



UNIVERSIDAD VERACRUZANA
FACULTAD DE QUÍMICA FARMACÉUTICA
BIOLÓGICA



MANUAL DE PRÁCTICAS
LABORATORIO DE QUÍMICA
INORGÁNICA
(Manual para el docente)
Plan 2012

Realizadores:

Dra. Maribel Vázquez Hernández

Dr. Omar David Muñoz Muñoz

MC. Vicente Velásquez Melgarejo

El presente manual fue desarrollado de acuerdo con el contenido de la experiencia educativa Química Inorgánica (teoría y laboratorio) del programa educativo Químico Farmacéutico Biólogo **plan 2012**, de la Universidad Veracruzana.

Índice

Información general	4
Residuos peligrosos químicos (RPQ)	8
Práctica 1. Aplicación de las normas de seguridad en el manejo de reactivos químicos	13
Práctica 2. Material y equipos de medición en el laboratorio	17
Práctica 3. Cálculos matemáticos en el laboratorio	31
Práctica 4. Operaciones fundamentales: filtración, sublimación, decantación y evaporación	37
Práctica 5. Propiedades derivadas del enlace químico	42
Práctica 6. Preparación de soluciones porcentuales y molares	49
Práctica 7. Reacciones químicas	55
Práctica 8. Reacciones óxido-reducción	60
Práctica 9. Equilibrio químico	67
Práctica 10. Catálisis	73
Práctica 11. Compuestos de coordinación	78
Anexo 1. Hojas de seguridad de los reactivos empleados en este manual	82
Anexo 2. Programa de la EE Química Inorgánica (Laboratorio)	102

Información general

El trabajo en el laboratorio requiere la implementación y cumplimiento de una serie de normas de seguridad que ayudan a prevenir posibles accidentes debido al desconocimiento de lo que se está haciendo o a una posible negligencia de estudiantes que estén trabajando en el laboratorio. Por lo que se requiere seguir las siguientes normas generales de comportamiento al acceder a este espacio:

1. Portar correctamente los implementos de protección (gafas, guantes, bata de algodón manga larga, zapato cerrado). Se debe hacer uso de pantalón largo, zapatos cerrados, no usar gorras, ni dispositivos electrónicos (como audífonos y celulares) que distraigan su atención. En caso de cabello largo se debe sujetar durante el desarrollo de las prácticas y evitar el uso de accesorio de joyería grandes que podrían dar lugar a accidentes.
2. En el laboratorio se prohíbe ingresar comida y bebidas, además de No fumar.
3. Antes de manipular un reactivo químico observar la etiqueta y consultar las fichas de seguridad, para estar consciente de la peligrosidad de la sustancia que empleará en su trabajo.
4. El manejo de material de vidrio debe hacerse con cuidado para evitar accidentes.
5. Evitar cualquier perturbación, vibraciones o golpes que conduzcan a errores en mediciones con los dispositivos usados en el laboratorio, recuerde que la mayoría de los instrumentos presentes en los laboratorios son de precisión, sensibles y requieren de un trato especial.

Reportes de laboratorio:

Con la elaboración del reporte se busca preparar al estudiante para que en el ejercicio de su carrera profesional pueda presentar informes de actividades, elaborar propuestas, reportar y analizar resultados confiables.

Contenido del reporte:

1. Nombre de la práctica.

2. Introducción.

En él se indica la finalidad de la práctica, se presenta de forma general un resumen de la teoría que se pretende corroborar con una descripción de la terminología usada en la práctica.

3. Antecedentes.

Esta sección contiene toda la información necesaria para comprender el tema que se está revisando en la práctica.

4. Objetivos.

5. Parte experimental.

Corresponde a lo que realmente se hizo en el laboratorio, evitando que sea una copia textual de la guía de laboratorio, las observaciones deben ser escritas de manera concisa, pero claras y redactadas de forma impersonal.

6. Cálculos y resultados.

En esta parte se muestra las ecuaciones químicas, se describe lo observado en la práctica. Se pueden reportar en forma de gráficos o tablas.

7. Discusión de resultados.

Se presentan los argumentos teóricos comparados con los resultados experimentales obtenidos, se analizan las diferencias de los datos teóricos con los experimentales, indicando las posibles causas.

8. Conclusiones.

Se expresan en forma resumida los resultados del análisis efectuado, derivado del trabajo experimental y de las interrogantes planteadas.

9. Bibliografía.

Se enlista el material bibliográfico consultado para la realización del reporte. A continuación, se muestran algunos ejemplos de cómo se debe reportar la bibliografía dependiendo de las fuentes más comunes.

- Libros

Autor o editor, (año de publicación), título, (edición), lugar de publicación, casa editora.

Páginas consultadas.

Ejemplo:

Chang, R. (2010). Química, 10ª edición, México, D. F. Mc Graw Hill. Pp. 210-226.

- Revistas

Autores, (fecha de publicación). Título del artículo. Título de la revista, número del volumen y del ejemplar, número de las páginas del artículo.

Ejemplo:

Aguilar y Pineda (2009). Cáñamo: Una alternativa textil ecológica. Revista de Química Textil, No. 195, noviembre-diciembre 2009, 334-337.

- Medios electrónicos

Autor, (fecha de publicación), título, identificación de la referencia para acceder a la información (URLo DOI), URL (UniformResourceLocator). Dirección de internet

Ejemplo:

<http://www.cmpr.edu/biblioteca/docs/resena.pdf>

<http://library.nmu.edu/guides/userguides/styleapa.html>

10. Medidas de seguridad.

Incluir la información de seguridad de reactivos manejados en la práctica.

11. Disposición de reactivos.

Indicar las medidas tomadas para la disposición de los desechos generados en la práctica.

Mecanismo evaluación:

La evaluación se llevará a cabo como se muestra a continuación:

Evidencia de desempeño	Criterio de desempeño	Porcentaje (%)
Asistencia	Presentarse al laboratorio con el material de seguridad para trabajar.	0
Participación	Participar activamente en las actividades del laboratorio.	15
Bitácora	Registra cálculos, observaciones y la entrega en tiempo y forma con limpieza, identificación visible limpieza y orden.	30
Reporte	Entregar todas las prácticas en tiempo y forma, bajo el formato establecido con limpieza y orden.	25
Examen	Responde acertadamente	30
	Total	100

RESIDUOS PELIGROSOS QUÍMICOS (RPQ)

La ley general del equilibrio ecológico y la protección al medio ambiente Artículo XXXII, residuos peligrosos a los elementos, sustancias, compuestos, Residuos o mezclas de ellos que, independientemente de su estado físico, Representen un riesgo para el ambiente, la salud o los recursos naturales, Por sus características corrosivas, reactivas, explosivas, tóxicas, inflamables o biológico infecciosas.

Disposición general de residuos:

La norma oficial mexicana NOM 052 SEMARNAT 2005 establece las características, el procedimiento de identificación, clasificación y los listados de los residuos peligrosos.

La caracterización de los RPQ, ha permitido definir como:

- Constituyentes tóxicos ambientales
- Agudos
- Crónicos

Aquellas sustancias químicas capaces de producir efectos adversos a la salud o al ambiente.

Códigos de peligrosidad de los residuos

NOM-052-SEMARNAT-1993

Características	Código
Corrosividad	C
Reactividad	R
Explosividad	E
Toxicidad	T
Ambiental	Te
Aguda	Th
Crónica	Tt
Inflamabilidad	I
Biológico-infeccioso	B

Fuente: Semarnat (2005:8)

Normas Mexicanas de peligrosidad de los residuos

NOM-053-SEMARNAT-1993, establece el procedimiento para llevar a cabo la prueba de extracción para determinar los constituyentes que hacen a un residuo peligroso por su toxicidad al ambiente.

NOM-054-SEMARNAT-1993, establece el procedimiento para determinar la incompatibilidad entre dos o más residuos considerados como peligrosos.

La incompatibilidad la define la norma como reacciones violentas y negativas para el equilibrio ecológico y el ambiente, que se producen con motivo de la mezcla de dos o más residuos peligrosos.

RESIDUOS PELIGROSOS QUÍMICOS

Consideraciones generales:

- Cada departamento o área de trabajo designará a un responsable de residuos, para efectos de control y enlace con las autoridades.
- Cada departamento deberá tener las hojas de seguridad de cada uno de los reactivos utilizados en el mismo.
- El generador de los residuos es quien tiene la máxima responsabilidad sobre ellos, no el responsable del área
- Todo generador debe conocer el Reglamento, no sólo el responsable de residuos.
- La administración, dará a conocer a la comunidad de esta Facultad, el calendario de acopio de residuos, el cual deberá ser al menos de seis (6) fechas, dos de las cuales deberán ser antes de los periodos vacacionales largos verano y fin de año.

RESIDUOS PELIGROSOS DEFINICIONES

Corrosivo, cuando una muestra representativa presenta cualquiera de las siguientes propiedades

Líquido acuoso, presenta un pH menor o igual a 2.0 o mayor o igual a 12.5 de conformidad con el procedimiento que establece la Norma vigente correspondiente.

Sólido, que cuando se mezcla con agua destilada presenta un pH menor o igual a 2.0 o mayor o igual a 12.5 según el procedimiento que se establece en la Norma vigente correspondiente.

Líquido no acuoso, capaz de corroer el acero al carbón, tipo SAE 1020 a una velocidad de 6.35 milímetros o más por cada año a una temperatura de 55 °C, según el procedimiento que se establece en la Norma vigente correspondiente.

Reactivo, cuando una muestra representativa presenta cualquiera de las siguientes propiedades:

Líquido o sólido que después de ponerse en contacto con el aire se inflama en un tiempo menor a cinco minutos sin que exista una fuente externa de ignición, según el procedimiento que se establece en la Norma vigente correspondiente

Cuando se pone en contacto con agua reacciona espontáneamente y genera gases inflamables en una cantidad mayor de 1 Lt x Kg del residuo por hora, según el procedimiento que se establece en la Norma vigente correspondiente

Residuo que en contacto con el aire y sin una fuente de energía suplementaria genera calor, según el procedimiento que se establece en la Norma vigente correspondiente.

Reactivo, posee en su constitución cianuros o sulfuros liberales, que cuando se expone a condiciones ácidas genera gases en cantidades mayores a 250 mg de ácido cianhídrico.

Por kg de residuo o 500 mg de ácido sulfhídrico por kg de residuo, según el procedimiento que se establece en la Norma vigente correspondiente

Explosivo, cuando es capaz de producir una reacción o descomposición detonante o explosiva solo o en presencia de una fuente de energía o si es calentado bajo confinamiento, esta característica no debe determinarse mediante análisis de laboratorio, por lo que la identificación de esta característica debe estar basada en el conocimiento del origen o composición del residuo.

Inflamable, líquido o mezcla de líquidos que contienen sólidos en solución o suspensión que tiene un punto de inflamación inferior a 60.5 °C, establece la Norma vigente, quedando excluidas soluciones acuosas que contengan un porcentaje de alcohol, en volumen, menor a 24 %.

No es líquido y es capaz de provocar fuego por fricción, absorción de humedad o cambios químicos espontáneos a 25 °C.

Gas, que a 20 °C y una presión de 101.3 kPa, arde si se encuentra en una mezcla de 13 % o menos por volumen de aire, o tiene un rango de inflamabilidad con aire de cuando menos 12 % sin importar el límite inferior de inflamabilidad.

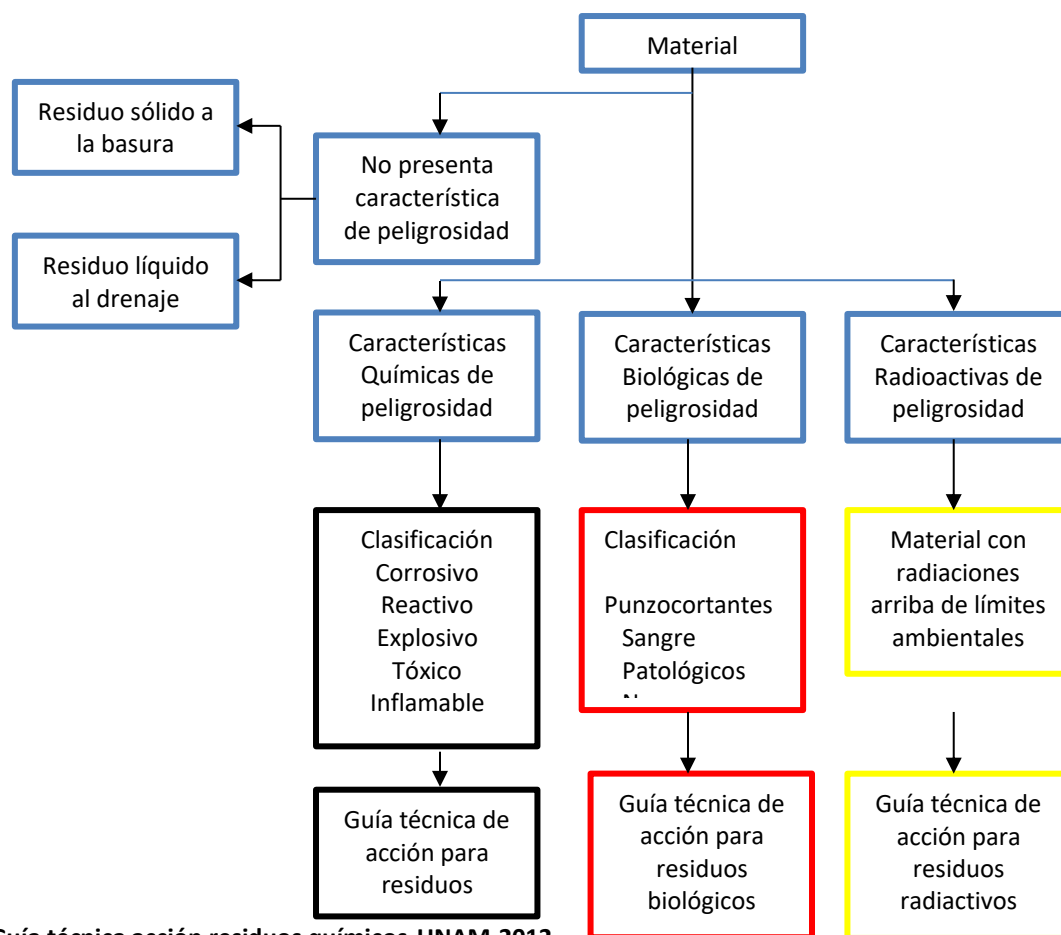
Gas oxidante, que puede causar o contribuir más que el aire, a la combustión de otro material.

MANEJO RESIDUOS LABORATORIO

El generador de un residuo es responsable de:

- Clasificar el residuo, que generó de acuerdo con su naturaleza, grado de peligrosidad según la Norma Oficial vigente correspondiente, que establece las características, el procedimiento de identificación, clasificación y los listados de residuos peligrosos.
- Si es necesario, consultar al responsable de residuos de su departamento o al personal de la dependencia.
- Cuando el residuo del análisis pueda tratarse o disponerse en el laboratorio, el generador de este debe realizar esta operación Ningún residuo podrá ser desechado si no ha sido neutralizado o tratado adecuadamente.
- Cuando el residuo no pueda ser tratado en el laboratorio, el generador debe colocar el residuo en el envase indicado e identificarlo con la etiqueta oficial.

DIAGRAMA IDENTIFICACIÓN RESIDUOS PELIGROSOS



Fuente: Guía técnica acción residuos químicos-UNAM-2012

Práctica 1

Aplicación de las normas de seguridad en el manejo de reactivos químicos

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Reconocer las normas de seguridad, las políticas de trabajo y el manejo adecuado de las sustancias tóxicas y los desechos peligrosos en un laboratorio de química inorgánica para evitar riesgos en nuestra integridad y en el entorno.
- Identificar las medidas de seguridad disponibles en el laboratorio.
- Reconocer los lineamientos a seguir para recopilar correctamente las observaciones y actividades de un experimento en una bitácora de laboratorio.

2. Introducción.

Prácticamente todos los laboratorios de química inorgánica, donde el trabajo de laboratorio es frecuente, han sido escenarios de accidentes, la mayoría de poca importancia, pero algunos pueden ser de graves consecuencias. Estos accidentes generalmente son causados por descuidos o faltas de atención en el trabajo. Un seguimiento riguroso de las precauciones que se indican a continuación permitirá prevenir la mayoría de dichos accidentes y ayudará indirectamente a los alumnos a adquirir aquellos hábitos de seguridad que les serán de inestimable valor no sólo en el laboratorio, sino en cualquier sitio donde se desarrolle como profesionalista o en la vida cotidiana.

3. Antecedentes.

Reglamento del laboratorio.

1. Usar siempre bata de algodón, manga larga, abotonada, de preferencia blanca.
2. Usar siempre dentro del laboratorio lentes de seguridad.
3. Usar guantes de nitrilo cuando se usen reactivos tóxicos, corrosivos y cuando se lave el Material.
4. No fumar, no consumir alimentos ni bebidas en el laboratorio.
5. No jugar, ni correr en el laboratorio.
6. No utilizar equipos de sonido ni celulares.
7. La salida del laboratorio debe ser autorizada por el profesor.

8. No se admitirán visitas durante la sesión de laboratorio.
9. Nunca pipetear con la boca ningún líquido, usar propipeta.
10. Realizar exclusivamente los experimentos que indique el profesor.
11. Cuando se trabaje con líquidos inflamables evitar tener mecheros encendidos cerca.
12. No verter a la tarja residuos sólidos o reactivos corrosivos.
13. Identifique recipientes de desechos ácidos, básicos, orgánicos o inorgánicos.
14. Al final de la práctica dejar limpio el material y la mesa de trabajo.

Medidas de seguridad.

1. Manipular las sustancias volátiles, inflamables y explosivas en la campana de extracción o en su defecto en un lugar ventilado.
2. Evitar encender mecheros o generar calor cerca de lugares donde se manipulen disolventes orgánicos.
3. Etiquetar los recipientes de reactivos y disolventes que se tengan en uso; aquellos que se encuentran sin identificación y se ignore el contenido, desecharlo en un lugar adecuado.
4. Rotular siempre el material con el que se está trabajando.
5. Investigar la peligrosidad de cada uno de los reactivos a utilizar en cada práctica para minimizar los riesgos.
6. En caso de tener algún accidente en el laboratorio avisar rápidamente al profesor.
7. Si trabaja con dispositivos de reflujo o destilación verifique que las piezas estén correctamente colocadas, pinzas perfectamente cerradas, para evitar pérdida de material por ruptura.
8. Cuando esté trabajando con la parrilla de calentamiento nunca trabaje con temperaturas muy altas.
9. En caso de romper algún material de vidrio no recoger los restos punzocortantes con las manos.

4. Actividad previa.

1. Buscar en la literatura los diferentes tipos de clasificación de reactivos químicos.
2. Revisar en la literatura las medidas de seguridad que deben tener los laboratorios químicos.

5. Parte experimental.

1. Realizar un recorrido general por las instalaciones para familiarizarse con el laboratorio y observar si se cuenta con la señalética y medidas de seguridad necesarias para trabajar en ese espacio.
2. Por equipos analizar y discutir, el reglamento de laboratorio y las medidas de seguridad. Criticarlas y considerar su pertinencia e importancia.

- Después de un tiempo razonable determinado de común acuerdo entre profesor y alumnos, discutir en forma grupal el reglamento y Las medidas de seguridad.
- Le serán proporcionados 10 frascos de reactivos distintos y con la información sobre la clasificación de reactivos verifique si el marbete cumple con el código de colores.
- Clasifique los reactivos en orgánicos e inorgánicos.
- Discuta los cuidados que debe tener el manejo y disposición de los reactivos proporcionados.
- Complete el siguiente cuadro:

Tipo de reactivos	Color y símbolo según la Norma	Color y símbolo en el frasco de la etiqueta	Nombre del reactivo	Cuidados que se deben de tener al manipularlos.
Inflamable				
Oxidantes				
Corrosivos				
Tóxicos				
Ningún daño a la salud				

Nota: Si es necesario modifique el cuadro para su llenado.

6. Resultados.

- Indicar los resultados de los análisis y discusiones de las Reglas de laboratorio y de Las medidas de seguridad realizadas en su equipo y en el grupo.
- Indicar si los marbetes analizados cumplen el código de colores.

7. Discusión de resultados.

- Discutir e indicar la importancia de respetar:
 - El Reglamento de Laboratorio.
 - Las medidas de seguridad.

