyos átomos por lo general contienen uno o dos electrones en su configuración electrónica externa (capa de valencia). Al reaccionar tienden a formar compuestos iónicos (sales) por transferencia de electrones. Son muy activos debido a su facilidad para ceder electrones y emiten luz al excitarse, produciendo llamas de diferentes colores. Esta propiedad se utiliza para identificarlos

DURACION: de 2.5 a 3 horas, dependiendo del numero de equipos

COMPETENCIA

El alumno someterá diferentes sales a la prueba de la flama y conocerá características de algunos metales

MATERIALES Y EQUIPO

1 mechero bunsen

1 alambre de platino o nicromio.

7 vidrios de reloj

1 capsula de porcelana

Sales de metales (nitratos o cloruros) de sodio, potasio, calcio, bario, litio, cobre, estroncio.

Ácido clorhídrico (HCl)

METODOLOGIA

1. Se limpia el alambre de platino humedeciéndolo en ácido clorhídrico, debe de estar en la capsula de porcelana, y se introduce en la flama del mechero.
2. Si en la flama se observa alguna coloración, se humedece en el HCl y se calienta varias veces el alambre hasta que ya no se coloree la flama.
3. Cuando el alambre esté limpio, se humedece en HCl y se toca la primera sustancia colocada en los vidrios de reloj. Se introduce el alambre en la flama y se anota la coloración que presenta la flama.

5. Se limpia nuevamente el alambre y se repite el experimento anterior con cada una de las sustancias restantes.

PRECAUCION: No introducir el alambre al rojo vivo en el HCl y no recibir los vapores que se desprenden, ya que son extremadamente dañinos para las vías respiratorias

Anote en el cuadro de observaciones los siguientes datos:

NOMBRE DE SUBSTANCIA	FORMULA	COLOR DE FLAMA	METAL PRODUCIDO

APENDICES

APÉNDICE 1

EJERCICIOS DE CONVERSIONES UTILIZADAS EN QUIMICA GENERAL

1.- En un laboratorio experimental se midieron los siguientes pesos: 2 kg, 550 gramos, 650mg, y .005 mg. ¿Cuál es el peso total en gramos?

2.- Si suponemos que la población mundial es de 100 000 000 000 de habitantes y la población en México es de 113 mil millones. ¿Exprese las cantidades en forma exponencial y diga cuál es el porcentaje a nivel mundial de los habitantes de México?

3.-Si tenemos tres cajas de petri con bacilos de estreptococo y las cuentas son: 3.4×10^5 , 5.8×10^6 y 3.6×10^7 . ¿Cuántos estreptococos tenemos en total?

4.-Si decimos que la temperatura ambiente es de 28 grados centígrados (C), cuantos grados Farenheit (F) y grados Kelvin, tendremos?

5.-Si un cubo de hierro mide 3 cm de cada lado y tiene una masa de 65 gramos,. ¿Calcule su densidad en kg/cm cubico?

6.-Calcule el volumen en litros que ocupan 900 gramos de benceno a 20 °C y presenta una densidad de 0.98 gr/ ml?

7.-Para un experimento se requiere un volumen de 839 ml de bromo con una densidad de 3.12 gr/ml a 20 grados centígrados, ¿A que peso de bromo equivale ese volumen a la misma temperatura?

APÉNDICE 2

EJERCICIOS Y DETERMINACIÓN DE CONCENTRACIONES QUÍMICAS DE LAS SIGUIENTES

SOLUCIONES:

1.- Explique cuál es la diferencia entre:

- a) Una solución y una sustancia pura
- b) soluto y disolvente
- c) solubilidad y velocidad de reacción química
- d) solución saturada y solución insaturada
- e) Partes por millón y porcentaje referido a la masa en una solución

2.- Clasifique las siguientes soluciones de acuerdo con los estados de la materia:

- a) Alcohol (etanol) en agua.....
- b) Ploma en tungsteno.....
- c) Dióxido de azufre en agua.....
- d) Óxido nitroso en dióxido de carbono.....
- e) Glucosa en sangre.....
- f) Oro en cobre.....

3.-Calcule el porcentaje de soluto en las siguientes soluciones acuosas:

- a) 8.5 gr carbonato de potasio en 100 ml de agua.
- b) 3.88 gr de cloruro de calcio en 78.50 gr de agua (la densidad del a gua a 20 C es de 1gr/ml)

4.- Con los datos del problema tres, convierta a partes por millón la concentración de las soluciones.

5.-Calcule los gramos de agua que deben añadirse para preparar:

- a) 16 gr de azúcar para preparar una solución al 23 por ciento.
- b) 4 gr de yoduro de potasio para preparar una solución al 2 por ciento

6.- Calcule la molaridad de 22 gr de bromuro de sodio que se disuelven en 800 ml de agua

7.-Calcule la cantidad en gramos de soluto que se requieren para preparar una solución de cloruro de calcio 0.42 M

8.-Calcule la normalidad de una solución que se prepara con 2.5 gr de hidróxido de bario y 500ml de agua?

9.- Calcule la cantidad de mililitros de solución acuosa que se requieren para preparar una solución 4 N de ácido clorhídrico, sabiendo que se utilizaron 62 gr de dicho ácido en la solución

10.- Calcule la molaridad de una solución que se prepara con 2.4 gramos de azúcar en 800 gr de agua?

11.- Determine la cantidad de gramos que deben utilizarse para preparar 400 ml de una solución

0.5 M de etilenglicol ($C_2H_6O_2$)?

12.- Determine la formalidad de una solución que contiene 25 ml de ácido sulfúrico en 500 ml de agua?

APÉNDICE 3

EJERCICIOS DE NOMENCLATURA DE AUTOEVALUACION

1.-Une cada fórmula de los siguientes óxidos con su respectivo nombre y especifica el tipo de nomenclatura que se está utilizando:

	ÓXIDOS
Óxido de cesio	Au_2O
Óxido de estaño IV	Al_2O_3
Pentaóxido de dicloro	SnO_2
Óxido de fósforo	PbO_2
Dióxido de plomo	P_2O_3
Monóxido de azufre	Cl_2O_5
Trióxido de dialuminio	CO_2
Óxido de calcio	SO
Óxido de oro (I)	CaO
Dióxido de carbono	CsO_2

SALES BINARIAS

2.-Escribe la formula a partir del nombre de los siguientes

compuestos:Sulfuro de magnesio

Cloruro de sodio

Yoduro de hierro (III)

Bromuro de calcio

Selenuro de zinc

Sulfuro de sodio

Cloruro de plomo (IV)

Fluoruro de platino

(II) Nitruro de potasio

Sulfuro de oro (II)

OXISALES

3.- A partir de la formula escriba los nombres tradicionales y Stocks de las siguiente

oxisales $MgCrO_4$

$Ca_3(PO_4)_2$

K_2CO_3

$Al(NO_2)_3$

Na_2SO_4

NaHCO₃

Fe(ClO₃)₂

Hg₃(PO₃)

2KMnO₄

LiBrO₄

HIDRÁCIDOS

4.- Escribe el nombre a partir de las siguientes fórmulas de

hidrácidos: HBr

HF

HCl

HI

H₂S

H₃P

OXIÁCIDOS

5.- Escribe la fórmula a partir del nombre de los siguientes

oxiácidos: Ácido nítrico

Ácido sulfúrico

Ácido fosfórico

Ácido cloroso

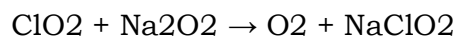
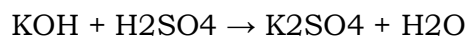
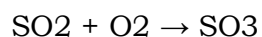
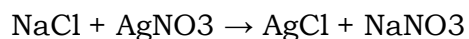
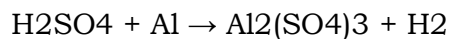
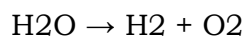
Ácido carbónico

Ácido Perclórico

Ácido hipobromos

APENDICE 4

1.- Menciona, que tipo de reacción se presenta en las siguientes reacciones químicas y balancealas mismas:



2.- Escribe las formulas y ajusta, por tanteo, las siguientes reacciones:

a) Óxido de hierro (III) + carbono \rightarrow Monóxido de carbono + hierro.

b) Al quemar propano en presencia de oxígeno se obtiene dióxido de carbono y agua.

c) El dicromato de amonio se descompone térmicamente para dar óxido de cromo (III) + nitrógeno + agua.

d) Amoniaco + monóxido de nitrógeno \rightarrow nitrógeno + vapor de agua.