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones indicando la importancia que tiene el hecho de conocer y respetar el reglamento de laboratorio, así como tener conocimiento de las medidas de seguridad más importantes que se tienen que observar en un laboratorio de química inorgánica.

Investigar sobre los diferentes sistemas de clasificación de reactivos, normas oficiales y disposición de desechos.

9. Bibliografía.

- Clasificación de productos químicos según la norma NFPA 704 (2005, mayo 24). En Administradora de Riesgos Profesionales Suramericana. Consultado Enero 20, 2013, en: <http://www.arpsura.com/cistema/articulos/142/>
- Gestión de Residuos Peligrosos de Laboratorio (n.d.). En Universidad de Córdoba. Consultado Enero 20, 2013, en: <http://www.uco.es/servicios/dgppa/index.php/proteccion-ambiental/gestion-de-residuos/84>
- Manual de Gestión de Residuos Peligrosos (2007). En Universidad Complutense de Madrid. Consultado enero 20, 2013, en: <http://www.ucm.es/info/ucmp/cont/descargas/documento28113.pdf>
- Pictogramas de peligrosidad. En La Ciencia. Consultado Enero 20, 2013, en: <http://www.quimicaweb.net/ciencia/paginas/laboratorio/pictogramas.html>
- Secretaria de Gobierno (2018). NORMAS MEXICANAS. Recopilado en Noviembre 17, 2019, de <http://user1794386.sites.myregisteredsite.com/id47.html>
- Secretaria de Gobierno. (2017). NORMAS OFICIALES MEXICANAS RELATIVAS A LABORATORIOS. Recopilado en Noviembre 17, 2019, de <http://fenacqc.org.mx/nom/>
- Secretaria de Gobierno (2015) NOM-018-STPS-2015. Sistema armonizado para la identificación y comunicación de peligros y riesgos por sustancias químicas peligrosas en los centros de trabajo.
<https://www.ilo.org/dyn/natlex/docs/ELECTRONIC/101271/121935/F299513823/NOM-018-STPS-2015.pdf>

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor.

11. Disposición de residuos.

En esta práctica no se generarán desechos.

Práctica 2

Material y equipos de medición en el laboratorio

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Reconocer el material de laboratorio y adquirir habilidad en su manejo.
- Clasificar estos materiales de acuerdo con las distintas categorías conocidas: Volumétrico, de calentamiento, de medición y especiales.
- Conocer el funcionamiento de las balanzas granatarias y analíticas.

2. Introducción.

Es necesario que antes de comenzar cualquier trabajo experimental, el alumno conozca el material que se utiliza. Cada uno de ellos tienen una función y su uso debe ser acorde con la tarea a realizar. La utilización inadecuada de este material da lugar a errores en las experiencias realizadas y aumenta el riesgo en el laboratorio.

3. Antecedentes.

Los materiales de laboratorio se clasifican de la siguiente forma:

• Volumétrico:

Dentro de este grupo se encuentran los materiales de vidrio calibrados a una temperatura dada, permite medir volúmenes exactos de sustancias (matraces, pipetas, buretas, probetas graduadas).

• Calentamiento o sostén:

Son aquellos que sirven para realizar mezclas o reacciones y que además pueden ser sometidos a calentamiento (vaso de precipitado, Erlenmeyer, cristizador, vidrio de reloj, balón, tubo de ensayo).

• Equipos de medición:

Es un instrumento que se usa para comparar magnitudes físicas mediante un proceso de medición. Como unidades de medida se utilizan objetos y sucesos previamente establecidos como estándares o patrones y de la medición resulta un número que es la

relación entre el objeto de estudio y la unidad de referencia. Los instrumentos de medición son el medio por el que se hace esta conversión. Ej.: balanza, pH metro, termómetro.

• **Equipos especiales:**

Equipos auxiliares para el trabajo de laboratorio. Ej.: centrífuga, estufa, baño termostático, etc.

Técnicas fundamentales de Laboratorio:

ORDEN Y USO DE LOS REACTIVOS

1. Cuando varias personas deban hacer uso de los mismos reactivos, cada uno debe ir al lugar de este con su vaso para tomar la cantidad necesaria. No llevar los reactivos a la mesa.
2. Los productos químicamente puros o para análisis, extraídos del envase en cantidades excesivas, no deben volverse a poner en el frasco original y tampoco deben ser manejados con los dedos.
3. Al sacar un líquido para pasar a otro envase cuide que los rótulos estén hacia arriba, de ese modo no se perjudican las etiquetas.

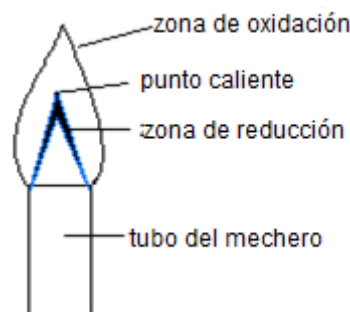
MANEJO DEL TUBO DE ENSAYO

1. No use tubos de ensayo que tengan roturas cerca del borde, el calor somete al vidrio a tensiones y el tubo bajo la acción de la pinza puede romperse fácilmente.
2. Tome el tubo a uno o dos cm por debajo del borde con la pinza y comience calentando suavemente. Ponga el tubo por encima de la llama sin tocarla agitándola ligeramente.
3. MANTENGA SIEMPRE EL TUBO CON LA BOCA APUNTANDO EN DIRECCION CONTRARIA A LA DE SU CUERPO O AL DE CUALQUIER OTRA PERSONA QUE TRABAJE CERCA.
4. Una vez que el líquido se calienta el tubo puede ubicarse dentro de la llama, a corta distancia del fondo, y nunca por encima del nivel del líquido contenido.
5. Si el tubo contiene materiales granulados o en polvo, el calentamiento debe ser más lento aún.

MANEJO DEL MECHERO DE GAS

Varias operaciones del laboratorio necesitan una fuente de calor de fácil manejo. Los tipos de mecheros utilizados son el Bunsen y Fisher. El manejo de estos tipos de mecheros es semejante. El gas llega al mechero a través de un tubo de goma o plástico desde la llave de gas situada en la mesa del laboratorio (llave amarilla). El gas entra por la base a través de un orificio pequeño, casi siempre fijo. La entrada del aire también en la base es regulable de modo diverso; se produce a través de un mango giratorio. En la parte

inferior del tubo del mechero se mezclan el gas y el aire, la cantidad que entra se regula ajustando el collar y la base del mechero respectivamente. La mezcla aire-gas que fluye a través del mechero se enciende acercando un fósforo encendido a la parte superior del tubo del mechero. No sitúe la cara o brazos directamente sobre el mechero. En la siguiente figura se muestra el tipo de llama más utilizada en el laboratorio.



El cono interior azul se denomina llama de reducción, y el cono próximo exterior violeta invisible se conoce como llama de oxidación. Cuando la proporción de aire no es la correcta, la llama es luminosa y no alcanza la temperatura máxima porque la combustión es deficiente y se produce depósito de hollín sobre las superficies frías que se ponen en contacto con ella.

PASOS PARA ENCENDER UN MECHERO

1. Cierre la entrada del aire. Asegúrese de que la manguera de gas esté en condiciones y bien conectada a la cañería y a la entrada de gas del mechero.
2. Cierre el paso de gas en la base del mechero, si es regulable, y coloque un fósforo encendido al pico de esta. Abra lentamente la entrada de gas de la cañería o abra totalmente dicha llave y lentamente la del mechero, si la posee. El fuego debe arder con llama amarilla de unos 10 cm, de largo.
3. Abra poco a poco la entrada de aire hasta obtener llama casi incolora, azulada que es la de uso habitual, mientras que los conos internos reductores sean de color azul.
4. Para apagar el mechero cerrar la llave de gas (no tocar hasta que se haya enfriado).

BALANZA

El instrumento que se usa para determinar la masa de una sustancia en el laboratorio es la balanza. La masa no es afectada en su valor por la gravedad, sino el peso. La unidad en que se mide en las balanzas es el gramo o un múltiplo o submúltiplo de este. Existen muchos tipos de balanzas, pero en los laboratorios actualmente se usan las electrónicas, desplazando a las tradicionales balanzas mecánicas. La ventaja de las balanzas electrónicas es que independientemente de su precisión, todas se utilizan de una manera sencilla y clara. Es conveniente saber que la masa del recipiente en el que se va a efectuar una medida se

denomina tara y a la operación de ajustar a cero la lectura de la balanza con el recipiente incluido se denomina TARAR.

MATERIAL DE VIDRIO

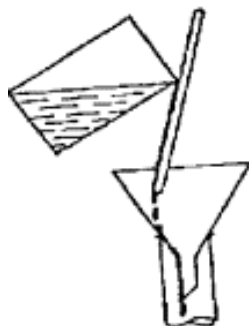
1. El material de vidrio se debe dejar limpio y en lo posible seco luego de cada clase.
2. Cuando la suciedad es reciente, es más fácil removerla. Muchas veces agua y detergente y las escobillas adecuadas son suficientes para una limpieza correcta. En otras ocasiones puede utilizarse solución de hidróxido de sodio como desengrasante. Si esto no fuese suficiente y se desconociera la naturaleza de la suciedad, se puede ensayar el uso de ácido clorhídrico, nítrico y sulfúrico diluido.
3. Cualquiera sea el sistema que se utilice se debe enjuagar muy bien el material de vidrio con agua corriente varias veces y finalmente con agua destilada.
4. El material de vidrio graduado, como probeta, bureta, pipetas, matraz aforado, nunca debe ser sometido a calentamiento.
5. Se puede calentar el material de contención, como: vaso de precipitado, matraz balón, tubos de ensayo, matraz Erlenmeyer.

MANEJO DE SUSTANCIAS SÓLIDAS

Se toman con espátulas adecuadas, limpias y secas, para transferirlos a tubos o a cualquier otro tipo de recipiente.

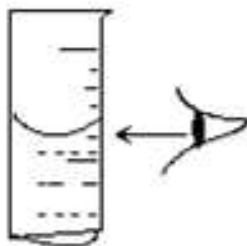
LÍQUIDOS

En general, un líquido se vierte directamente de un recipiente a otro. Para evitar salpicaduras, se apoya una varilla de vidrio sobre el pico del recipiente de forma que el líquido fluya por la varilla y se recoja en el otro recipiente. Para un recipiente que tiene una abertura pequeña, debe utilizarse un embudo de vidrio seco y limpio. Después de terminar de verter el reactivo de la botella limpiar el líquido que pueda haberse caído por el exterior, lavándola y secándola con un paño. Esto tiene especial importancia cuando se utilizan reactivos corrosivos o venenosos que puedan causar serias quemaduras o heridas. Si las cantidades son pequeñas y el volumen debe ser medido la forma adecuada de operar es transferir un poco de líquido a un vaso limpio y seco, luego de allí extraer lo necesario con una pipeta. La pipeta por utilizar debe estar limpia y absolutamente seca por dentro y por fuera. El exceso de líquido no debe devolverse al frasco original.



LECTURA DE VOLÚMENES

La superficie libre de los líquidos es horizontal, sin embargo, se curva, generalmente hacia arriba, en contacto con las paredes del recipiente que los contiene formando un menisco (meni, del griego luna) cóncavo, como en el agua. Las lecturas se deben realizar en la parte inferior del menisco colocando el ojo al nivel de este para evitar errores de paralaje. Cuando el menisco es convexo (caso del mercurio sobre vidrio) la lectura debe hacerse por la parte superior.



MEDICIÓN CON PIPETA

Las pipetas deben llenarse con una perilla de goma o propipeta, para evitar accidentes ocasionados al subir el líquido por encima del aforo superior. Nunca succionar con la boca. Nunca dejar colocada la propipeta en la pipeta después de utilizarla, ni dejar las pipetas dentro de los frascos. Retíralas al terminar de usarlas. En las pipetas suele quedar volumen pequeño de líquido en su punta, esa porción es constante y en la graduación de esta ya ha sido calculada; no se debe sacudir ni mucho menos soplar para eliminar ese exceso. No apoyar las pipetas en la mesa debe colocarlas en un soporte.

Para medir con pipetas seguir las siguientes indicaciones:

1. Observar atentamente la pipeta ubicando el volumen máximo y mínimo.
2. Introducir la pipeta en el recipiente con el líquido, colocar la perita o propipeta. Extraer el aire, presionando A en la propipeta (parte superior de la misma).

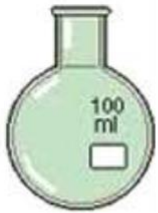


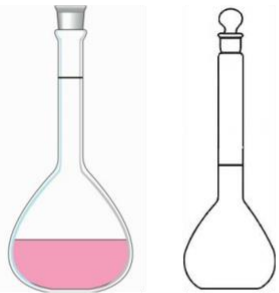





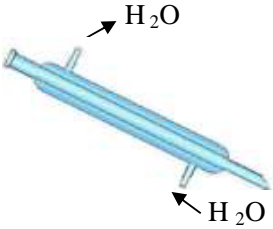
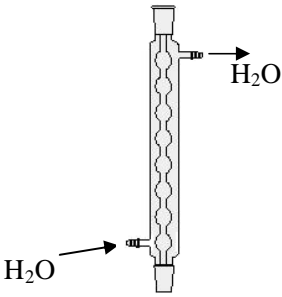

3. Succionar el líquido (presionando S en la propipeta o presionando la perita de goma), cuidando que sobrepase levemente la escala graduada. En caso de usar pera de goma, retirar la misma y tapar inmediatamente con el dedo índice.
4. Sostener verticalmente la pipeta y dejar fluir el líquido excedente hasta llegar a la marca cero, presionando E en la propipeta o levantando levemente el dedo de la pipeta.
5. Deje caer parte del líquido leyendo sobre la escala graduada el nuevo volumen.

MEDICIÓN CON PROBETA





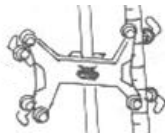

Se utiliza para la medición de volúmenes mayores de líquido, efectuando las lecturas considerando al igual que para la lectura con pipeta la tangente del menisco indicada en la figura precedente.



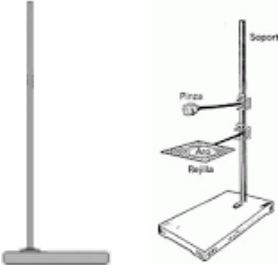



4. Actividad.

GRÁFICO	USOS	NOMBRE
	<ul style="list-style-type: none"> - Permite contener sustancias - Se puede calentar - Tiene fondo redondo y se utiliza con otros materiales, formando equipos. 	BALÓN
	<ul style="list-style-type: none"> - Son balones con un tubo lateral que permite la circulación de vapores en la destilación (donde se usa con el refrigerante). Está diseñado para calentamiento uniforme. 	BALÓN DE DESTILACIÓN
	<ul style="list-style-type: none"> - Material de contención de sustancias. - Se puede calentar. - Se emplea en las titulaciones por su forma cónica. - Hay de distintas capacidades. 	ERLENMEYER
	<ul style="list-style-type: none"> - Material volumétrico usado para preparar soluciones. - Presentan marca o aforo en el cuello, que indica el volumen del líquido contenido. Miden un volumen único. - Calibrados, no se pueden calentar. Hay de diversas medidas: 100 mL, 250 mL, 500 mL, etc. 	MATRAZ AFORADO
	<ul style="list-style-type: none"> - Se usa con papel de filtro para filtrar sustancias. - Puede utilizarse para trasvasar líquidos. - Hay de vidrio o plástico 	EMBUDO CÓNICO DE 60°

	<ul style="list-style-type: none"> - Metálico - Sostiene materiales que serán calentados. - Se usa con una tela de amianto. 	<p style="text-align: center;">TRÍPODE</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Material de contención. - Se puede calentar - Para realizar reacciones en pequeña escala. - Hay en varias medidas. 	<p style="text-align: center;">TUBOS DE ENSAYO</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Sistema de circulación de agua a contracorriente, utilizado para condensar vapores en la destilación. 	<p style="text-align: center;">REFRIGERANTE</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Igual que el anterior pero con bolas en el tubo interior que aumentan superficie de contacto. (refrigerante a bolas) 	<p style="text-align: center;">REFRIGERANTE GRAHAM</p>
	<p>Material de metal usado para sujetar otros materiales como aros, agarraderas, pinzas al pie universal.</p> <p>Es una pieza que posee 2 agujeros con dos tornillos opuestos. Uno de los agujeros se utiliza para ajustar la doble nuez al soporte universal, mientras que en el otro se coloca y ajusta la pieza a sujetar</p>	<p style="text-align: center;">DOBLE NUECES</p>

	<ul style="list-style-type: none"> - Recipiente que contiene agua destilada, para limpieza del material, o enrasado de matraces con soluciones. - Pueden usarse con alcohol. 	<p>PISETAS</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Contiene los tubos de ensayo. - Hay metálicas o de madera. 	<p>GRADILLAS METÁLICAS O DE MADERA</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Conducción de agua en el equipo de destilación - Para realizar conexiones al armar distintos equipos. 	<p>TUBOS DE GOMA</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Permiten la limpieza del material de laboratorio: tubos de ensayo, matraces, balones, etc. - Hay de distintos tamaños 	<p>CEPILLOS LIMPIADORES</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Es una tela de alambre con el centro de asbesto, que permite concentrar o distribuir mejor el calor. - Se usa junto al trípode o aros metálicos para calentar. 	<p>TELA METÁLICA CON CENTRO DE AMIANTO</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Permite el calentamiento de sustancias a alta temperatura. - Generalmente son de porcelana. 	<p>CÁPSULAS</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Permiten sujetar el refrigerante al pie universal junto con la doble nuez. 	<p>AGARRADERAS</p>

	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza para evaporar solvente y cristalizar sustancias aprovechando su extensa superficie de contacto. 	<p>CRISTALIZADOR</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Trituración de sólidos con pilón. - Para mezclar sustancias. - Se fabrican de vidrio o porcelana. 	<p>MORTEROS</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Recipiente de contención. - Para disolución de sustancias, realizar reacciones químicas. - Se pueden calentar. - Hay de vidrio o de plástico y de diferentes volúmenes. 	<p>VASO DE PRECIPITADOS</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Material volumétrico (permite medir distintos volúmenes) - Amplio rango de capacidades (5 mL, 100mL, 1 L) - De vidrio o plástico - No se pueden calentar 	<p>PROBETA</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Son pinzas para buretas que se utilizan para sujetar dos buretas a la vez, durante una titulación. 	<p>DOBLE SOPORTE FISHER</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Es un cilindro de vidrio, graduado, provisto de un robinete o llave en el extremo inferior que regula la salida del líquido. - Se utiliza en las experiencias de titulación junto con el erlenmeyer 	<p>BURETAS</p>

	<ul style="list-style-type: none"> - Cilindro graduado de vidrio. - Permiten medir volúmenes variables de un líquido (de acuerdo a su capacidad) que luego será vertido en otro recipiente. - Hay de simple o doble aforo. - Se usan con propipeta. 	<p>PIPETAS GRADUADAS</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Permiten medir un volumen fijo de acuerdo a su capacidad. - Hay de simple o doble aforo. - De distinta capacidad. 	<p>PIPETAS VOLUMETRICAS</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Permite sostener diversos materiales junto con doble nueces. - Unido a pinzas permite el armado de diferentes equipos. 	<p>PIE UNIVERSAL</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Para calentar sustancias. - Para lograr calentamientos adecuados es necesario regular la entrada de aire, para lograr llama bien oxigenada (llama azul). 	<p>MECHERO BUNSEN</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Para calentamiento de sustancias a mayor temperatura que con Mechero Bunsen. 	<p>MECHERO FISHER</p>
	<ul style="list-style-type: none"> - Permite tomar sustancias sólidas, para pesar o colocar en otro recipiente. - Hay metálicas o plásticas 	<p>ESPÁTULA</p>

	<p>- Para separar sustancias líquidas de distinta densidad, que no se mezclan entre sí (no miscibles).</p>	<p>AMPOLLA DE DECANTACIÓN</p>
	<p>- Se usa para contener sustancias, para evaporar el solvente (secar). - Para pesar sustancias sólidas.</p>	<p>VIDRIO DE RELOJ</p>
	<p>- Permiten sujetar material caliente. - Los broches de madera se utilizan para calentar tubos de ensayo.</p>	<p>PINZAS Y BROCHES DE MADERA</p>
	<p>Se trata de accesorios fabricados en goma y especialmente diseñados para asegurar transferencia de líquidos corrosivos, tóxicos u odoríferos.</p>	<p>PROPIPETA</p>

Breve recordatorio de algunos conceptos utilizados en el laboratorio químico (Preparación de soluciones).