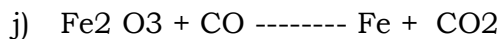
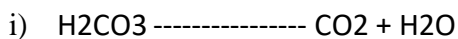
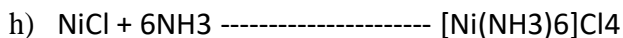
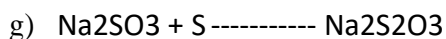
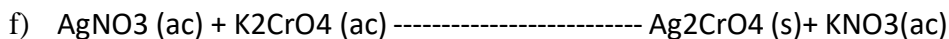
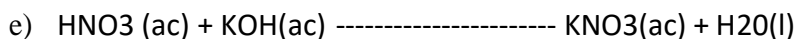
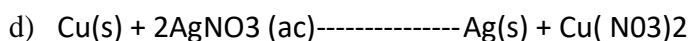
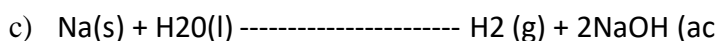
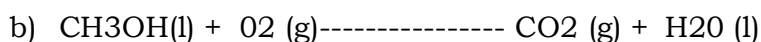
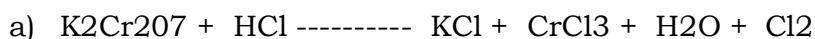
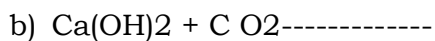
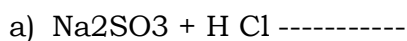
e) Cinc + cloruro de plata \rightarrow cloruro de cinc + plata

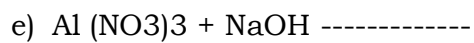
f) Hidróxido de sodio + ácido sulfúrico \rightarrow sulfato de sodio + agua

APÉNDICE 5

EQUILIBRIO DE REACCIONES QUIMICAS

Nombre.....Fecha.....

1.-Equilibre las siguientes reacciones e indique el tipo de reacción:**2.- Escriba el producto o los productos de las siguientes reacciones y equilibre la reacción química:**



3.- En el ejercicio anterior marque el número de oxidación (valencia) con el que están interactuando los iones.

APENDICE 6

PROBLEMAS DE ESTEQUEOMETRIA

1.-¿Qué cantidad de gas cloro se obtiene al tratar 80 g de dióxido de manganeso con exceso de HCl según la siguiente reacción?



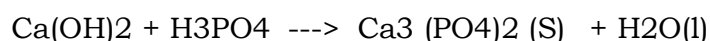
2.-La sosa cáustica, NaOH, se prepara comercialmente mediante reacción del Na_2CO_3 con calapagada, Ca(OH)_2 . ¿Cuántos gramos de NaOH pueden obtenerse tratando un kilogramo de Na_2CO_3 con Ca(OH)_2 ?

3.- Cuando se calienta dióxido de silicio mezclado con carbono, se forma carburo de silicio (SiC) y monóxido de carbono. ¿Cuál es la ecuación de la reacción?

Si se mezclan 250 g de dióxido de silicio con exceso de carbono, ¿cuántos gramos de SiC se formarán si la reacción tiene un rendimiento del 90%?, ¿Cuál es el reactivo limitante?

4.- Se tratan 6,9 g de ácido sulfúrico con cinc. En la reacción se obtiene sulfato de cinc e hidrógeno. Formula y ajusta la reacción que tiene lugar y calcula la cantidad de hidrógeno desprendido?

5.-De acuerdo con la siguiente ecuación:



- ¿Cuántos gramos de H_3PO_4 (ácido fosfórico) reaccionan con 9.70 mol de Ca(OH)_2 ?
- ¿Cuántos mol de agua se producen si se obtienen 600 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosfato de calcio)?
- ¿Cuántos gramos de H_3PO_4 (ácido fosfórico) son necesarios para producir 275 g de agua?

6.-Que cantidad de gramos de oxígeno se requieren para consumir en un automóvil, 5 litros de gasolina (C_8H_{18}), hasta dióxido de carbono y agua. La densidad del octano es de 0.825 gr/ml.

7.-Una muestra de 29 gr de zinc, se deja reaccionar con 78 gr de ácido sulfúrico, cuántos gramos de hidrógeno se producen? ¿Cuál es el reactivo limitante?, ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

LITERATURA

Brown, Lemay, & Bursten,(2002). **Química La ciencia Central**. Novena Edición. PrenticeHall.

Brown, T. (2004). *Química: La Ciencia Central*. México: Prentice Hall.

Raymond Chang, (2010). **Química**. Séptima Edición. Mc. Graw Hill.

Steinbeg K. (2000). *Prácticas de Química General*. Editorial MIR, Moscú.

Skoog, West, Holler y Crouch, (2004). **Fundamentos de Química Analítica**. Octava edición. Buenos Aires Argentina.

Vogel, A. (2000). *Textbook of Practical Chemistry*. Editorial Longmans, London

.