Soluciones porcentuales.

Aunque se maneja las diferentes modalidades de expresar la concentración en forma porcentual (%v/v, % p/p y % p/v), en el laboratorio de química inorgánica las soluciones más utilizadas son las % p/v, por lo que solo nos referiremos a estas, la concentración en estas unidades se refiere al número de gramos de soluto contenidos en 100 mL de solución. Por ejemplo, una solución al 7 % p/v de hidróxido de sodio contendrá 7 g de NaOH en 100 mL de solución, 3.5 g en 50 mL y así respectivamente. Generalmente las soluciones porcentuales se usan para fines cualitativos, y por lo tanto para prepararlas no se requiere tener mucho cuidado, se preparan normalmente utilizando vasos de precipitados y balanza analítica.

Soluciones Molares.

Las soluciones molares son aquellas que tienen una relación de moles de soluto sobre volumen de solución. Una solución 1 M es aquella que tiene un mol de soluto por litro de solución. Estas soluciones se usan principalmente para fines cuantitativos, por lo tanto, para su preparación se deben usar matraces volumétricos y balanza analítica.

5. Parte experimental.

1. Medir con una probeta 100 mL de agua y transferirla a un vaso de precipitados de 250 mL.
2. Utilizando 3 tubos de ensayo colocados en una gradilla, trasvasar volúmenes de 5 mL, 7 mL y 10 mL usando las pipetas adecuadas.
3. Encender un mechero siguiendo las indicaciones dadas anteriormente. Luego apagarlo.
2. Pesar en balanza analítica 5 frascos proporcionados por el profesor.
3. Preparar 1, 10 y 50 mL de solución de NaCl al 1%.
4. Determinar el volumen total de los 5 frascos proporcionados por el profesor.

6. Resultados.

1. Indicar los resultados de las mediciones y discutir sobre la variabilidad encontrada en éstas.
2. Indicar los cálculos realizados para hacer las soluciones indicadas.

7. Discusión de resultados.

Discuta sobre la forma en que se pueden homogeneizar los resultados encontrados en las mediciones realizadas en la práctica

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones indicando la importancia que tiene el hecho de conocer y manejar correctamente los equipos de laboratorio, así como también aplicar las medidas de seguridad aprendidas en la práctica anterior

9. Bibliografía.

- Química (2015), *Guía de laboratorio No1*: Reconocimiento de material de laboratorio y técnicas experimentales. FI UNPSJB: 131-140
- Guzmán, D. D., Jiménez. Z. J., Polanco H. V., Ulloa. C. E. (2001). *Introducción a la Técnica Instrumental*. Instituto Politécnico Nacional. Primera Edición. México. D. F.

- Instrumentos de Medición. (s.f.). Recuperado el 10 de 11 de 2019, de <https://instrumentosdemedicion.org/masa/balanza-analitica/>
- Ladrón de Guevara O. (2005). Guía de seguridad para Laboratorios con Agentes Químicos. Instituto de Investigaciones biomédicas.
- Mallinckodt, Laboratory Chemicals Catalog. (2008-2009).
- Manual Merk, Productos y reactivos químicos (2009-2010).

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor.

11. Disposición de residuos.

En esta práctica no se generan desechos.

Práctica 3

Cálculos matemáticos en el laboratorio

Tiempo de duración: 2h

1. Objetivos de la práctica.

- Utilizar de manera adecuada los instrumentos de medición en el laboratorio.
- Determinar el error en diferentes mediciones experimentales.

2. Introducción.

Todas las medidas experimentales vienen afectadas de una imprecisión inherente al proceso de medida. Puesto que en este se trata, básicamente, de comparar con un patrón y esta comparación se hace con un aparato. La medida dependerá de la mínima cantidad que aquel sea capaz de medir, y esta cantidad va decreciendo con el progreso de la física en un proceso continuo, pero sin fin aparente. Es decir, que, aunque cada vez podamos dar la medida con más “decimales”, el siguiente “decimal” no podrá saberse por el momento; por lo tanto, se puede decir que las medidas de la física son siempre “incorrectas”. Si llamamos **error** a la diferencia que existe entre la medida y el valor “verdadero” de la magnitud, siempre existirá este error. Esto es lo que podríamos llamar un “error intrínseco”, por inevitable. El valor de la magnitud física se obtiene experimentalmente, es decir, por medición *directa* de la magnitud cuyo valor deseamos conocer o bien de forma *indirecta* por medio de los valores de otras magnitudes, ligadas con la magnitud problema mediante alguna ley o fórmula física. Por lo tanto, aparte del “error intrínseco”, el proceso experimental lleva en sí otras imperfecciones que hacen imposible llegar a conocer el valor exacto de ninguna magnitud física, puesto que los medios experimentales de comparación con el patrón correspondiente en las medidas directas vienen siempre afectados por imprecisiones inevitables.

De este modo, aunque es imposible, en la práctica, encontrar el valor “verdadero” o “exacto” de una magnitud determinada, a los científicos no les cabe duda de que existe; y nuestro problema consiste en establecer los límites dentro de los cuales estamos seguros de que se encuentra dicho valor (“cota de error”).

3. Antecedentes.

Clasificación de los errores

El error se define como *la diferencia entre el valor verdadero y el obtenido experimentalmente*. Los errores no siguen una ley determinada y su origen está en múltiples causas. Atendiendo a las causas que lo producen, los errores se pueden clasificar en dos grandes grupos: *errores sistemáticos* y *errores accidentales*.

Se denomina error sistemático a aquel que es constante a lo largo de todo el proceso de medida y, por tanto, afecta a todas las medidas de un modo definido y es el mismo para todas ellas. Estos errores tienen siempre un signo determinado y las causas probables pueden ser:

- *Errores instrumentales* (de aparatos); por ejemplo, el error de calibrado de los instrumentos.
- *Error personal*: Este es, en general, difícil de determinar y es debido a las limitaciones de carácter personal. Como, por ejemplo, los errores de paralaje, o los problemas de tipo visual.
- *Errores de método de medida*, que corresponden a una elección inadecuada del método de medida; lo que incluye tres posibilidades distintas: la inadecuación del aparato de medida, del observador o del método de medida propiamente dicho.
- Se denominan *errores accidentales* a aquellos que se deben a las pequeñas variaciones que aparecen entre observaciones sucesivas realizadas por el mismo observador y bajo las mismas condiciones. Las variaciones no son reproducibles de una medición a otra y se supone que sus valores están sometidos tan sólo a las leyes del azar y sus causas son completamente incontrolables para un observador.
- Los errores accidentales poseen, en su mayoría, un valor absoluto muy pequeño y si se realiza un número suficiente de medidas se obtienen tantas desviaciones positivas como negativas. Y, aunque con los errores accidentales no se pueden hacer correcciones para obtener valores más concordantes con los reales, si pueden emplearse *métodos estadísticos*, mediante los cuales se pueden llegar a algunas conclusiones relativas al valor más probable en un conjunto de mediciones.

Exactitud, precisión y sensibilidad

La exactitud se define como el grado de concordancia entre el valor “verdadero” y el experimental. De manera que un aparato es *exacto* si las medidas realizadas con él son todas muy próximas al valor “verdadero” de la magnitud medida.

La precisión hace referencia a la concordancia entre las medidas de una misma magnitud realizadas en condiciones sensiblemente iguales. De modo que, un aparato será *preciso* cuando la diferencia entre diferentes mediciones de una misma magnitud sea muy pequeña.

La *exactitud* implica, normalmente, *precisión*, pero la afirmación inversa no es cierta, ya que pueden existir aparatos muy precisos que posean poca exactitud, debido a errores sistemáticos, como el “error de cero”, etc. En general, se puede decir que es más fácil conocer la precisión de un aparato que su exactitud (básicamente, debido a la introducción del término “verdadero”).

La sensibilidad de un aparato está relacionada con el valor mínimo de la magnitud que es capaz de medir. Por ejemplo, decir que la sensibilidad de una balanza es de 5 mg significa que, para masas inferiores a la citada, la balanza no acusa ninguna desviación. Normalmente, se admite que la sensibilidad de un aparato viene indicada por *el valor de la división más pequeña de la escala de medida*. En muchas ocasiones, de un modo erróneo, se toman como idénticos los conceptos de precisión y sensibilidad, aunque ya hemos visto que se trata de conceptos diferentes.

Error absoluto y relativo

Si medimos una cierta magnitud física cuyo valor “verdadero” es x_0 , obteniendo un valor de la medida x , llamaremos error absoluto de dicha medida a la diferencia $\Delta x = x - x_0$, en donde, en general, se supone que $\Delta x \ll |x_0|$.

El *error absoluto* nos da una medida de la desviación, en términos absolutos, respecto al valor “verdadero”. No obstante, en ocasiones nos interesa resaltar la importancia relativa de esa desviación. Para tal fin, se usa el *error relativo*.

El error relativo se define como el cociente entre el error absoluto y el valor “verdadero”:
 $\epsilon = \Delta x / x_0$, lo que en forma porcentual se expresará como $\epsilon \times 100$.

Cuando indiquemos el resultado de una medida (o de un conjunto de medidas) de una magnitud, tendremos que indicar, siempre, el *grado de incertidumbre* de esta, para lo cual acompañamos el resultado de la medida de su error absoluto; expresando el resultado así $x \pm \Delta x$.

Normalmente, y dado el significado de la cota de imprecisión que tiene el error absoluto, este, no deberá escribirse con más de una cifra significativa (aunque podrían admitirse dos).

Como ejemplo, tenemos la siguiente tabla de valores de distintas magnitudes, en la columna de la izquierda mal escritos y en la de la derecha correctos.

Valores incorrectos	Valores correctos
3.418 ± 0.123	$3,4 \pm 0.1$
6.3 ± 0.09	6.30 ± 0.09
46288 ± 1551	$(4.6 \pm 2) \times 10^3$
428.351 ± 0.27	428.4 ± 0.3
0.01683 ± 0.0058	$0,017 \pm 0.006$

Determinación de errores en medidas directas

Cuando realicemos la medida de cualquier magnitud, deberemos indicar siempre una estimación del error asociado a la misma. Dado que no conocemos el valor “verdadero” de la magnitud que deseamos medir, habrá que seguir ciertos procedimientos para hacer una estimación, tanto del valor “verdadero”, como de una *cota de error*, que nos indiquen la incertidumbre de la medición realizada.

Distinguiremos dos casos bien diferenciados:

(a) Si sólo se puede realizar una sola medida, x , de la magnitud.

En este caso consideraremos que el error absoluto coincide con el valor absoluto de la sensibilidad (S) del aparato utilizado para realizar la medida. De este modo, el resultado de la medida lo expresaremos así: $x \pm S$

(b) Caso en el que se realizan varias medidas de una misma magnitud.

Con el fin de alcanzar cierta validez estadística en los resultados de las medidas, es muy conveniente repetir varias veces la determinación del valor de la magnitud problema. Los resultados de las medidas individuales pueden presentarse poco o muy dispersas y, en función de esta dispersión será conveniente aumentar o no el número de mediciones de la magnitud. Para decidir el número de determinaciones que hay que efectuar del valor de la magnitud física que deseamos medir, seguiremos el siguiente procedimiento:

Se realizan **tres** medidas de la magnitud (x_1 , x_2 y x_3), se calcula el valor medio de las tres medidas, $X_m = (X_1 + X_2 + X_3) / 3$, y se halla la *dispersión total*, D , de las mismas, es decir, la diferencia entre los valores extremos de las medidas (valor máximo menos el valor mínimo). Finalmente, se obtiene el *tanto por ciento de dispersión*, T , que viene dado por: $T = D/X_m$

(i) Ahora bien, puede suceder que el valor de la dispersión D no sea mayor que el valor de la sensibilidad del aparato de medida $D \leq S$.

En este caso, tomaremos como estimación del valor “verdadero” de la magnitud el valor medio de las tres medidas, Xm , y como error absoluto la sensibilidad, es decir, $Xm \pm S$

(ii) Ahora bien, si el valor de la dispersión D es mayor que la sensibilidad del aparato, $D > S$, procederemos a aumentar el número de medidas de la magnitud. El criterio para seguir en este aumento viene condicionado por el valor del porcentaje dispersión T del modo indicado en la siguiente tabla:

T en las tres primeras medidas	No total de medidas necesarias
$T3 \leq 2 \%$	Bastan las 3 medidas realizadas
$2\% < T3 \leq 8\%$	Hay que hacer 3 medidas más, hasta un total de 6
$8\% < T6 \leq 15\%$	Hay que hacer un total de 15 medidas
$15\% < T15$	Hay que hacer un mínimo de 50 medidas

Una vez realizadas las medidas necesarias, se toma como valor de la magnitud *el valor medio* de la misma, calculado sobre el número total de medidas realizadas y en cuanto al correspondiente error, se determina la desviación estándar y se divide entre la raíz cuadrada del número total de medidas realizadas:

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N (X_i - \bar{X})^2}{N - 1}}$$

S = Desviación estándar

$$SE_{\bar{x}} = \frac{s}{\sqrt{n}} \quad SE = \text{Error estándar}$$

4. Actividad previa.

Revisar el sistema internacional de medidas y observar cuales son las más usadas en el laboratorio de química.

5. Parte experimental.

1. Medir el volumen máximo de capacidad de 3 tipos diferentes de viales empleando una probeta graduada y agua.
2. Establecer el peso de tres viales distintos vacíos.
3. Calcular la desviación y error estándar en las mediciones de volumen y peso realizadas.

6. Resultados.

1. Indicar los resultados de las tres mediciones y discutir sobre la variabilidad encontrada en éstas.
2. Graficar los resultados encontrados en cada uno de los equipos.

7. Discusión de resultados.

Discuta sobre los tipos y posibles errores encontrados en las mediciones realizadas.

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones indicando la importancia de conocer el error en las mediciones en el laboratorio de química.

9. Bibliografía.

- Mauri A, Llobat M, Herráez R. (2010). Laboratorio de análisis instrumental. JPM ediciones. Universidad de Valencia.
- McMurry JE, Fay RC. (2009). Química general. 5ª. Edición. Ed. Pearson Educación, México, D.F.
- Medina, M. (31 de octubre de 2019). Características y tipos de soluciones. Recuperado el 20 de noviembre de 2019, de Epsilon Magazin: <https://epsilonmag.com/ciencia/quimica/caracteristicas-y-tipos-de-soluciones/>
- Shriver & Atkins (2008). Química inorgánica. 1ª. Edición. Ed. McGraw-Hill, México, D.F.

10. Medidas de seguridad.

El líquido empleado no es peligroso.

11. Disposición de residuos.

En esta práctica no se generan desechos contaminantes.

Práctica 4

Operaciones fundamentales: filtración, sublimación, decantación y evaporación

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivo de la práctica.

- Determinar la composición porcentual de los componentes presentes en una mezcla de origen conocido.

2. Introducción.

Frecuentemente en la industria es necesario separar los componentes de una mezcla en fracciones individuales que pueden diferenciarse entre sí por el tamaño de las partículas, por su estado, o por su composición química.

Por ejemplo, un producto bruto puede purificarse por eliminación de las impurezas que lo contaminan, una mezcla de más de dos componentes puede separarse en los componentes puros individuales, la corriente que sale de un proceso puede constar de una mezcla del producto y de material no convertido, y es preciso separar y recircular la parte no convertida a la zona de reacción para convertirla de nuevo; también una sustancia valiosa, tal como un material metálico, disperso en un material inerte, es preciso liberarlo con el fin de proceder a su beneficio y desechar el material inerte.

Se han desarrollado un gran número de métodos para realizar tales separaciones y algunas operaciones básicas se dedican a ello. En la realidad se presentan muchos problemas de separación y el químico debe elegir el método más conveniente en cada caso.

3. Antecedentes.

Los métodos para separar los componentes de las mezclas son de dos tipos:

Métodos de separación por difusión

Este grupo de operaciones para la separación de los componentes de mezclas, que se basan en la transferencia de material desde una fase homogénea a otra, utilizan diferencias de presión de vapor o de solubilidad. La fuerza impulsora de la transferencia es una diferencia o gradiente de concentración, de la misma forma que una diferencia o un

gradiente de temperatura, constituye la fuerza impulsora de la transferencia de calor. Algunos de los más usados son:

a) Destilación

El objetivo de la destilación es separar, mediante vaporización, una mezcla líquida de sustancias miscibles y volátiles en sus componentes individuales, o en algunos casos en grupo de componentes. Ejemplos de la destilación son la separación de mezclas como alcohol y agua en sus componentes; el aire líquido en nitrógeno, oxígeno y argón; y un crudo de petróleo en gasolina, keroseno y aceites lubricantes.

b) Absorción de Gases

Un vapor soluble contenido en una mezcla con un gas inerte es absorbido mediante un líquido en el que el soluto gaseoso es más o menos soluble. Un ejemplo típico lo constituye el lavado mediante agua líquida, del amoníaco contenido en una mezcla amoníaco-aire. El soluto se recupera posteriormente del líquido mediante destilación y el líquido de absorción se puede reutilizar o desechar.

c) Deshumidificación

La fase líquida es una sustancia pura que está constituida por el componente que se separa de la corriente gaseosa, o sea, que el disolvente y el soluto son la misma sustancia. Con frecuencia el gas inerte o vapores prácticamente insolubles en el líquido. La separación de vapor de agua del aire por condensación sobre una superficie fría, y la condensación de un vapor orgánico, tal como el tetracloruro de carbono, contenido en una corriente de nitrógeno, son ejemplos de deshumidificación. En las operaciones de deshumidificación el sentido de la transferencia es desde la fase gaseosa al líquido y se entiende como un caso particular de absorción de gases.

d) Extracción líquido-líquido

Llamada también extracción con disolvente, en la que se trata una mezcla líquida con un disolvente que disuelve preferentemente a uno o más componentes. La mezcla tratada en esta forma se llama refinado y la fase rica en disolvente recibe el nombre de extracto. El componente que se transmite desde el refinado hacia el extracto es el soluto, y el componente que queda en el refinado es el diluyente.

e) Extracción de sólidos o lixiviación

El material soluble contenido en una mezcla con un sólido inerte se diluye en un disolvente líquido. El material disuelto o soluto se puede recuperar posteriormente por evaporación o cristalización.

f) 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.

Métodos de separación mecánicos

La separación mecánica se puede aplicar a mezclas heterogéneas. Las técnicas se basan en diferencias físicas entre las partículas, tales como el tamaño, la forma o la densidad. Se aplican para separar líquidos de líquidos, sólidos de gases, líquidos de gases, sólidos de sólidos y sólidos de líquidos. Algunos de los métodos más usados son:

a) Tamizado

El tamizado es un método de separación de partículas que se basa solamente en la diferencia de tamaño. En el tamizado industrial se vierten los sólidos sobre una superficie perforada o tamiz, que deja pasar las partículas pequeñas, o “finos”, y retiene las de tamaños superiores, o “rechazos”. Un tamiz puede efectuar solamente una separación en dos fracciones. Estas fracciones se llaman fracciones de tamaño no especificado, porque, aunque se conoce el límite superior o inferior del tamaño de las partículas que contiene, se desconoce su tamaño real.

b) Filtración

La filtración es la separación de partículas sólidas contenidas en un fluido, pasándolo a través de un medio filtrante, sobre el que se depositan los sólidos. La filtración industrial va desde el simple colado hasta separaciones más complejas. El fluido puede ser un líquido o un gas; las partículas sólidas pueden ser gruesas o finas, rígidas o flexibles, redondas o alargadas, separadas o agregados. La suspensión de alimentación puede llevar una fracción elevada o muy baja 40-5% en volumen de sólidos.

c) Procesos de sedimentación por gravedad

Separación de sólidos contenidos en gases y líquidos. Por ejemplo, las partículas de polvo pueden retirarse de los gases por una gran variedad de métodos. Para partículas sólidas gruesas, mayores de unas 325 micras, es útil una cámara de sedimentación por gravedad. El aparato es una gran caja, donde en uno de sus extremos entra aire cargado de polvo y por el otro sale el aire clarificado. En ausencia de corrientes de aire, las partículas sedimentan en el fondo por gravedad. Si el aire permanece en la cámara durante un período de tiempo suficiente, las partículas alcanzan el fondo de la cámara, de donde se pueden retirar posteriormente.

4. Material y reactivos.

Muestra proporcionada por el profesor conteniendo proporciones conocidas de: Arena, NaCl, yodo sublimado y limadura de hierro.

- Vaso de precipitado
- Cápsula de porcelana
- Parrilla de calentamiento
- Balanza analítica

5. Parte experimental.

1. Pesar el contenido total de la muestra suministrada por el profesor.
2. Colocar una alícuota de la muestra sobre papel filtro.
3. Utilizar un imán para separar la limadura de hierro del resto de la muestra.
4. Colocar el resto de la muestra en un vaso de precipitados, tapar con una cápsula de porcelana conteniendo hielo.
5. Realizar la sublimación del yodo mediante el calentamiento del vaso de precipitados.
6. Una vez separado el yodo, agregar agua destilada al resto de la mezcla.
7. Filtrar el agua de la arena con papel filtro.
8. Evaporar el agua.
9. Llevar a sequedad la arena.
10. Calcular los pesos de cada uno de los componentes.
11. Realizar el procedimiento por triplicado.

6. Resultados.

Obtener los pesos cada uno de los componentes presentes en la mezcla obtenidos por triplicado. Reportar los pesos de los componentes promedio con el error estándar en forma absoluta y porcentual (Tomar en cuenta el peso de la muestra original).

7. Discusión de resultados.

Hacer una tabla comparativa entre los resultados encontrados por cada equipo.

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones indicando las variaciones encontradas en cada equipo haciendo hincapié en el procedimiento realizado por cada equipo de laboratorio.

9. Bibliografía.

- McCabe & Smith. (1998). Unit Operations of chemical Engineering. McGraw-Hill.
- Operaciones Básicas en el Laboratorio de Química. Introducción. Recuperado 17 noviembre, 2019, de:
<http://www.ub.edu/oblq/oblq%20castellano/introduccion.html>
- Perry C. (1997). Chemical Engineer Handbook. McGraw-Hill Comp. New York.
- Wenzel F. (1990). Principios de Operaciones Unitarias. John Wiley and Sons.

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993

Práctica 5

Propiedades derivadas del enlace químico

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Determinar el tipo de enlace presente en diversos compuestos químicos.
- Establecer las diferencias entre las propiedades de los diferentes tipos de compuestos.

2. Introducción.

Un *enlace químico* es el proceso físico responsable de las interacciones atractivas entre átomos y moléculas, y que confiere estabilidad a los compuestos químicos diatómicos y poli atómicos. La explicación de tales fuerzas atractivas es un área compleja que está descrita por las leyes de la electrodinámica cuántica; sin embargo, en la práctica, los químicos suelen apoyarse en la mecánica cuántica o en descripciones cualitativas que son más sencillas en la descripción conceptual del enlace químico. En general, el enlace químico fuerte está asociado con compartir o transferir electrones entre los átomos participantes. Las moléculas, cristales, y gases diatómicos están unidos por enlaces químicos, que determinan la estructura y reactividad de la materia.

3. Antecedentes.

Tipos de enlace químico:

Enlace covalente

El enlace covalente polar es intermedio en su carácter entre un enlace covalente y un enlace iónico, los átomos enlazados de esta forma tienen carga eléctrica neutra. Los enlaces covalentes pueden ser simples cuando se comparte un solo par de electrones, dobles al compartir dos pares de electrones, triples cuando comparten tres pares de electrones, o cuádruples cuando comparten cuatro pares de electrones.

En otras palabras, el enlace covalente es la unión entre átomos en donde se comparten electrones, los átomos que forman este tipo de enlace son de carácter no metálico. Las moléculas que se forman con átomos iguales (mononucleares) presentan un enlace covalente, donde la diferencia de electronegatividades es nula.

Se presenta entre los elementos con poca diferencia de electronegatividad (< 1.7), es decir cercanos en la tabla periódica o bien, entre el mismo elemento para formar moléculas diatómicas.

Enlace iónico

El enlace iónico es un tipo de interacción electrostática entre átomos que tienen una gran diferencia de electronegatividad. No hay un valor preciso que distinga el efecto de ionización a partir de la diferencia de electronegatividad, pero una diferencia sobre 2.0 suele ser iónica, y una diferencia menor a 1.5 suele ser covalente. En palabras más sencillas, un enlace iónico es aquel en el que los elementos involucrados aceptan o pierden electrones (se da entre un catión y un anión) o dicho de otra forma, es aquel en el que un elemento más electronegativo atrae a los electrones de otro menos electronegativo. El enlace iónico implica la separación en iones positivos y negativos. Las cargas iónicas suelen estar entre $-3e$ a $+3e$.

En general el enlace iónico tiene las siguientes características:

1. Se presenta entre los elementos con gran diferencia de electronegatividad (>1.7), es decir alejados de la tabla periódica: entre metales y no metales.
2. Los compuestos que se forman son sólidos cristalinos con puntos de fusión elevados.
3. Se da por **transferencia** de electrones: un átomo **pierde** y el otro **gana**.
4. Se forman iones (**cationes y aniones**)

Enlace metálico

Los enlaces metálicos se encuentran en los metales sólidos como el cobre, el hierro y el aluminio. En los metales, cada átomo está unido a varios átomos vecinos, sus electrones enlazantes son relativamente libres de moverse a través de la estructura tridimensional. Los enlaces metálicos dan origen a propiedades metálicas típicas, como la elevada conductividad eléctrica y el brillo metálico.

Al hablar de enlace químico se acostumbra a emplear términos como “enlace iónico”, “enlace covalente”, “enlace covalente coordinado” o “enlace metálico”. Sin embargo, debe quedar muy claro que, aunque de suma utilidad, dichas expresiones se refieren únicamente a modelos de situaciones extremas que, a final de cuentas, atañen a un fenómeno concreto: el enlace químico, que proviene de la interacción eléctrica entre un conjunto de núcleos y otro de los electrones.

Fuerzas Intermoleculares.

En el estado gaseoso, los átomos o moléculas están relativamente lejanos porque las fuerzas entre las partículas no son suficientemente altas como para unirlos entre sí y

vencer su energía cinética. En los líquidos y sólidos hay fuerzas mucho más altas que mantienen juntas a las partículas y limitan sus movimientos. En los compuestos iónicos, los iones con carga positiva y negativa están unidos por atracciones electrostáticas. En los sólidos y líquidos moleculares, las **fuerzas intermoleculares** son las responsables de mantener unidas a las moléculas. Los enlaces covalentes, que son fuerzas dentro de las moléculas, influyen en la forma de las moléculas, en las energías de enlace y en otros aspectos del comportamiento químico de los compuestos. No obstante, las propiedades físicas de los líquidos y sólidos moleculares son debidas en gran parte a las fuerzas intermoleculares, es decir, las fuerzas que existen entre las moléculas.

La intensidad de las fuerzas intermoleculares de las diferentes sustancias varía dentro de un amplio margen. A pesar de ello generalmente son mucho más débiles que los enlaces iónicos y covalentes. Se requiere menos energía para evaporar un líquido o fundir un sólido que para romper los enlaces covalentes de las moléculas. Cuando una sustancia molecular como el HCl cambia de sólido a líquido y a gas, las moléculas permanecen intactas.

Se conocen tres tipos de fuerzas de atracción entre las moléculas neutras: fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión de London y puente o enlace de hidrógeno. Las dos primeras se llaman también fuerzas de van der Waals. Las interacciones dipolo-dipolo son fuerzas de atracción entre moléculas polares, es decir entre moléculas que poseen dipolos; en las fuerzas de dispersión la interacción de atracción ocurre entre dipolos temporales que se inducen en los átomos o moléculas. El enlace de hidrógeno también es un tipo de interacción entre dipolos, donde un hidrógeno de un enlace polar interactúa con un átomo electronegativo con pares de electrones libres.

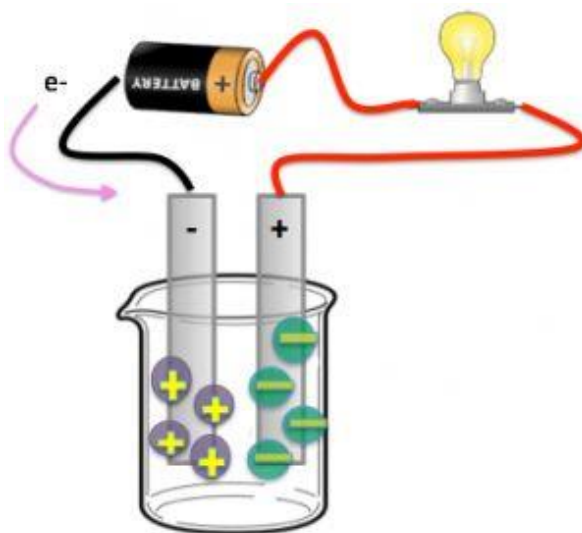
4. Reactivos y materiales.

- 10 tubos de ensayo
- 5 pipetas de 10 mL
- 5 vasos de precipitados
- Electrodo de grafito
- Cables eléctricos para conexión a una batería
- Batería de 9 V
- Foco
- Aparato de punto de fusión Fisher Jones
- Tubos capilares para punto de fusión
- Glucosa
- Glicerina
- Ácido acetilsalicílico
- NaCl
- Hexano
- Aceite vegetal
- Etanol
- Agua
- Ácido benzoico
- Sulfato cúprico

5. Parte experimental.

Conducción eléctrica.

1. Unir un cable de 20 cm a un portalámparas con un foco pequeño, el otro extremo del cable conectarlo al polo positivo pila de 9 V. Unir otro cable de 20 cm al otro punto de unión del portalámparas, el otro extremo del cable quedará expuesto para ser introducido en la celda de prueba. Unir otro cable de 20 cm al polo negativo de la pila de 9 V, dejando expuesto el extremo opuesto para ser introducido en la celda de prueba.



2. Con el sistema preparado en el punto uno, se observará la conducción eléctrica de diferentes sustancias disueltas en agua. Se debe conectar los extremos expuestos del circuito para verificar que funciona el sistema, uniéndolos con cuidado los cables, se debe encender el foco. Con el sistema conectado a la pila de 9 V se prueba la facilidad de conducir la corriente eléctrica de diferentes sustancias.
3. También determinar la facilidad de conducción eléctrica de un popote, un trozo de grafito, un palillo, una varilla de vidrio y una cinta de magnesio.
4. Colocar en vasos de precipitados de 100 mL agua destilada, agua de la llave, 10 mL de acetona, 10 mL de etanol, solución al 5% de NaCl, solución al 5% de sacarosa, conectar el sistema a la pila e introducir los cables de cobre a cada solución, cuidando que no se toquen y lo más alejados posible, determinar la facilidad de conducción eléctrica de cada sustancia.

Solubilidad.

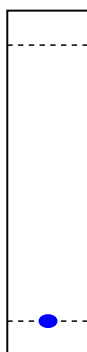
1. Preparar doce tubos de ensayo, en tres adicione una pizca de ácido benzoico, en otros tres una cantidad pequeña de sulfato cúprico, en otros tres una cantidad similar de aceite vegetal y en los últimos tres unos cristales de cloruro de sodio.
2. Con los doce tubos anteriores, haga tres grupos de 4 tubos donde se incluya cada sustancia a analizar. Adicione a una serie de tubos 2.5 mL de agua, a otra serie 2.5 mL de alcohol etílico 96% y a la tercera serie 2.5 mL de hexano. Agitar y observar la solubilidad de las sustancias.

Determinación de puntos de fusión

1. En un tubo capilar de vidrio 8 a 10 cm de longitud y de 5 a 6 mm de diámetro cerrado por un extremo, introducir la muestra en el extremo abierto. Las muestras a analizar serán: glucosa, ácido benzoico, NaCl y sulfato cúprico.
2. Introducir el tubo capilar con la parte cerrada en el aparato de punto de fusión.
3. Colocar el termómetro en el equipo y comenzar a calentar.
4. Observar por el visor el momento en el que la sustancia funde y en este momento leer la temperatura del termómetro.

Cromatografía en papel.

1. Cortar una tira de papel filtro de 2 X 12 cm.
2. Aplicar una pequeña muestra de tinta (no de gel) a un centímetro de una de las orillas de la tira de papel.



3. Introducir esta tira de papel filtro en una probeta de 25 mL conteniendo 2 mL de etanol y permitir que el disolvente recorra todo el papel.
4. Retirar el papel filtro de la probeta y observar sus resultados.
5. Repetir el procedimiento usando otra tira de papel filtro y hexano como disolvente.

6. Resultados.

- Comparar los puntos de fusión con los descritos en la literatura, si son diferentes explicar ¿A qué se debe la diferencia?
- Explicar sus resultados de conducción eléctrica, ¿Porqué la solución de NaCl si conduce y la de glucosa no?
- Explicar los resultados de solubilidad en función del tipo de enlace de los compuestos y de las fuerzas intermoleculares.
- Justificar sus resultados de punto de fusión en función del tipo de enlace de las sustancias.
- Indicar la razón de la separación de los compuestos en la cromatografía en papel. ¿Por qué no todos los disolventes producen el mismo grado de separación?

7. Discusión de resultados.

Comparar los resultados obtenidos con los reportados por los demás equipos de trabajo en el laboratorio y los presentados en la literatura.

8. Conclusiones.

- Indicar si se cumplieron los objetivos de la práctica.
- ¿Qué características generales tienen los compuestos con enlace iónico, covalente y metálico? ¿Cómo se demostraron o comprobaron?
- ¿Qué son las fuerzas intermoleculares? ¿Cuáles son las principales? ¿En qué fenómenos físicos se manifiesta su influencia sobre las propiedades físicas de las sustancias?

9. Bibliografía.

- Chang R & College W. (2005). Química, Mc Graw-Hill, 7a edición. México, D. F.
- Disalvo, Edgardo Aníbal. Química general e inorgánica: Un enfoque integrado para bioquímica y farmacia. Ed. Corpus libros médicos y científicos. 2003.
- Kotz JC, Treichel PM. (2003). Química y reactividad química, Thomson, 5a edición. México, D. F.
- Woodfield, Brian F; Asplund, Matthew C; Haderlie, Steven. Laboratorio virtual de química general. 3a ed. Ed. Prentice Hall, 2009.

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993

Práctica 6

Preparación de soluciones porcentuales y molares

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Identificar las diferentes formas de expresar la concentración de las soluciones.
- Realizar los cálculos necesarios para determinar la cantidad de reactivos que serán utilizados en la preparación de disoluciones.

2. Introducción.

Las soluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias; sus componentes, sin importar el estado físico en que se encuentren, no pueden ser separados por filtración debido al tamaño submicroscópico de sus partículas. El componente que está presente en mayor cantidad se llama disolvente y los otros componentes solutos. Las propiedades de una mezcla homogénea son las mismas en todos los puntos de una muestra dada. Existen soluciones sólidas, líquidas y gaseosas y algunos ejemplos de éstas son el aire limpio (mezcla de nitrógeno y oxígeno), agua endulzada y algunas aleaciones de latón (cobre y zinc)

Los átomos, moléculas o iones de una solución están perfectamente mezclados y esto facilita que entren en contacto y reaccionen. En las soluciones en fase líquida o gaseosa, las partículas se mueven y chocan incrementando las posibilidades para que reaccionen entre sí. Debido a que las partículas están muy juntas en las soluciones líquidas y por tanto chocan más a menudo, estas soluciones son los medios que se emplean para producir fármacos, alimentos y otros productos comerciales. También son el medio en el que se llevan a cabo las reacciones en nuestro cuerpo y en otros organismos vivos.

3. Antecedentes.

Tipos de soluciones

Para conocer la cantidad de soluto que hay en un volumen dado de solución es necesario conocer la **concentración** de la solución: las cantidades relativas de soluto y disolvente. A continuación, se describen las diferentes maneras de expresar la concentración.

a) Soluciones empíricas

Son aquéllas en las que las cantidades de soluto o de solvente se conocen en forma relativa pero no exacta. Este tipo de soluciones se utilizan principalmente en análisis cualitativo y dentro de éstas se encuentran:

Solución diluida

Está formada por una mínima cantidad de soluto con relación a la cantidad de disolvente.

Solución saturada

Es en la que, a la temperatura ambiente del disolvente se disuelve el máximo de soluto posible.

Solución sobresaturada

Es aquélla que contiene más soluto que el indicado por la concentración de equilibrio, para preparar este tipo de solución se debe disolver el soluto a una temperatura mayor que la temperatura de equilibrio.

b) Soluciones de concentración conocida

Son aquéllas en las que se conoce el contenido de soluto respecto a la cantidad de disolvente o de solución. Este tipo de soluciones se utilizan en análisis cuantitativo y dentro de éstas se encuentran:

Solución porcentual (%)
Solución formal (F)
Solución Molar (M)
Solución Normal (N)
Partes por millón (ppm)
Solución molal (m)
Fracción mol (χ)
Solución título (T)

Solución porcentual

Existen tres maneras de expresar las soluciones porcentuales, estas son:

- I. Por ciento masa o porcentaje en masa. El por ciento masa se refiere a la masa de soluto por masa de solución.

$$\text{Por ciento masa (m/ m)} = (\text{masa de soluto} / \text{masa de solución}) \times 100$$

El por ciento masa es adimensional e independiente de la temperatura, se utiliza con frecuencia para expresar la concentración de reactivos sólidos o reactivos acuosos

comerciales. Por ejemplo, el HCl se vende como solución al 36%, lo cual significa que el reactivo tiene 36 g de soluto por 100 g de solución.

II. Por ciento volumen o porcentaje en volumen. El por ciento volumen se refiere al volumen de soluto por volumen de solución.

$$\text{Por ciento volumen (v/v)} = (\text{volumen de soluto/volumen de solución}) \times 100$$

El por ciento volumen es adimensional y dependiente del cambio de temperatura. El porcentaje en volumen comúnmente se utiliza para especificar la concentración de una solución preparada al diluir un líquido puro en otro líquido. Por ejemplo, una solución acuosa de metanol al 5% indica que dicha solución se preparó al diluir 5 mL de metanol puro con agua hasta 100 mL de solución.

III. Por ciento masa-volumen o porcentaje masa-volumen. El por ciento masa-volumen se refiere a la masa de soluto por volumen de solución.

$$\text{Por ciento masa-volumen (m/v)} = [\text{masa de soluto (g)} / \text{volumen de solución (mL)}] \times 100$$

En el por ciento masa-volumen las unidades no se cancelan, por lo que deben especificarse. El por ciento masa volumen es dependiente de la temperatura y se emplea para indicar la composición de soluciones acuosas diluidas de reactivos sólidos. Por ejemplo, una solución acuosa de nitrato de plata al 5% se refiere a una solución preparada mediante la disolución de 5 g de nitrato de plata en suficiente agua para preparar 100 mL de solución. También es muy usual ésta forma de expresar la concentración para soluciones de indicadores químicos.

Solución formal (F)

Una solución formal expresa el número total de moles de un soluto por litro de solución (o el número total de milimoles en un mL de solución). Por ejemplo, una solución de hidróxido de sodio que tiene una concentración 1.0 F se puede preparar disolviendo 1 mol de NaOH (40 g) en agua y diluir exactamente a un litro. La concentración formal se refiere a la cantidad de soluto disuelto sin considerar la disociación de éste en la solución.

$$F = \text{masa de soluto} / (\text{P.F.} \times V)$$

F= formalidad (mol/ L)

masa del soluto en g

P.F. = Peso fórmula (g /mol) V = Volumen de solución (L)

El peso fórmula es la masa de una unidad fórmula (o de la fórmula) de dicha sustancia.

Solución molar (M)

Una solución molar expresa los moles de soluto iónico o molecular, por litro de solución (o los milimoles de soluto, iónico o molecular, por mililitro de solución). Con el fin de calcular la molaridad (M) de una solución, se debe conocer el comportamiento del soluto en la solución, es decir, conocer si se disocia o no se disocia el soluto en el disolvente (electrolito fuerte, débil o no electrolito).

$$M = \text{masa de soluto} / (\text{Peso molecular del soluto} \times V)$$

M = molaridad (mol / L) Masa del soluto (g)

Peso Molecular = (g / mol) V = Volumen de solución (L)

Solución normal (N)

La normalidad de una solución expresa el número de equivalentes de soluto contenidos en 1 L de solución o el número de miliequivalentes por mL de solución. Una solución 0.2 N de ácido clorhídrico contiene 0.20 eq de HCl en cada litro de solución ó 0.20 meq de HCl en cada mL de solución.

Equivalente.

$$N = \text{masa de soluto} / (\text{P.E.} \times V)$$

N = normalidad (eq / L)

Masa de soluto en g

P.E. = peso equivalente (g / eq) V = Volumen de solución (L)

Un equivalente es la cantidad de sustancia que puede ceder o aceptar un mol de partículas (H^+ , electrones o ligandos) intercambiadas. El equivalente (e) es la cantidad de un reactivo entre su peso equivalente.

$$e = \text{masa de reactivo} / PE \text{ [g/eq]}$$

El peso equivalente de un reactivo va a variar dependiendo de la reacción en la que esté participando. En consecuencia, para poder calcular el peso equivalente de un reactivo, se debe *indicar la reacción química* en la cual participara éste.

4. Material y reactivos.

- Balanza analítica
- Vidrio de reloj
- 4 vasos de precipitados de 100 mL
- 2 matraces volumétricos de 100 mL
- Matraz volumétrico de 250 mL
- Matraz volumétrico de 25 mL
- Agua destilada
- HCl
- NaCl
- Glucosa
- Fenolftaleína
- Etanol

- Embudo de vidrio
- Pipeta graduada de 5 mL
- 2 pipetas graduadas de 10 mL
- 2 agitadores
- 2 propipetas

5. Parte experimental.

Preparación de soluciones.

Con base en la introducción de la práctica, realizar los cálculos y preparar:

- 100 mL de una solución de glucosa 0.1M.
- 10 mL de una solución al 0.1 % en etanol.
- 100 mL de una solución 0.5 N de ácido sulfúrico.
- 10 mL de una solución etanol-agua al 20% v/v.
- 100 mL de una solución de ácido clorhídrico 0.1M.
- Diluciones:
 - 100 mL de una solución 0.001 M de HCl a partir de una solución 0.1 M
 - 100 mL de una solución 5×10^{-4} M de HCl a partir de una solución 0.1 M

6. Observaciones.

Durante la preparación de las soluciones de ácidos y bases se observa el desprendimiento de calor (reacción exotérmica), por lo cual la preparación de estas soluciones se debe hacer utilizando un baño de agua con hielo. Una vez terminada la práctica se deben desechar adecuadamente los residuos de las soluciones. Esto se hará neutralizando los ácidos con las bases. Durante el proceso de neutralización se debe usar bata, goggles y guantes.

Nunca tirar al drenaje soluciones ácidas o básicas, ya que ocasiona problemas a la tubería y contaminación al ambiente.

7. Discusión de resultados.

Anotar las observaciones y los problemas que se presentaron durante la preparación de las soluciones. Indique los cálculos realizados para la preparación de las distintas soluciones en el reporte de la práctica.

8. Conclusiones.

- ¿Se cumplieron los objetivos de la práctica?
- ¿Cómo le beneficiará esta experiencia en la asignatura de química general aplicada?
- ¿Qué cambios propondría para la mejor realización de la práctica?

9. Bibliografía.

- Harris DC (1992). Análisis Químico Cuantitativo. Grupo Editorial Iberoamérica, México, D. F.
- Medina, M. (31 de octubre de 2019). Características y tipos de soluciones. Recuperado el 20 de noviembre de 2019, de Epsilon Magazin: <https://epsilonmag.com/ciencia/quimica/caracteristicas-y-tipos-de-soluciones/>
- McMurry, John; Fay, Robert C. Química General. Ed. Pearson. 2009.
- Moore JW, Kotz J C, Stanitski CL, Joesten MD, Wood JL. (2000). El Mundo de la Química, Segunda Edición, Pearson Educación. New York.
- Skoog DA, West DM, Holler FJ. (1995). Química Analítica. Sexta Edición, McGraw-Hill, México, D. F.

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 7

Reacciones químicas

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Reconocer la clasificación de las reacciones químicas.
- Realizar en el laboratorio diferentes reacciones químicas y reconocer experimentalmente cuando ocurren.
- Adquirir destrezas en la identificación y clasificación de los diferentes tipos de reacciones químicas.

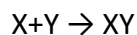
2. Introducción.

Algunos cambios químicos complejos como el crecimiento de las plantas y animales son el resultado de millares de reacciones químicas diferentes, la observación e interpretación de los cambios es la base sobre la cual se fundamenta la ciencia química. También a nivel de laboratorio podemos realizar varios tipos de reacciones en donde como evidencia de que ha ocurrido una reacción química podemos tener: la formación de un precipitado, desprendimiento de un gas, un cambio de color o bien un cambio de temperatura.

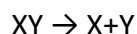
3. Antecedentes.

Las reacciones químicas las podemos clasificar en cuatro grandes grupos, las cuales se pueden representar de manera general como sigue:

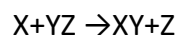
1) Reacciones de síntesis o combinación. Son aquellas en las que dos o más sustancias se unen para dar un nuevo compuesto.



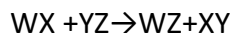
2) Reacciones de descomposición. En estas reacciones una sustancia se descompone en otras de estructura más simple.



3) Reacciones de desplazamiento o de sustitución simple. Son aquellas en las que un elemento que forma parte de un compuesto es desplazado y sustituido por otro.



4) Reacciones de doble desplazamiento o doble sustitución. En estas reacciones dos compuestos intercambian entre si algún elemento químico dando como resultado otros dos compuestos distintos.



Dentro de esta clasificación tenemos reacciones de tipo ácido-base, de óxido-reducción, de precipitación, endotérmicas y exotérmicas.

4. Material y reactivos.

Gradilla	PbNO ₃ 1%, (0.5g/50 mL)
Pinzas para tubo de ensayo	KI 1%, (1g/100 mL)
12 tubos de ensayo	H ₂ SO ₄ 3M
Papel pH	BaCl 0.1 M
Mechero	HCl 1.0 M
Cápsula de porcelana	Cu(NO ₃) ₂ 1.0 M
Palillos de madera	Zn(NO ₃) ₂ 1.0 M
Espátula	HNO ₃ 1.0 M
1 termómetro	KClO ₃ 0.5 g
8 pipetas graduadas de 5 mL	Alambre de cobre
Papel tornasol	Trozos de magnesio
	Zinc en polvo

5. Parte experimental.

Experimento I

Ensayo A:

- En un tubo de ensayo agregar 1 mL de solución de nitrato de plomo Pb (NO₃)₂ al 1%.
- Agregar 1 mL de una solución de yoduro de potasio (KI). Anotar las observaciones.

Ensayo B:

- En un tubo de ensayo adicionar 1 mL de una solución de cloruro de bario 0.1 M.
- Agregar cuidadosamente 1 mL de la solución de ácido sulfúrico 3 M.
- Registrar observaciones.

Experimento II.

- En diferentes tubos de ensayo adicionar 5 mL de cada una de las soluciones que se indican en el cuadro siguiente.
- Adicionar cuidadosamente un trozo de metal perfectamente limpio y seco a cada uno de los tubos como lo indica la tabla No. 1.
- Tomar los tiempos de reacción y hacer anotaciones.

Nota: No adicionar todos a la vez, la adición debe ser de uno en uno para poder observar detenidamente y hacer anotaciones. La cantidad de zinc en polvo a adicionar debe ser mínima, así como la de los demás metales.

Tabla No. 1

Tubo No.	Solución [1.0 M]	Metal por adicionar	OBSERVACIONES
1	HCl	Zn	
2	HCl	Cu	
3	HCl	Mg	
4	Cu(NO ₃) ₂	Zn	
5	Cu(NO ₃) ₂	Mg	
6	Zn(NO ₃) ₂	Cu	
7	HNO ₃	Cu	
8	HNO ₃	Zn	
9	HNO ₃	Mg	

Experimento III.

- Con una pinza para tubo de ensayo sujetar un trozo de cinta de magnesio. Calentar al mechero. **Precaución:** No mirar directamente la cinta al calentarla. Colocar la cinta en una cápsula de porcelana.
- Una vez concluida la reacción, añadir inmediatamente tres gotas de agua sobre el residuo,
- Introducir una tira de papel tornasol o tira indicadora de pH.
- Observar y hacer anotaciones.

Experimento IV.

- Adicionar un 0.5 g de clorato de potasio (KClO₃) en un tubo de ensayo.
- Calentar el tubo a la llama del mechero hasta que el clorato se funda y desprenda burbujas.

- Acercar un palillo con punta incandescente (palillo que previamente fue encendido en el mechero en uno de sus extremos, extinguida la llama, quedando así el extremo incandescente).
- Observar y anotar lo que sucede.

Experimento V.

- En un tubo de ensayo colocar de 1 a 2 lentejas de hidróxido de sodio.
- Añadir 5 mL de agua destilada y registrar temperatura.
- Anotar observaciones.

Experimento VI.

- En un vaso de precipitados de 100 mL, colocar 25 mL de agua medir temperatura.
- Adicionar 3 gramos de nitrato de amonio y registrar temperatura.
- Anotar observaciones.

6. Resultados.

- Para cada uno de los experimentos
 - a) Registrar observaciones
 - b) Anotar las reacciones que se llevaron a cabo.

7. Discusión de resultados.

- Clasificar las reacciones trabajadas en esta práctica. Justificar.
- Analizar la reactividad de los metales en las diferentes soluciones utilizadas en el experimento II.

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones indicando si se cumplieron los objetivos de la práctica y comente sobre la importancia de las reacciones químicas en su vida cotidiana.

9. Bibliografía.

- Kotz JC, Treichel PM. (2003). Química y Reactividad Química. 5a. edición. Ed. Thomson, México D.F.
- McMurry JE, Fay RC. (2009). Química general. 5ª. Edición. Ed. Pearson Educación, México, D.F.
- Recio del Bosque, Francisco Higinio. Química Inorgánica. Ed. McGraw Hill. 2001. Ubicación USBI XALAPA: QD151.2 R42

- Shriver & Atkins. (2008). Química inorgánica. 1ª. Edición. Ed. McGraw-Hill, México, D.F.
- Woodfield, Brian F; Asplund, Matthew C; Haderlie, Steven. Laboratorio virtual de química general. 3a ed. Ed. Prentice Hall, 2009.

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 8

Reacciones óxido-reducción

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica:

- Analizar el comportamiento de diversos metales (Zn, Fe y Cu) frente a una disolución de ácido clorhídrico.
- Examinar las reacciones de oxidación-reducción que tienen lugar cuando algunos metales (Zn, Pb y Cu) se ponen en contacto con disoluciones que contienen los cationes Zn^{++} , Pb^{++} o Cu^{++} .
- Construir una pila galvánica y observar cómo puede obtenerse una corriente eléctrica como consecuencia de una reacción química espontánea.

2. Introducción:

En estas reacciones se llevan a cabo simultáneamente tanto la reducción como la oxidación. La reducción es la ganancia de electrones de una sustancia y la oxidación es la pérdida de electrones. Como ejemplo tenemos a los metales, los cuales reaccionan directamente con el oxígeno del aire y forman óxidos metálicos; esto es debido a que el metal pierde electrones que el oxígeno gana y forma un compuesto de tipo iónico (del ión metálico y del ión óxido).

3. Antecedentes

Los procesos redox o reacciones de oxidación-reducción implican una transferencia de electrones desde un átomo que se oxida a otro que se reduce. Un ejemplo de proceso redox es la oxidación del hierro en medio ácido.

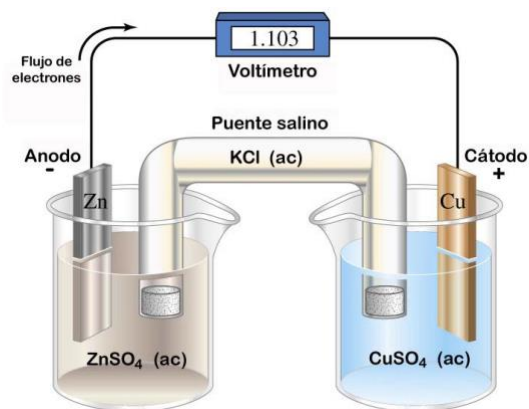
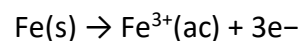
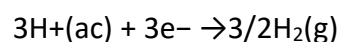


Figura 1

La **oxidación** implica **pérdida de electrones**. La semirreacción de oxidación del Fe es:

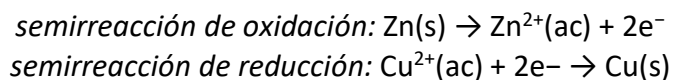


La **reducción** implica **ganancia de electrones**. La semirreacción de reducción del H⁺ es:

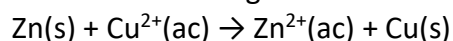


El Fe es el **agente reductor** que **cede electrones** al H⁺ y provoca su reducción a hidrógeno gas. El H⁺ es el **agente oxidante** que **gana electrones** y causa la oxidación del Fe a Fe³⁺. En la reacción redox global el número de electrones que se pierden en la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados en la reducción. La oxidación del hierro, como la de muchos metales, es un proceso espontáneo, en el que el metal actúa como reductor y los iones hidronios, procedentes del ácido, como oxidante. Como resultado de este proceso redox el metal se disuelve. Todos los metales cuyo potencial de reducción es negativo (reductores más fuertes que el H₂) se oxidan en medio ácido.

Otro ejemplo de reacción redox espontánea es la que tiene lugar cuando un trozo de Zn metal se introduce en una disolución de sulfato de cobre (II). Conforme avanza la reacción el color azul típico de la disolución de Cu²⁺ se desvanece. Esto se debe a que los iones Cu²⁺ se depositan como Cu metal sobre la lámina de Zn. Al mismo tiempo el metal se disuelve transformándose en Zn²⁺. Las semireacciones que tienen lugar son:



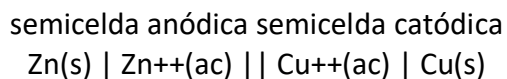
La reacción global es:



Por el contrario, si se añade Cu metálico a una disolución de sulfato de zinc, no ocurre reacción porque el Cu metálico no es oxidado por el Zn²⁺. La facilidad de oxidación de los metales depende de su potencial estándar de reducción. Si la reacción se lleva a cabo en un solo matraz, los electrones se transfieren directamente del Zn al Cu²⁺ y la entalpía del proceso se pierde en forma de calor. Sin embargo, si la reacción se efectúa en una celda galvánica como la de la Figura 1, parte de la energía química liberada se convierte en energía eléctrica, que puede utilizarse para encender una bombilla, o poner en marcha un motor eléctrico. Esta celda galvánica se llama pila Daniell. Cada una de las semireacciones ocurre

en compartimentos diferentes llamados semiceldas. Una de ellas está formada por una lámina de Cu sumergida en una disolución de CuSO_4 y la otra por una lámina de Zn sumergida en una disolución de ZnSO_4 . Las láminas de Zn y Cu reciben el nombre de **electrodos** y están conectados por un conductor eléctrico.

Por definición, el electrodo en el que ocurre la oxidación es el **ánodo** de la pila (los electrones salen de él), y el electrodo en el que tiene lugar la reducción es el **cátodo**. A medida que el Zn metálico se oxida en el ánodo, los electrones fluyen, a través del circuito externo, hacia el cátodo, donde se consumen conforme el Cu^{2+} se reduce. Como los electrones salen del ánodo se adjudica signo negativo al ánodo. Por el contrario, se confiere signo positivo al cátodo porque parece atraer a los electrones negativos. A medida que el Zn se oxida, el electrodo de Zn pierde masa y la concentración de Zn^{2+} en la disolución aumenta con el funcionamiento de la pila. De manera similar, el electrodo de Cu gana masa y la disolución de Cu^{2+} se hace menos concentrada a medida que los iones Cu^{2+} se reducen a Cu(s). Por ello, para mantener la neutralidad de la disolución (exceso de aniones en el cátodo y defecto de cationes en el ánodo) las dos disoluciones están conectadas por un puente salino que contiene una disolución de un electrolito inerte (NaCl o Na_2SO_4). Este puente es necesario para completar el circuito eléctrico. Los aniones SO_4^{2-} migran del cátodo al ánodo para compensar la disminución de iones Cu^{2+} , y los cationes Na^+ migran del ánodo al cátodo para compensar el exceso de cationes producido por la oxidación del Zn(s). La pila Daniell se representa de manera abreviada como:



La línea vertical | representa la separación entre fases y la doble línea || el puente salino que une ambas semipilas. En general para cualquier pila galvánica:

Electrodo anódico | electrolito anódico || electrolito catódico | electrodo catódico

4. Materiales y reactivos.

- 9 tubos de ensayo
- Gradilla
- Pipetas Pasteur
- Tubo en U (Puente salino)
- Algodón
- Cables de conexión
- Voltímetro
- Zn, Fe y Pb en polvo o granalla
- Hilo de Cu
- $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- Electrodo de aluminio
- Electrodo de cobre
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

5. Parte experimental.

Ensayos de oxidación-reducción

Comportamiento de algunos metales frente al ácido clorhídrico

Preparar tres tubos de ensayo limpios en una gradilla y añadir:

- Una punta de espátula de granalla de Zn al tubo 1.
- Una punta de espátula de limaduras de Fe al tubo 2.
- Un trozo de hilo de Cu al tubo 3.
- A continuación, adicionar, a cada tubo, 20 gotas de ácido clorhídrico 6 M.

Anote los cambios observados en cada tubo y responda a las cuestiones propuestas

Comportamiento de algunos metales en presencia de iones metálicos.

Tomar seis tubos de ensayo limpios y añadir:

- 1: Zn(s) + 3 mL de disolución 0.1M de Cu(NO₃)₂
- 2: Zn(s) + 3 mL de disolución 0.1M de Pb(NO₃)₂
- 3: Cu(s) + 3 mL de disolución 0.1M de Zn(NO₃)₂
- 4: Cu(s) + 3 mL de disolución 0.1M de Pb(NO₃)₂
- 5: Pb(s) + 3 mL de disolución 0.1M de Zn(NO₃)₂
- 6: Pb(s) + 3 mL de disolución 0.1M de Cu(NO₃)₂

Dejar en contacto cada uno de los metales con las disoluciones correspondientes y, proceda a realizar el ensayo de la pila galvánica.

Anote los cambios observados en cada tubo y responda a las cuestiones propuestas.

CONSTRUCCIÓN DE UNA PILA GALVÁNICA

Preparar dos tubos de ensayo limpios, en uno de ellos añadir 18 mL de una disolución 0.01 M de cloruro de aluminio e introducir en ella un electrodo de aluminio metálico. En el otro tubo de ensayo, adicionar 18 mL de disolución de sulfato de cobre (II) 0.01 M, e introducir en ella un electrodo de cobre metálico. Construir un puente salino llenando un tubo de vidrio doblado en U con una disolución saturada de cloruro de sodio, y tapar los extremos del tubo con un poco de algodón previamente humedecido con la misma disolución de relleno. Evitar la formación de burbujas. A continuación, dar la vuelta al puente salino y, conectar ambos tubos con el mismo. Medir la diferencia de potencial (fuerza electromotriz) conectando ambos electrodos, mediante dos pinzas de cocodrilo, a los dos bornes de un voltímetro de corriente continua.

Anotar los resultados y responder a las cuestiones propuestas**6. Resultados.**

Complete las siguientes Tablas:

A) Comportamiento de algunos metales frente a los ácidos

Si ha observado algún cambio en los ensayos realizados, escriba la reacción redox que tiene lugar en cada tubo (si la hubiere), indicando quién se oxida y quién se reduce en aquellas experiencias en las que hay reacción neta.

Metal + HCl(ac)	¿reacciona?	Reacción redox iónica neta balanceada

Explique los tres resultados experimentales, tanto si se produce reacción como si no la hay o no la observa, con base en los potenciales estándar de reducción de la Tabla mostrada al final de esta sección.

B) Comportamiento de algunos metales en presencia de iones metálicos

Escriba la reacción redox que tiene lugar en cada tubo (si la hubiere), indicando quién es el oxidante y quién el reductor en aquellas experiencias en las que hay reacción neta.

Combinación	¿reacciona?	Reacción iónica neta balanceada
Zn(s) + [Cu ²⁺ /NO ₃ ⁻](ac)		
Zn(s) + [Pb ²⁺ /NO ₃ ⁻](ac)		
Cu(s) + [Zn ²⁺ /NO ₃ ⁻](ac)		
Cu(s) + [Pb ²⁺ /NO ₃ ⁻](ac)		
Pb(s) + [Zn ²⁺ /NO ₃ ⁻](ac)		
Pb(s) + [Cu ²⁺ /NO ₃ ⁻](ac)		

Justifique los resultados experimentales obtenidos, tanto si se produce reacción como si no la hay, en función de los potenciales estándar de reducción de la tabla mostrada al final de esta sección.

C) CONSTRUCCIÓN DE UNA PILA GALVÁNICA

A. Calcule ¿Cómo prepararía 100 mL de disolución, 0,01 M, de $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?

Gramos de soluto pesados:

Cálculo:

B.- Calcule ¿Cómo prepararía 100 mL de disolución, 0,01 M, de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

Gramos de soluto pesados:

Cálculo:

C.- Escriba las semireacciones que tienen lugar en cada electrodo, así como la reacción total.

D.- Escriba la notación de la pila e identifique el ánodo y el cátodo.

E.- ¿Para qué sirve el puente salino?

F. Mida con un voltímetro el potencial eléctrico generado en la pila.

Potenciales de reducción estándar para especies seleccionadas a 298 K

Semireacción	Potencial estándar E° (V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.05
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	-2.92
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}(\text{s})$	-2.90
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2.76
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.37
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.66
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{s})$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0.73
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}(\text{aq})$	-0.50
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.44
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0.40
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.23
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.13
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.036
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0.34
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0.52
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	0.80
$\text{Br}_2(\ell) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	1.09
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1.33
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	1.36
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$	1.50
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1.51
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1.68
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$	2.87

7. Discusión de resultados.

Compare sus resultados con los obtenidos en los otros equipos y los reportados en la literatura.

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones indicando la importancia los procesos oxido-reducción en procesos biológicos y en sus actividades diarias

9. Bibliografía.

- Compton RG, Sanders GHW. (1996). *Electrode Potentials*, Ed. Oxford University Press.
- Gómez M, Matesanz AI, Sánchez A, Souza P. (2005). *Laboratorio de Química*. 2a ed. Experimento IX. Ediciones UAM, México, D. F.
- Huheey, James E; Keiter, Ellen A; Keiter, Richard L. *Química inorgánica: Principios de estructura y reactividad*. Ed. Harla: Oxford University Press. 1997
- McMurry JE, Fay RC. (2009). *Química general*. 5ª. Edición. Ed. Pearson Educación, México, D.F.
- Woodfield, Brian F; Asplund, Matthew C; Haderlie, Steven. *Laboratorio virtual de química general*. 3a ed. Ed. Prentice Hall, 2009.

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 9

Equilibrio químico

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Determinar las variables que afectan el equilibrio químico.

2. Introducción.

En un proceso reversible la reacción procede hacia la formación de los productos y conforme se forman algunas moléculas el proceso inverso comienza. *El equilibrio químico se alcanza cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes*; este equilibrio se mantiene si las variables temperatura, presión o concentración no cambian. El equilibrio químico es un proceso dinámico.

En una reacción exotérmica, se desprende calor cuando los reactivos se transforman a productos, por lo que un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio a la derecha, en dirección de los productos y la constante de equilibrio aumenta. En una reacción endotérmica se absorbe calor conforme el equilibrio se desplaza a la formación de productos y la constante de equilibrio disminuye.

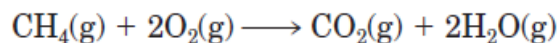
3. Antecedentes.

Las reacciones empleadas en química analítica nunca dan como resultado la conversión completa de reactivos a productos. En su lugar, avanzan hacia un estado de equilibrio químico en el que la relación de las concentraciones de reactivos y productos es constante. Las expresiones de la constante de equilibrio son ecuaciones algebraicas que describen las relaciones existentes entre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio. Entre otras cosas, las expresiones de la constante de equilibrio permiten calcular el error en un análisis proveniente de una cantidad de un analito que no reaccionó y permanece inalterado cuando se ha alcanzado el equilibrio.

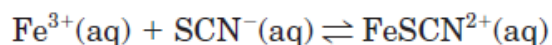
Por otra parte, la relación de concentraciones en el equilibrio químico es independiente del camino seguido para alcanzar el estado de equilibrio. Sin embargo, esta relación se altera si se aplica cierta tensión al sistema. La tensión puede ser un cambio en la temperatura, en la presión (si uno de los productos y reactivos es un gas) o bien en la concentración total de un reactivo o producto. Estos efectos se pueden predecir

cualitativamente mediante el principio de Le Chatelier, en el que se establece que la posición del equilibrio químico siempre se desplaza hacia la dirección en que tiende a aliviarse el efecto de una tensión aplicada. Por ejemplo, un aumento en la temperatura altera la relación de concentración en la dirección que absorbe calor, y el efecto que se produce al agregar una cantidad adicional de una especie participante en una mezcla de reacción hace que el equilibrio se desplace en la dirección en la que se consume parcialmente la sustancia que se agregó. Por lo tanto, el desplazamiento en la dirección del equilibrio que ocurre al cambiar la cantidad de una de las especies se denomina efecto de acción de la masa. Finalmente, los estudios teóricos y experimentales sobre sistemas de reacciones a nivel molecular han mostrado que las reacciones entre las especies que participan continúan incluso después de haber alcanzado el equilibrio. La relación constante entre la concentración de reactivos y productos se debe a que se igualan las velocidades de las reacciones directa e inversa. En otras palabras, el equilibrio químico es un estado dinámico en el que las velocidades de reacción directa e inversa son idénticas.

Básicamente para cualquier reacción deben responderse 2 preguntas, a) ¿Cuánto producto se obtendrá? Y b) ¿Qué tan rápido se producirá? La primera cuestión involucra al equilibrio químico y la segunda cuestión y la segunda compete al proceso de cinética química. Algunas reacciones son irreversibles y generalmente llegan a completarse totalmente. Por ejemplo, cuando el gas metano entra en combustión completa en el mechero de bunsen en presencia de aire (oxígeno) genera dióxido de carbono y agua.



Sin embargo, existen otras reacciones que no llegan a completarse totalmente y se les conoce como reacciones reversibles. En tales casos, la reacción puede desplazarse en ambas direcciones (hacia delante o hacia atrás). Por ejemplo, la reacción:



Es a menudo utilizada para ilustrar reacciones reversibles, ya que es fácil observar el progreso de la reacción de manera visual. El ion Fe^{3+} (color amarillo) reacciona con el ión tiocianato para formar un complejo iónico de color rojo, FeSCN^{2+} (esta es la reacción directa). Al mismo tiempo, el complejo iónico de color rojo también se descompone y forma el ión Fe^{3+} de color amarillo y el ion tiocianato (esta es la reacción inversa). Al comienzo, cuando se mezcla el ión Fe^{3+} y el ión tiocianato la cinética de la reacción directa es máxima. Con el paso del tiempo, la velocidad de esta cinética disminuye por lo que cada vez hay menos Fe^{3+} y tiocianato para reaccionar. Por otra parte, la cinética de la reacción inversa (que comenzó en cero) gradualmente incrementa. Eventualmente, con el paso del tiempo las cinéticas de la reacción serán iguales. Cuando este punto es alcanzado, se dice que el proceso ha alcanzado un equilibrio dinámico o solamente equilibrio. Cuando una reacción alcanza el equilibrio a una temperatura dada, dicha mezcla de reacción está sujeta a la ley del equilibrio químico. Esta ley impone una condición sobre la concentración de reactivos y

productos y es expresada en términos de una constante de equilibrio (K_c). Para la reacción vista anteriormente entre los iones Fe^{3+} y tiocianato, la constante de equilibrio puede escribirse como:

$$K = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]}$$

Y de manera general:

$$K = \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]}$$

Los corchetes indican concentración en moles/L en el equilibrio. Como su nombre lo indica, la constante de equilibrio es una constante a una temperatura dada para una reacción en particular. Su magnitud nos predice si una reacción se lleva a cabo completamente o si está lejos de alcanzar este estado (reacción reversible). Un valor más pequeño que 1 para K_c indica que en el equilibrio solamente unas cuantas moléculas de productos son formadas, significando que la mezcla consiste principalmente de los reactivos. Por otra parte, completar una reacción podría tener un valor muy grande para la constante de equilibrio. En este caso, el equilibrio está desplazado hacia la derecha. La reacción anterior entre el hierro (III) y el tiocianato tiene una constante de equilibrio de 207, indicando que el equilibrio se desplaza hacia la derecha, pero no llega a llevarse a cabo completamente. Así, en el equilibrio, los reactivos y productos están presentes, aunque la presencia de los productos es mayor que la de los reactivos.

La ley del equilibrio químico está basada en que no hay cambio del valor de la constante de equilibrio. Esto significa que, si se modifica el equilibrio, por ejemplo, agregando más moléculas de reactivo, habrá un aumento en el número de moléculas de productos con la finalidad de mantener el cociente productos/reactivos sin cambios y así preservar el valor numérico de la constante de equilibrio. El principio de Le Chatelier expresa este fenómeno de la siguiente manera “si un estrés externo es aplicado a un sistema en equilibrio, el sistema reaccionara de manera tal que aliviara dicho estrés”. En nuestro presente experimento, demostraremos el principio de Le Chatelier de dos maneras: a) modificando el equilibrio mediante el cambio de la concentración de un producto o un reactivo y b) modificando la temperatura.

4. Materiales y reactivos.

- Papel tornasol
- 10 tubos de ensayo de 10 mL
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Gradilla
- Pinzas para tubo de ensayo
- Baño maría
- Termómetro
- CuSO_4 0.1M
- NH_4OH 1M
- HCl 1M
- Solución saturada de NaCl
- KSCN 0.1M
- FeCl_3 0.1 M
- CoCl_2 1M

- 3 pipetas de vidrio de 1 mL
- 1 pipeta de vidrio de 2 mL
- 10 pipetas Pasteur
- Solución $\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}/\text{HPO}_4^{-2}$

5. Parte experimental.

- Colocar 20 gotas (1 mL aproximadamente) de la solución de CuSO_4 0.1 M en un tubo de ensayo limpio y seco. Agregar (gota a gota) la solución de NH_4OH 1 M, mezclando el contenido después de la adición de cada gota. Continuar agregando NH_4OH 1 M hasta que el color cambie. Nota el nuevo color de la solución y anota el número de gotas de la solución de NH_4OH 1 M agregadas. Posteriormente, a esta mezcla en equilibrio, agrega gota a gota y contando el número de gotas agregadas, la solución de HCl 1M hasta que el color cambie y sea nuevamente azul pálido. Registra tus observaciones.
- Coloca 2 mL de la solución $\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}/\text{HPO}_4^{-2}$ en un tubo de ensayo limpio y seco. Demuestra si la solución es ácida o básica usando papel tornasol rojo y azul. Registra tus observaciones. Agrega una gota de la solución de HCl 1 M al papel tornasol. Registra tus observaciones. Agrega una gota de la solución de HCl 1 M al tubo de prueba, mezcla y demuestra si la solución es ácida o básica con el papel tornasol. Registra tus observaciones.
- Prepara una solución stock agregando 1 mL de cloruro de hierro (III) 0.1 M (FeCl_3), y 1 mL de tiocianato de potasio (KSCN) 0.1 M, a 50 mL de agua destilada en un vaso de precipitados. Etiqueta 4 tubos de ensayos limpios y secos. A cada tubo de prueba, agrega 2 mL de la solución stock recién preparada. Usa el primer tubo como estándar para que puedas comparar el color de las otras soluciones. Al segundo tubo agrega 10 gotas de la solución de cloruro de hierro (III) 0.1 M. Al tercero, agrega 10 gotas de la solución de tiocianato de potasio (KSCN) 0.1 M. Al cuarto agrega 5 gotas de la solución saturada de NaCl . Observa el color en cada tubo de prueba y registra tus observaciones en la hoja de reporte.
- Coloca 5 gotas de la solución de CoCl_2 1M en un tubo de ensayo limpio y seco. Agrega gota a gota HCl concentrado hasta que ocurra un cambio de color. Registra tus observaciones. Por otra parte, coloca 1 mL de la solución de CoCl_2 1M en un tubo de ensayo limpio y seco. Nota el color. Coloca cuidadosamente el tubo de prueba en un baño de agua a 100 °C. Registra tus observaciones en la hoja de reporte.
- Nota: El HCl concentrado es tóxico y puede causar quemaduras en la piel. Por lo tanto, debe ser manejado con cuidado y no deben inhalarse sus vapores.

6. Resultados.

Responder las siguientes preguntas:

- 1.- ¿Cuál es el color del complejo cobre-amoniaco?, ¿Cuántas gotas de NH_3 1 M agregaste para generar el cambio de color?
- 2.- ¿Cuántas gotas de HCl 1 M agregaste para generar un cambio de color y regenerar el color azul pálido?
- 3.- Para la prueba de la solución de fosfato, ¿Cuál fue el color del papel tornasol rojo? y ¿Cuál fue el color del papel tornasol azul?
- 4.- Para la prueba de la solución de HCl 1 M, ¿Cuál fue el color del papel tornasol rojo? y ¿Cuál fue el color del papel tornasol azul?
- 5.- Después de agregar una gota de HCl 1 M a la solución de fosfatos, ¿Cuál fue el color del papel tornasol rojo? y ¿Cuál fue el color del papel tornasol azul. Tu solución de fosfatos fue ácida, básica o neutra, a) antes de la adición de HCl, b) después de la adición de HCl. ¿Fue tu solución de HCl ácida, básica o neutra?
- 6.- Compara los colores en cada uno de los tubos de prueba que contienen la mezcla de cloruro de hierro (III)-tiocianato: tubo No 1, tubo No 2, tubo No 3 y tubo No 4.
- 7.- Hacia donde estará desplazado el equilibrio en los siguientes tubos: Tubo 2, tubo 3 y tubo 4

7. Discusión de resultados.

Compare sus resultados con los obtenidos en los otros equipos y los reportados en la literatura.

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones comparando los resultados obtenidos y los reportados en la literatura.

9. Bibliografía.

- Gómez M, Matesanz AI, Sánchez A, Souza P. (2005). *Laboratorio de Química*. 2a ed. Ed. Ediciones UAM. México, D. F.

- Huheey, James E; Keiter, Ellen A; Keiter, Richard L. Química inorgánica: Principios de estructura y reactividad. Ed. Harla: Oxford University Press. 1997
- McMurry JE, Fay RC. (2009). Química general. 5ª. Edición. Ed. Pearson Educación, México, D.F.
- Petrucci RH, Harwood WS, Herring FG. (2003). *Química General*. 8a ed. Capítulo 16. Ed. Prentice Hall, New York.
- Woodfield, Brian F; Asplund, Matthew C; Haderlie, Steven. Laboratorio virtual de química general. 3a ed. Ed. Prentice Hall, 2009.

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 10

Catálisis

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Observar la acción de un catalizador sobre la velocidad de reacción en función de la temperatura.

2. Introducción.

La velocidad de la mayoría de las reacciones químicas aumenta con la temperatura. La presencia de un catalizador químico incrementa aún más la velocidad de la reacción. En esta práctica la reacción propuesta produce una coloración verde debido al tartrato de cobalto, que actúa como intermediario en la reacción. Esta coloración se debe a la presencia del catalizador y desaparece cuando el catalizador se regenera.

3. Antecedentes.

La Cinética Química estudia dos aspectos de una reacción química: la velocidad de la reacción que mide la variación de la concentración de reactivos y productos con el tiempo, y el mecanismo de la reacción para pasar de reactivos a productos.

Como se sabe, la **velocidad de una reacción** se define como la disminución de la concentración de un reactivo o el aumento de la concentración de un producto con el tiempo. Se expresa en términos de la concentración de uno de los reactivos o productos que intervienen en la reacción, siempre como una magnitud positiva y con unidades de concentración dividido por tiempo (M/s). La velocidad de reacción de una reacción química depende, principalmente, de los siguientes factores:

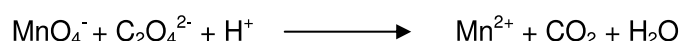
- La naturaleza de las sustancias que reaccionan
- La concentración de dichas sustancias
- La temperatura
- La acción de catalizadores

En cualquier estudio cinético se determina la concentración de alguna de las especies que intervienen en la reacción en un determinado momento a una temperatura fija. Se determina la cantidad de reactivo que queda o de producto que se forma cuando ha transcurrido cierto tiempo. Conociendo las cantidades iniciales de reactivos se calcula la variación de la concentración con el tiempo.

Existen dos tipos de métodos experimentales para determinar las concentraciones, conocidos como **método químico** y **método físico**:

- En el **método químico** se retira una parte del sistema en reacción a intervalos fijos de tiempo, para efectuar un análisis y determinar la cantidad de reactivo o de producto, con lo cual se calcula la velocidad de reacción.
- En el **método físico** se mide alguna propiedad física de alguna especie de la reacción que es proporcional a su concentración, como por ejemplo la emisión o absorción de luz, la presión de los gases, la conductividad de las disoluciones.

Los métodos físicos son preferibles a los químicos porque éstos necesitan modificar o parar el sistema de reacción. Sin embargo, en esta práctica vamos a utilizar un método químico por su sencillez, para estudiar cinéticamente la reacción:



En general puede decirse que la velocidad de una reacción aumenta al elevar la temperatura (como valor medio podemos decir que un aumento de 10 grados duplica la velocidad de la reacción). Esto es debido a que el aumento de temperatura incrementa la energía media y la velocidad de las moléculas reaccionantes, aumentando el número de choques entre ellas y el número de moléculas que alcanza o supera la **energía de activación**, necesario para que el choque entre ellas sea eficaz. En 1889, Svanthe Arrhenius estableció empíricamente que las constantes de velocidad de muchas reacciones varían con la temperatura según la expresión:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

donde k es la constante de velocidad de la reacción, E_a es la energía de activación, y A es la constante de Arrhenius.

Tomando logaritmos naturales en ambos miembros de la ecuación, esta queda como:

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A$$

Así, si se representa gráficamente $\ln k$ frente a $1/T$ aparece una línea recta, lo que permite determinar el valor de la energía de activación. Alternativamente, esa ecuación puede escribirse para dos conjuntos de valores de k y de temperatura, lo que permite eliminar la constante $\ln A$. La ecuación resultante, denominada ecuación de Arrhenius, es:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Donde T_1 y T_2 son dos temperaturas en grados Kelvin, k_1 y k_2 son las constantes de velocidad a esas temperaturas, E_a es la energía de activación (J mol^{-1}) y R es la constante de los gases ($8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

Otra forma de acelerar una reacción es utilizando un **catalizador**, que es una sustancia que proporciona una secuencia alternativa de la reacción con una menor energía de activación, esto permite que un mayor número de moléculas sean capaces de superar dicha energía y, por tanto, reaccionar. El catalizador participa en la reacción química sin experimentar un cambio permanente, por lo que su fórmula no aparece en la reacción química global, si bien se suele situar generalmente sobre la flecha de la reacción.

Existen dos tipos básicos de catálisis, conocidos como **catálisis homogénea** y **catálisis heterogénea**. En el primer caso, todos los reactivos y los productos están presentes en la disolución o en la mezcla homogénea en que se desarrolla la reacción. Este es el caso de las reacciones en medio acuoso catalizadas por un ácido o por un catión de un metal de transición. En la catálisis heterogénea, la reacción transcurre sobre una superficie sólida adecuada, de modo que los intermedios de reacción cruciales se sitúan sobre la superficie, y el catalizador está en una fase distinta de la de los reactivos y productos de la reacción. Este es el caso de multitud de reacciones catalizadas por elementos de transición y sus compuestos, que permanecen en estado sólido durante la reacción. En la catálisis heterogénea no todos los átomos superficiales son igualmente efectivos, denominándose **posiciones activas** a los átomos efectivos. En general, la catálisis heterogénea implica cuatro etapas:

- Adsorción de reactivos en la superficie activa
- Difusión de los reactivos sobre la superficie
- Reacción en una posición activa, formándose un producto adsorbido
- Desorción del producto

Un tipo especial de catalizadores son las proteínas conocidas como **enzimas**. En este caso, la sustancia que reacciona, denominada **sustrato** (S), se une a un enzima (E) en una determinada posición, formando un complejo (ES), que se descompone, formándose los productos (P) y regenerándose el enzima. La velocidad de las reacciones enzimáticas alcanza un máximo a una determinada temperatura (en el cuerpo humano, a 37°C). Muy por encima de ella, la estructura del enzima cambia, las posiciones activas se alteran y se pierde la actividad enzimática.

4. Materiales y reactivos.

- Termómetro
- Barra de agitación magnética.
- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- Vaso de precipitados de 250 mL
- Pipetas graduadas
- Parrilla de calentamiento
- Baño maría
- 5 g de tartrato de sodio y potasio (Sal de la Rochelle)
- 20 mL de H₂O₂ al 3%
- 0.36 g de CoCl₂·6H₂O

5. Parte experimental.

- Preparar una solución de tartrato de sodio y potasio 0.4 M. Colocar en un vaso de precipitados de 100 mL, 5 g de tartrato de sodio y potasio tetrahidratado y agregar 60 mL de agua destilada.
- Preparar una solución de cloruro de cobalto (II) hexahidratado 0.3 M. Colocar en otro vaso de precipitado, 0.36 g de cloruro de cobalto y agregar 5 mL de agua.
- Colocar 60 mL de solución de tartrato de sodio y potasio en un vaso de precipitados y agregar 20 mL de peróxido de hidrógeno al 3%. Observar si hay cambio de color o generación de gas.
- Colocar el vaso de precipitados con la solución dentro de un recipiente para Baño maría. Agregar 5 mL de solución de cobalto y mezclar. Accionar el cronómetro y detener al regresar el color. Probablemente la solución se derrame al adicionar el cloruro de cobalto.
- Repetir el experimento a 45, 55 y 65°C y observar.

6. Resultados.

1. Observaciones y ecuación de la reacción.
2. ¿Por qué al final de la reacción se presenta el color rosa?
3. ¿Cuál es el catalizador de la reacción?
4. Investigar los siguientes conceptos: Intermediario de reacción y energía de activación.
5. Llenar la siguiente tabla:

Muestras	Temperatura (°C)	Tiempo de reacción (s)
1	Ambiente	
2	45	
3	55	
4	65	

7. Discusión de resultados.

Compare sus resultados con los obtenidos en los otros equipos y los reportados en la literatura.

8. Conclusiones.

Realice sus conclusiones comparando sus resultados con los de sus compañeros y verifique si se cumplió con el objetivo propuesto.

9. Bibliografía.

- Gómez M, Matesanz AI, Sánchez A, Souza P. (2005). *Laboratorio de Química*. 2a ed. Ed. Ediciones UAM. México, D. F.
- Huheey, James E; Keiter, Ellen A; Keiter, Richard L. *Química inorgánica: Principios de estructura y reactividad*. Ed. Harla: Oxford University Press. 1997
- McMurry JE, Fay RC. (2009). *Química general*. 5ª. Edición. Ed. Pearson Educación, México, D.F.
- Petrucci RH, Harwood WS, Herring FG. (2003). *Química General*. 8a ed. Capítulo 16. Ed. Prentice Hall, New York.
- Woodfield, Brian F; Asplund, Matthew C; Haderlie, Steven. *Laboratorio virtual de química general*. 3a ed. Ed. Prentice Hall, 2009.

10. Medidas de seguridad.

Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat-1993.

Práctica 11

Compuestos de coordinación

Tiempo de duración: 3h

1. Objetivos de la práctica.

- Sintetizar un compuesto de coordinación con actividad biológica potencial como el hexamin cobalto (III) aplicando los conocimientos relacionados con los fenómenos de complejación oxido-reducción, acidez y precipitación.

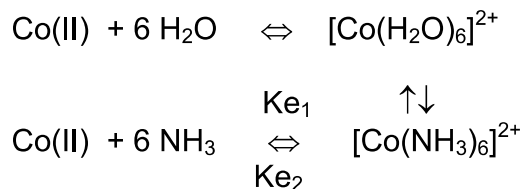
2. Introducción.

La estructura de ión complejo consiste en un catión metálico central que tiene unidos varios aniones o moléculas llamados ligandos. Estos son capaces de actuar como bases de Lewis (tienen un par de electrones sin compartir) y se encuentran coordinados alrededor del catión central en la primera esfera de coordinación.

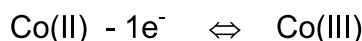
El número de átomos que se enlazan directamente al ión central o el número de posiciones coordinadas se llama número de coordinación. Con los estudios de estos compuestos se han logrado avances en la industria textil, en la metalúrgica, en la purificación de aguas, en los campos de la electroquímica, química analítica y bioquímica.

3. Antecedentes.

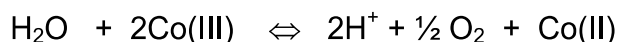
La preparación de un compuesto químico a partir de reactivos específicos diferentes a él, utilizando cualquier proceso, recibe el nombre de síntesis química. En la síntesis de un compuesto de coordinación se requieren por lo menos dos especies químicas principales. Una de ellas contiene un donador de pares electrónicos que generalmente es una especie denominada ligante, que intervienen en la reacción donando, por lo menos, un par electrónico. Los aceptores se clasifican en neutros y catiónicos así mismo, los ligantes pueden ser neutros o aniónicos. Considerando el número de pares electrónicos que los ligantes pueden coordinar o donar, se clasifican en monodentados, bidentados, tridentados y polidentados. Los receptores para los iones cobaltoso y cobáltico, Co(II) y Co(III) respectivamente forman un gran número de complejos como resultado de la reacción química de complejación, predominando la geometría octaédrica, los cuales presentan una relación metal/ligante definida. En la preparación del complejo hexaamincobalto (III) en solución acuosa se establece un equilibrio previo significativo entre los complejos octaédricos, hexaacuocobalto (II) y hexaamincobalto (II), debido a que tienen constantes de disociación semejantes, K_{e1} , K_{e2} respectivamente, según el equilibrio múltiple:



La síntesis del complejo hexaamincobalto (III) es posible solamente cuando se utiliza un oxidante como el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 ($E_0=1.77 \text{ V}$), que es capaz de oxidar la especie cobaltoso Co(II) a cobáltico Co(III) .



La formación del complejo con el amoníaco (NH_3) del ión cobáltico Co(III) , que forma parte del sistema redox Co(III)/Co(II) y cuyo potencial estándar de celda es de 1.8 V , estabiliza a dicha especie debido a que en solución acuosa no es posible tener cobalto(III) libre porque es un oxidante fuerte capaz de oxidar al agua:

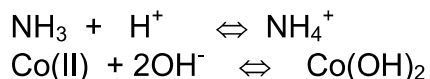


La formación del complejo $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ a partir de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ se favorece debido a que el potencial estándar condicional de este par redox es sumamente pequeño ($E_0 = 0.1 \text{ V}$) si se compara con el potencial estándar de los pares redox Co(III)/Co(II) ($E_0 = 1.8 \text{ V}$), y $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ ($E_0 = 1.77 \text{ V}$) por lo que el equilibrio se encuentra desplazado hacia la derecha:



Los compuestos de coordinación hexaacuocobalto (II), hexaamincobalto (II) y hexaamincobalto (III) son octaédricos. En estos, el número de coordinación es de seis y la relación metal/ligante es de 1:6, debido a que los ligantes acuo y amino son monodentados.

En la síntesis del complejo $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ se incorpora el medio de reacción un sistema regulador de pH, ($\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$), con la finalidad de evitar que los equilibrios competitivos derivados del fenómeno de acidez (7,8) se desplacen hacia la formación de productos indeseables, como sucede con el amoníaco en condiciones fuertemente ácidas con el cobalto(II) en medio básico.



4. Material y reactivos.

- Dos matraces Erlenmeyer de 50 mL
- Un matraz kitazato de 50 mL
- Embudo Büchner
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Pinzas de tres dedos
- Soporte universal
- Baño maría
- Parrilla de calentamiento
- Papel filtro Whatman No. 3
- H₂O₂ al 3%
- NH₄Cl
- Etanol
- CoCl₂·6H₂O

5. Parte experimental.

- Pesar 4 g de cloruro de cobalto (II) hexahidratado, disolver en 4 mL de agua destilada contenida en un vaso de precipitados de 100 mL.
- Calentar cuidadosamente, a una temperatura cercana al punto de ebullición y adicionar 2.6 g de cloruro de amonio, agitar hasta que se disuelva.
- Pasar la solución caliente del vaso de precipitados a un matraz Erlenmeyer de 250 mL que contenga 0.5 g de carbón activado, enfriar el contenido al chorro de agua y adicionar a la solución fría 16 mL de amoniaco concentrado (28%).
- Introducir el matraz Erlenmeyer a un baño de hielo y enfriar hasta la temperatura del contenido sea de 6°C.
- Adicionar 4 porciones de 1 mL de peróxido de hidrógeno al 20% y agitar en forma sucesiva el contenido; después de cada adición, repetir el procedimiento incrementando el volumen de las porciones hasta que se haya adicionado un volumen de 15 mL de peróxido de hidrógeno.
- A continuación calentar el contenido del matraz en baño de María manteniendo la temperatura a 60 ± 5 °C, hasta que desaparezca la coloración rosa del cloruro cobaltoso Co (II) y se presente la precipitación de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ de color amarillo.
- Posteriormente enfriar el contenido del matraz en baño con hielo para favorecer la precipitación del complejo. Filtrar el precipitado al vacío, utilizando un embudo Büchner y papel filtro Whatman del número 3, transferir el precipitado a un matraz Erlenmeyer de 250 mL que contenga una solución de 60 mL de agua y 2.5 mL de ácido clorhídrico concentrado.
- Calentar a ebullición hasta que se disuelva el precipitado, filtrar al vacío y en caliente para eliminar el carbón activado, recibir el filtrado en un matraz Erlenmeyer de 250 mL que contenga hielo y agite constantemente.
- Filtrar al vacío, lavar el precipitado con 9 mL de una solución fría de etanol: agua (60:40), repetir el procedimiento utilizando 8 mL de etanol al 95%.

- Recristalizar el producto obtenido disolviendo el producto en una mezcla etanol: agua (60:40) caliente y dejando enfriar la disolución para que se forme el precipitado del producto.

6. Resultados.

1. Pesar el producto recristalizado, calcular el rendimiento obtenido
2. ¿Cuál es el propósito de adicionar el peróxido de hidrógeno?

7. Discusión de resultados.

Compare sus resultados con los obtenidos en los otros equipos y los reportados en la literatura.

8. Conclusiones.

- Realice sus conclusiones comparando sus resultados con los de sus compañeros.
- ¿Se cumplieron los objetivos de la práctica?
- ¿Qué se puede concluir sobre la relación entre las propiedades estudiadas y la estructura molecular de las mismas?

9. Bibliografía.

- Conroy E, Tobias RS. (1990). *General Chemistry Laboratory Operation*, 1ra. Ed. McMillan, New York.
- Cotton & Wilkinson (1999). *Advanced Inorganic Chemistry*, Wiley, New York.
- Douglas I. (1983). *J. Mol. Biol.*, 166, 557-580.
- Woodfield, Brian F; Asplund, Matthew C; Haderlie, Steven. Laboratorio virtual de química general. 3a ed. Ed. Prentice Hall, 2009.


10. Medidas de seguridad.


Seguir las recomendaciones en el manejo de reactivos de acuerdo con su clasificación química y las recomendaciones del profesor. Revisar las hojas de seguridad para el manejo de los reactivos (ver Anexo).

11. Disposición de residuos.

Disponer de los residuos de acuerdo con la norma NOM-052-Semarnat 1993.

ANEXO 1

Ácido Acetil Salicílico	CAS	Proveedor	Descripción
$C_9H_8O_4$ Masa molar 180.158 g/mol	50-78-2	Fagron Ibérica, S.A.U. www. fagron.es	Pictograma de peligro  Nocivo en caso de ingestión. Elementos de la etiqueta Etiquetado con arreglo al Reglamento (CE) n° 1272/2008 La sustancia se ha clasificado y etiquetado de conformidad con el reglamento CLP. Palabra de advertencia Atención · Indicaciones de peligro Nocivo en caso de ingestión. · Consejos de prudencia Lavarse concienzudamente tras la manipulación. No comer, beber ni fumar durante su utilización. EN CASO DE INGESTIÓN: Llamar a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico si la persona se encuentra mal. Enjuagarse la boca. Eliminar el contenido o el recipiente conforme a la reglamentación local/regional/nacional/ internacional.

Ácido Benzoico	CAS	Proveedor	Descripción
C_6H_5COOH Masa molar 122,12 g/mol	65-85-0	Merck S.A. de C.V.	Pictogramas de peligro  Palabra de advertencia: Peligro Indicaciones de peligro: Provoca irritación cutánea. Provoca lesiones oculares graves.


Perjudica a determinados órganos (Pulmones) por exposición prolongada o repetida.


Reactividad:

Riesgo de explosión del polvo.

En caso de fuerte calentamiento pueden producirse mezclas explosivas con el aire.

Debe considerarse crítico un intervalo a partir de aprox. 15 Kelvin por debajo del punto de inflamación.

Ácido clorhídrico	CAS	Proveedor	Descripción
HCl Masa molar 36.46 g/mol	7647-01-0	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictogramas de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia: Atención</p> <p>Indicaciones de peligro: Toxicidad aguda, Irritaciones cutáneas, Irritación ocular, Toxicidad acuática aguda, Toxicidad acuática crónica,</p> <p>Reactividad: Reacción exotérmica con: hidroxilamina, Agentes oxidantes fuertes, magnesio en polvo</p>

Ácido fosfórico	CAS	Proveedor	Descripción
H ₃ PO ₄ Masa molar 97.994 g/mol	7664-38-2	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Peligro</p> <p>Indicaciones de peligro Puede ser corrosivo para los metales. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>Consejos de prudencia Prevención</p>

Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.

Intervención

EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuagar la boca. NO provocar el vómito.


EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua

cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad.

Proseguir con el lavado.

EN CASO DE exposición manifiesta o presunta: Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA o a un médico.

Agua destilada	CAS	Proveedor	Descripción
H ₂ O Masa molar 18,02 g/mol	7732-18-5	Merck S.A. de C.V.	Información toxicológica Información sobre los efectos toxicológicos Toxicidad oral aguda Esta información no está disponible. Toxicidad aguda por inhalación Esta información no está disponible. Toxicidad cutánea aguda Esta información no está disponible. Irritación de la piel Esta información no está disponible. Irritación ocular Esta información no está disponible. Sensibilización Esta información no está disponible.

Cloruro de aluminio	CAS	Proveedor	Descripción
AlCl ₃ 6 H ₂ O Masa molar 241,43 g/mol	7784-13-6	Merck S.A. de C.V.	Pictograma de peligro  Indicaciones de peligro Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves. Consejos de prudencia Prevención

Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.

Intervención


EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuagar la boca. NO provocar el vómito.


EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua

cuidadosamente durante varios minutos.


Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado.

En caso de exposición manifiesta o presunta: Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA o a un médico.


Cloruro de amonio	CAS	Proveedor	Descripción
NH ₄ Cl Masa molar 53,49 g/mol	12125-02-9	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Indicaciones de peligro Nocivo en caso de ingestión. Provoca irritación ocular grave. Consejos de prudencia Intervención EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado.</p>


Cloruro de cobalto	CAS	Proveedor	Descripción
CoCl ₂ Masa molar 129,83 g/mol	7646-79-9	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Indicaciones de peligro Puede provocar cáncer por inhalación.</p>

Puede perjudicar a la fertilidad.
 Nocivo en caso de ingestión.
 Puede provocar una reacción alérgica en la piel.
 Provoca lesiones oculares graves.
 Puede provocar síntomas de alergia o asma o dificultades respiratorias en caso de inhalación.
 Se sospecha que provoca defectos genéticos.
 Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.

Cloruro de hierro III	CAS	Proveedor	Descripción
FeCl_3 Masa molar 162,20 g/mol	7705-08-0	Merck S.A. de C.V.	Pictograma de peligro  Indicaciones de peligro Puede ser corrosivo para los metales. Nocivo en caso de ingestión. Provoca irritación cutánea. Puede provocar una reacción alérgica en la piel. Provoca lesiones oculares graves. Consejos de prudencia Prevención Llevar guantes de protección. Llevar gafas de protección. Intervención EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado. Consultar a un médico.

Cloruro de sodio	CAS	Proveedor	Descripción
NaCl Masa molar 58,44 g/mol	7647-14-5	Merck S.A. de C.V.	<p>Indicaciones de peligro</p> <p>Clasificación de la sustancia o de la mezcla</p> <p>Esta sustancia no es clasificada como siendo peligrosa según la legislación de la Unión Europea.</p> <p>Elementos de la etiqueta</p> <p>Etiquetado (REGLAMENTO (CE) No 1272/2008)</p> <p>No es una sustancia o mezcla peligrosa de acuerdo con el Reglamento (CE) No. 1272/2008.</p> <p>Otros peligros</p> <p>Ninguno conocido.</p>
Electrodo de aluminio	S/N	Postle Industries, Inc. WWW.postle.com	<p>¡ADVERTENCIA! –Evite respirar humos y gases de soldadura, pueden ser peligrosos para su salud. Siempre utilice ventilación adecuada. Use equipo de protección personal en todo momento.</p> <p>VÍAS DE ENTRADA PRINCIPALES: sistema respiratorio, ojos o piel.</p> <p>RAYOS DE LOS ARCOS: el arco de soldadura puede dañar los ojos y quemarla piel.</p> <p>DESCARGA ELÉCTRICA: la soldadura por arco y los procesos asociados pueden causar la muerte.</p> <p>HUMOS Y GASES: pueden ser peligrosos para su salud</p>


Electrodo de cobre	S/N	SOLDEX S.A. www.esab.com.ar	Pictograma de peligro 
			<p>Riesgo durante su utilización en Soldadura-General: Shock eléctrico.</p> <p>Inhalación: La inhalación de humos de soldadura puede ocasionar irritaciones de las vías respiratorias, Tos.</p> <p>Contacto con la piel: Radiaciones UV, IR. Calor. Puede provocar irritación cutánea. Las escorias pueden causar quemaduras.</p> <p>-Contacto con los ojos: Radiaciones UV, IR. Calor. Puede originar irritación en los ojos. Las escorias pueden causar quemaduras.</p>

Etanol	CAS	Proveedor	Descripción
C ₂ H ₅ OH Masa molar 46,07 g/mol	64-17-5	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro </p> <p>Indicaciones de peligro Líquido y vapores muy inflamables. Provoca irritación ocular grave. Consejos de prudencia Prevención Mantener alejado del calor, de superficies calientes, de chispas, de llamas abiertas y de cualquier otra fuente de ignición. No fumar. Conectar a tierra/enlace equipotencial del recipiente y del equipo de recepción. Intervención EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y</p>

pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado.

Almacenamiento


En un lugar bien ventilado. Mantener el recipiente cerrado herméticamente.

Fenolftaleína	CAS	Proveedor	Descripción
C ₂₀ H ₁₄ O ₄ Masa molar 318,32 g/mol	77-09-8	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Peligro</p> <p>Indicaciones de peligro Puede provocar cáncer. Se sospecha que provoca defectos genéticos. Se sospecha que perjudica a la fertilidad.</p> <p>Consejos de prudencia Prevención Pedir instrucciones especiales antes del uso. No respirar el polvo.</p> <p>Intervención EN CASO DE exposición manifiesta o presunta: Consultar a un médico. Reservado exclusivamente a usuarios profesionales.</p>


Glicerina	CAS	Proveedor	Descripción
(HOCH ₂) ₂ CHOH Masa molar 92,1 g/mol	56-81-5	Merck S.A. de C.V.	<p>Identificación de los peligros Clasificación de la sustancia o de la mezcla Esta sustancia no es clasificada como siendo peligrosa según la legislación de la Unión Europea.</p> <p>Elementos de la etiqueta Etiquetado (REGLAMENTO (CE) No 1272/2008) No es una sustancia o mezcla peligrosa de acuerdo con el Reglamento (CE) No. 1272/2008. Otros peligros</p>

Ninguno conocido.


Glucosa	CAS	Proveedor	Descripción
C ₆ H ₁₂ O ₆ Masa molar 180,16 g/mol	50-99-7	Merck S.A. de C.V.	Elementos de la etiqueta Etiquetado (REGLAMENTO (CE) No 1272/2008) No es una sustancia o mezcla peligrosa de acuerdo con el Reglamento (CE) No. 1272/2008. Otros peligros Ninguno conocido. Observaciones Ningún ingrediente peligroso según la Reglamento (CE) No. 1907/2006.

Hexano	CAS	Proveedor	Descripción
CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃ Masa molar 86,18 g/mol	110-54-3	Merck S.A. de C.V.	Pictograma de peligro  Palabra de advertencia Peligro Indicaciones de peligro Líquido y vapores muy inflamables. Puede ser mortal en caso de ingestión y penetración en las vías respiratorias. Provoca irritación cutánea. Puede provocar somnolencia o vértigo. Se sospecha que perjudica a la fertilidad. Se sospecha que daña al feto. Puede provocar daños en los órganos (Sistema nervioso) tras exposiciones prolongadas o repetidas si se inhala. Tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos. Consejos de prudencia Prevención Mantener alejado del calor, de superficies calientes, de chispas, de llamas abiertas y de cualquier otra fuente de ignición. No fumar.

Conectar a tierra/enlace equipotencial del recipiente y del equipo de recepción.
Evitar su liberación al medio ambiente.
Intervención
EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuagarse la boca. NO provocar el vómito.
EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes.
Consultar a un médico en caso de malestar.
Almacenamiento
Almacenar en un lugar bien ventilado.
Mantener el recipiente cerrado herméticamente.

Hidróxido de sodio	CAS	Proveedor	Descripción
NaOH Masa molar 40,00 g/mol	1310-73-2	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Peligro Indicaciones de peligro Puede ser corrosivo para los metales. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves. Consejos de prudencia Prevención Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección. Intervención EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuagarse la boca. NO provocar el vómito. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. EN CASO DE exposición manifiesta o presunta: Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA o a un médico.</p>

Consejos de prudencia
 Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.
 EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuagarse la boca. NO provocar el vómito.
 EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando.
 EN CASO DE exposición manifiesta o presunta: Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA o a un médico.

Hierro	CAS	Proveedor	Descripción
Fe Masa molar 55,85 g/mol	7439-89-6	Merck S.A. de C.V.	Pictograma de peligro  Palabra de advertencia Peligro Indicaciones de peligro Sólido inflamable. Se calienta espontáneamente; puede inflamarse. Consejos de prudencia Prevención Mantener alejado del calor, de superficies calientes, de chispas, de llamas abiertas y de cualquier otra fuente de ignición. No fumar. No respirar el polvo. Intervención En caso de incendio: Utilizar polvo para apagarlo.


Nitrato de cobre	CAS	Proveedor	Descripción
Cu(NO ₃) ₂ 3 H ₂ O Masa molar 241,60 g/mol	10031-43-3	Merck S.A. de C.V.	Pictograma de peligro



Palabra de advertencia
 Peligro
 Indicaciones de peligro
 Puede agravar un incendio; comburente.
 Nocivo en caso de ingestión.
 Provoca irritación cutánea.
 Provoca irritación ocular grave.
 Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.
 Consejos de prudencia
 Prevención
 Mantener alejado de fuentes de calor.
 Tomar todas las precauciones necesarias para no mezclar con materias combustibles, compuestos de metales pesados, ácidos y álcalis.
 Evitar su liberación al medio ambiente.
 Intervención
 EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL:
 Lavar con agua y jabón abundantes.
 EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS:
 Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando.


Nitrato de plomo II	CAS	Proveedor	Descripción
Pb(NO ₃) ₂ Masa molar 331,2 g/mol	10099-74-8	Merck S.A. de C.V.	Pictograma de peligro Palabra de advertencia Peligro Indicaciones de peligro Puede dañar al feto. Se sospecha que perjudica a la fertilidad. Nocivo en caso de ingestión o inhalación.

Provoca lesiones oculares graves.
 Perjudica a determinados órganos (Sangre, Sistema nervioso central, Sistema inmunitario, Riñón) por exposición prolongada o repetida.
 Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.
Consejos de prudencia
Prevención
 Solicitar instrucciones especiales antes del uso.
 Evitar su liberación al medio ambiente.
 Llevar gafas de protección.
Intervención
EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS:
 Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado.
 Consultar a un médico en caso de malestar.


Nitrato de zinc	CAS	Proveedor	Descripción
$N_2O_6Zn \cdot 6H_2O$ Peso molecular: 297.49 g/mol	10196-18-6	Sigma-Aldrich	Pictograma de peligro  Palabra de advertencia Peligro Indicación(es) de peligro Puede agravar un incendio; comburente. Nocivo en caso de ingestión. Provoca irritación cutánea. Provoca irritación ocular grave. Puede irritar las vías respiratorias. Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos. Declaración(es) de prudencia


Mantener alejado de fuentes de calor.
Mantener o almacenar alejado de la ropa/materiales combustibles.
Tomar todas las precauciones necesarias para no mezclar con materias combustibles.
Evitar respirar el polvo/ el humo/ el gas/ la niebla/ los vapores/ el aerosol.
Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.
No comer, beber ni fumar durante su utilización.
Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.
Evitar su liberación al medio ambiente.
Llevar guantes/ gafas/ máscara de protección.
EN CASO DE INGESTIÓN: Llamar a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico si la persona se encuentra mal. Enjuagarse la boca.
EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes.
EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. Llamar a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico si la persona se encuentra mal.
EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando.
En caso de irritación cutánea: Consultar a un médico.
Si persiste la irritación ocular: Consultar a un médico.
Quitarse las prendas contaminadas y lavarlas antes de volver a usarlas.
En caso de incendio: Utilizar arena seca, producto químico seco o espuma resistente al alcohol para la extinción.

Recoger el vertido.
 Almacenar en un lugar bien ventilado.
 Mantener el recipiente cerrado herméticamente.
 Guardar bajo llave.
 Eliminar el contenido/ el recipiente en una planta de eliminación de residuos autorizada.

Peróxido de hidrógeno	CAS	Proveedor	Descripción
H ₂ O ₂ Peso molecular 34,0147 g/mol	7722-84-1	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Peligro</p> <p>Indicaciones de peligro Nocivo en caso de ingestión. Provoca lesiones oculares graves. Puede ser nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p> <p>Consejos de prudencia Prevención Evitar su liberación al medio ambiente. Llevar gafas de protección.</p> <p>Intervención EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado. Consultar a un médico.</p> <p>Indicaciones de peligro Provoca lesiones oculares graves. Puede ser nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>


Consejos de prudencia
 Llevar gafas de protección.
 EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS:
 Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado. Consultar a un médico.


Plomo	CAS	Proveedor	Descripción
Pb Masa molar 207,2 g/mol	7439-92-1	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Peligro</p> <p>Indicaciones de peligro Puede dañar al feto. Se sospecha que perjudica a la fertilidad. Nocivo en caso de ingestión o inhalación. Puede provocar daños en los órganos (Sangre, Sistema nervioso central, Sistema inmunitario, Riñón) tras exposiciones prolongadas o repetidas. Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p> <p>Consejos de prudencia Prevención Solicitar instrucciones especiales antes del uso. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>Intervención Consultar a un médico en caso de malestar.</p>


Sulfato de cobre	CAS	Proveedor	Descripción
CuSO ₄ Masa molar 159,61 g/mol	7758-98-7	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Atención</p> <p>Indicaciones de peligro Nocivo en caso de ingestión. Provoca irritación cutánea. Provoca irritación ocular grave.</p> <p>Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p> <p>Consejos de prudencia Prevención Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>Intervención EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar con agua cuidadosamente durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto cuando estén presentes y pueda hacerse con facilidad. Proseguir con el lavado.</p>

Tartrato de sodio	CAS	Proveedor	Descripción
C ₄ H ₄ Na ₂ O ₆ · 2H ₂ O Masa molar 230,08 g/mol	6106-24-7	Merck S.A. de C.V.	<p>Identificación de los peligros Clasificación de la sustancia o de la mezcla</p> <p>Esta sustancia no es clasificada como siendo peligrosa según la legislación de la Unión Europea.</p> <p>Elementos de la etiqueta Etiquetado (REGLAMENTO (CE) No 1272/2008)</p> <p>No es una sustancia o mezcla peligrosa de acuerdo con el Reglamento (CE) No. 1272/2008.</p>

Tartrato de sodio potasio	CAS	Proveedor	Descripción
C ₄ H ₄ KNaO ₆ * 4 H ₂ O Masa molar 282,23 g/mol	6381-59-5	Merck S.A. de C.V.	<p>Identificación de los peligros Clasificación de la sustancia o de la mezcla Esta sustancia no es clasificada como siendo peligrosa según la legislación de la Unión Europea. Elementos de la etiqueta Etiquetado (REGLAMENTO (CE) No 1272/2008) No es una sustancia o mezcla peligrosa de acuerdo con el Reglamento (CE) No. 1272/2008. Otros peligros Ninguno conocido.</p>

Tiocianato de potasio	CAS	Proveedor	Descripción
KSCN Masa molar 97,18 g/mol	333-20-0	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Atención Indicaciones de peligro Nocivo en caso de ingestión, contacto con la piel o inhalación Nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos. En contacto con ácidos libera gases muy tóxicos. Consejos de prudencia Prevención Evitar su liberación al medio ambiente. Intervención EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes.</p>

Yodo sublimado	CAS	Proveedor	Descripción
I ₂ Masa molar 253,8 g/mol	7553-56-2	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Peligro</p> <p>Indicaciones de peligro Nocivo en contacto con la piel o si se inhala Provoca irritación cutánea. Provoca irritación ocular grave. Puede irritar las vías respiratorias. Provocar daños en los órganos (glándula tiroideas) tras exposiciones prolongadas o repetidas en caso de ingestión. Muy tóxico para los organismos acuáticos.</p> <p>Consejos de prudencia Prevención Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>Intervención EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. Consultar a un médico en caso de malestar.</p>

Zinc	CAS	Proveedor	Descripción
Zn Masa molar 65,39 g/mol	7440-66-6	Merck S.A. de C.V.	<p>Pictograma de peligro</p>  <p>Palabra de advertencia Atención</p> <p>Indicaciones de peligro</p>

H410 Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.

Consejos de prudencia

Prevención

P273 Evitar su liberación al medio ambiente.

ANEXO 2.

Programa de la Experiencia Educativa

Universidad Veracruzana
Dirección General del Área Académica Técnica
Licenciatura en **Químico Farmacéutico Biólogo**



Programa de estudio de experiencia educativa

1. Área académica

Área Académica Técnica

2.-Programa educativo

Químico Farmacéutico Biólogo

3.- Campus

Xalapa

4.-Dependencia/Entidad

Química Farmacéutica Bióloga

5.- Código	6.-Nombre de la experiencia educativa	7.- Área de formación	
		Principal	Secundaria
	Química Inorgánica	AFID	

8.-Valores de la experiencia educativa

Créditos	Teoría	Práctica	Total horas	Equivalencia (s)
9	3	3	90	Química Inorgánica

9.-Modalidad

Curso-Laboratorio

10.-Oportunidades de evaluación

ABGHJK=Todas

11.-Requisitos

Pre-requisitos	Co-requisitos
Ninguno	Ninguno

12.-Características del proceso de enseñanza aprendizaje

Individual / Grupal (una o dos palabras fijas)	Máximo	Mínimo
Grupal	25	10



13.-Agrupación natural de la Experiencia educativa (áreas de conocimiento, academia, ejes, módulos, departamentos) (30)

Academia de Química

14.-Proyecto integrador (100)

Investigación química del análisis estructural de los compuestos inorgánicos presentes en la vida cotidiana.

15.-Fecha

Elaboración	Modificación	Aprobación

16.-Nombre de los académicos que participaron

Academia de Química de Xalapa y Academia de Química de Orizaba

17.-Perfil del docente

Licenciatura en el área de Ciencias Químicas, preferentemente con posgrado en Química o equivalente, con mínimo de experiencia profesional en el área de 3 años y 2 años de experiencia comprobable en docencia superior.

18.-Espacio

Intrafacultad

19.-Relación disciplinaria (60)

Multidisciplinaria

20.-Descripción

Esta experiencia educativa se localiza en el AFID, cuenta con 3 horas teóricas, 3 horas prácticas y 9 créditos y tiene equivalencia con la(s) experiencia(s) educativa(s) Química Inorgánica, que integran el plan de estudios 2020. Su propósito es contribuir en la formación del estudiante en el área de la química. Es indispensable para el estudiante reconocer la importancia de los compuestos inorgánicos en la vida cotidiana, para su desarrollo se proponen las estrategias metodológicas basadas en la exposición, la participación activa, las investigaciones documentales y la resolución de ejercicios. Por lo tanto, el desempeño de la unidad de competencia se evidencia mediante la evaluación continua, cualitativa y cuantitativamente, teniendo como evidencia de desempeño los exámenes parciales y finales, así como la participación individual y colectiva.



21.-Justificación

La química inorgánica es una disciplina científica básica en la formación del Químico Farmacéutico Biólogo, los conocimientos de esta experiencia educativa tienen aplicación durante todo el desarrollo del programa educativo y en el desempeño profesional. Le ofrecen al estudiante una alternativa para la solución de problemas de su realidad social y contribuyen a su formación integral, incluyendo técnicas e instrumentos para determinar la composición y estructura interna de la materia, para obtener nuevos compuestos con una utilidad científica o tecnológica, permitiendo conocer objetivamente el papel que tiene la química en nuestra sociedad.

22.-Unidad de competencia

El estudiante reconoce la importancia de los compuestos inorgánicos en la vida cotidiana, aplicando los fundamentos de la composición estructural y reactividad química, estableciendo una adecuada comunicación oral y escrita en un ambiente de colaboración y respeto que lo lleven a emplear estos conocimientos en su continua formación disciplinar.

23.-Articulación de los ejes

El estudiante revisa y explica la importancia de los sistemas inorgánicos (eje teórico) adquiriendo una visión general del tema (eje heurístico) y reconoce la importancia de la responsabilidad, honestidad y cuidado (eje axiológico) de su trabajo como químico.

24.-Saberes

Teóricos	Heurísticos	Axiológicos
-Teoría atómica y Tabla periódica *Número y masa atómica *Iones *Teoría cuántica y estructura electrónica *Tabla periódica y propiedades periódicas *Química descriptiva	Práctica No. 1 Normas de seguridad, y reconocimiento de material y equipo de laboratorio Práctica No. 2 Modelos atómicos (Espectro de emisión)	-Apertura -Colaboración -Autocrítica -Autoconfianza -Autonomía -Compromiso -Constancia -Disposición -Respeto -Tolerancia -Honestidad -Responsabilidad



Teóricos	Heurísticos	Axiológicos
<p>-Enlace químico</p> <p>*Conceptos básicos del enlace químico</p> <p>*Teoría de enlace valencia</p> <p>*Teoría del orbital molecular</p> <p>*Geometría molecular e hibridación</p> <p>*Fuerzas intermoleculares</p> <p>-Nomenclatura inorgánica y fórmulas químicas</p> <p>*Número de oxidación</p> <p>*Fórmulas químicas (empírica y molecular)</p> <p>*Nomenclatura inorgánica</p> <p>-Reactividad y reacciones químicas</p> <p>*Ácidos y bases</p> <p>*Oxidantes y reductores</p> <p>*Tipos de reacciones químicas</p> <p>*Estequiometría y unidades de concentración</p> <p>*Balanceo de ecuaciones químicas.</p> <p>*Equilibrio químico</p> <p>-Química de coordinación</p> <p>*Número de coordinación y de oxidación</p> <p>*Compuestos de coordinación</p> <p>*Estructura y simetría de los compuestos de coordinación</p> <p>*Isomería y efecto quelato</p>	<p>Práctica No. 3 Propiedades derivadas del enlace químico (Enlace iónico, covalente y metálico)</p> <p>Práctica No. 4 Tipos de reacciones inorgánicas</p> <p>Práctica No. 5 Reacciones ácido-base</p> <p>Práctica No. 6 Reacciones de óxido-reducción</p> <p>Práctica No. 7 Hidrógeno</p> <p>Práctica No. 8 Agua y peróxido de hidrógeno</p> <p>Práctica No. 9 Equilibrio químico</p> <p>Práctica No. 10 Compuestos de coordinación</p>	<p>-Apertura</p> <p>-Colaboración</p> <p>-Autocrítica</p> <p>-Autoconfianza</p> <p>-Autonomía</p> <p>-Compromiso</p> <p>-Constancia</p> <p>-Disposición</p> <p>-Respeto</p> <p>-Tolerancia</p> <p>-Honestidad</p> <p>-Responsabilidad</p>



25.-Estrategias metodológicas

De aprendizaje	De enseñanza
-Exposición con apoyo tecnológico variado	-Atención a dudas y comentarios
-Investigación documental	-Planteamiento de preguntas guía
-Lluvia de ideas	-Explicación de procedimientos
-Reportes de lectura	-Recuperación de saberes previos
-Resumen	-Asesorías grupales
-Síntesis	-Dirección de prácticas
-Analogías	-Asignación de tareas
-Discusión de problemas	-Discusión dirigida
-Informes	-Organización de grupos
-Investigación documental	-Supervisión de trabajos
-Aprendizaje basado en problemas (ABPs)	
-Aprendizaje basado en proyectos (ABPy)	
-Experimentos	
-Guión de prácticas	
-Planteamiento de hipótesis	
-Diario de campo	
-Cuestionarios	
-Lectura e interpretación de textos	
-Aprendizaje autónomo	
-Aprendizaje cooperativo	

26.-Apoyos educativos

Materiales didácticos	Recursos didácticos
-Libros	-Proyector/cañón
-Antologías	-Pantalla
-Software	-Pizarrón
-Fotocopias	-Computadoras
-Videos	
-Páginas web	
-Presentaciones	
-Manual	
-Cartel	



27.-Evaluación del desempeño

Evidencia (s) de desempeño	Criterios de desempeño	Ambito(s) de aplicación	Porcentaje
Teoría	Teoría	Teoría	Teoría
Exámenes parciales	Evaluación del conocimiento	Aula	40
Examen ordinario	Evaluación del conocimiento	Aula	20
Resolución de ejercicios	Evaluación del conocimiento	Extraclase	10
Tareas	Aplicación de conocimiento	Extraclase	10
Participación	Búsqueda de información	Aula	10
Exposición	asertiva	Aula	10
Laboratorio	Responder correctamente	Laboratorio	Laboratorio
Participación y desempeño	Búsqueda, selección, comprensión y transmisión del conocimiento.	Laboratorio	15
Reporte en equipo (Manual).	Laboratorio	Laboratorio	25
Bitácora	Participación activa en todas y cada una de las actividades del laboratorio.	Laboratorio	30
Exámenes	Entregar todas las prácticas en tiempo y forma, con limpieza y orden.	Laboratorio	30
	Entrega en tiempo y forma, forrada con un color por grupo, identificación visible, limpieza y orden.		
	Responder correctamente		



28.-Acreditación

Para acreditar esta EE el estudiante deberá haber presentado con idoneidad y pertinencia cada evidencia de desempeño, es decir, que en cada una de ellas haya obtenido cuando menos el 60%.

29.-Fuentes de información

Básicas

1. Kotz J. C., Treichel P.M. *Química y Reactividad Química*. 5a. Edición. Editorial Thomson, México D.F. 2003.
2. John E. McMurry y Robert C. Fay. *Química General*. 5a. Edición. Editorial Pearson Educación, México, 2009.
3. Shiver & Atkins; Langford. *Química Inorgánica*. Editorial Reverté, Barcelona 1997.
4. Chang R. *Fundamentos de Química*. 1a. Edición. Editorial McGraw-Hill, México, D.F. 2001.
5. Quiñoa Cabana Emiliño; Riguera Vega Ricardo. *Nomenclatura y Formulación de los Compuestos Inorgánicos*. 2a. Edición. Editorial McGraw-Hill 2006.
6. Castañeda Carmona Carmen, Pineda Sotelo Rebeca. *Nomenclatura Básica de Química Inorgánica*. Editorial Trillas, México 2000.
7. Atkins, P., Overton, T., Rourke, J., Weller, M., & Armstrong, F. (2008). *Química Inorgánica*. México, D.F.: McGraw Hill.
8. Brown, LeMay, & Bursten. (2004). *Química. La ciencia central*. México, D.F.: Pearson Educación.
9. Chang, R. (2007). *Principios esenciales de Química General*. México, D.F.: McGraw Hill.
10. Chang, R. (2010). *Química*. México, D.F.: McGraw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V. 11. Rayner-Canham, G. (2000). *Química Inorgánica*. México, D.F.: Pearson Educación.

Complementarias

<http://www.pubs.acs.org>
Biblioteca Virtual