Enero 2018

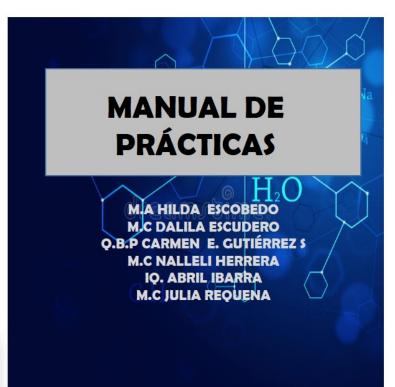






QUÍMICA GENERAL









UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE CHIHUAHUA

FACULTAD DE INGENIERÍA



Manual de prácticas para laboratorio

Programa académico	Plan de estudio	Clave de la asignatura	Nombre de la asignatura
IF, IM, IMM,IG, IC, IA, ITP, ICC, ISCH	2018	CS103, 104, CB217	Laboratorio de Química General
Práctica No.	Nombre del Laboratorio Laboratorio de Química Nombre de la práctica		Horas de práctica
1	Segurida	d en el Laboratorio	1

Atributos /dominio de competencia

Trabaja en condiciones adecuadas de seguridad en un laboratorio químico.

Evalúa las condiciones para manipular, prevenir derrames y desechar las sustancias químicas usadas en el laboratorio, mediante la investigación de las hojas de seguridad (HDSSQ)

Se comunica en forma asertiva

Se apega a las normas que regulan las actividades dentro de un laboratorio químico.

Elabora reportes con formato de redacción científica.

Nombre del profesor	Firma
Fecha	

Práctica No. 1

Seguridad en el Laboratorio

Resultados de aprendizaje

Investiga las condiciones de seguridad para los laboratorios químicos en cuanto a vestimenta, conducta e identificación de los equipos de seguridad con los que cuenta el laboratorio. Enlista los pictogramas o símbolos de advertencia incluidos en las etiquetas de las sustancias químicas, así como los equipos de protección que se usan en un laboratorio químico. Realiza un cuadro en el cual obtiene los datos más importantes de las hojas de seguridad (HDSSQ) de algunas sustancias químicas de uso común. Analiza un caso práctico de seguridad identificando los riesgos y maneras de prevenir accidentes, con base en la información analizada con anterioridad.

Fundamento

La seguridad en el laboratorio requiere de una serie de conocimientos previos de las sustancias con las que se van a trabajar en un laboratorio químico, es importante conocer a que peligros estamos expuestos y cómo nos podemos proteger para trabajar con seguridad.

La identificación de riesgos de las sustancias químicas se encuentra en:

- 1. ETIQUETAS DE LOS CONTENEDORES DE LAS SUSTANCIAS QUIMICAS.
- 2. HOJAS DE DATOS DE SEGURIDAD PARA SUSTANCIAS QUIMICAS (HDSSQ)

Además de esto, existen una serie de normas para trabajar con seguridad en un laboratorio químico, es necesario entonces que las sepas y aprendas para que las apliques durante el trabajo del laboratorio. La seguridad es responsabilidad de todos y debemos protegernos nosotros mismos y a las personas que están a nuestro alrededor. Recuerda que en caso de accidente es indispensable avisar inmediatamente al docente o encargado del laboratorio. Esto puede ser la diferencia entre un incidente menor a un accidente de fatales consecuencias. Analicemos cada uno de ellos:

- **1. Las etiquetas de los contenedores** de sustancias químicas, deben estar identificados de la siguiente manera:
 - Identidad de las sustancias químicas peligrosas.
 - Advertencias de peligro adecuadas.
 - Nombre, dirección y teléfono del proveedor.

Las etiquetas de las sustancias químicas, también indican:

- a. Clave numérica de riesgo, clasificadas con números de 0 a 4, como sigue:
- O No Peligrosas o riesgo mínimo.
- 1 Ligeramente peligrosas.

- 2 Moderadamente peligrosas
- 3 Severamente Peligrosas
- 4 Extremadamente peligrosas.

b. Categoría de riesgo, donde se aplican las claves numéricas de riesgo:

- Riesgo para la salud (azul).
- Riesgo de inflamabilidad (rojo)
- Riesgo de reactividad (amarillo)
- Riesgo de contacto (blanco)

c. Símbolos de advertencia.

Una sustancia clasificada en 3 o 4 en cualquier categoría de riesgo, mostrará también un símbolo de advertencias. Estos pictogramas enfatizan los peligros relacionados a las sustancias. En el siguiente dibujo se muestran la clave numérica de riesgos, la categoría de riesgos y los símbolos de advertencia. El rombo, indica el tipo de riesgo y se coloca en el recipiente que contiene la sustancia química. Dentro de éste se indica la clave numérica correspondiente a la sustancia química, según corresponda (Ver figura 1).

En el recuadro de riesgo específico o por contacto, que es de color blanco, se debe señalar el riesgo específico de acuerdo a las letras:

ACID correspondiendo a sustancia ácida

ALC sustancia alcalina

CORR cuando es una sustancia corrosiva

OXI contiene una sustancia oxidante

W no debe estar en contacto con el agua o usar los pictogramas correspondientes.

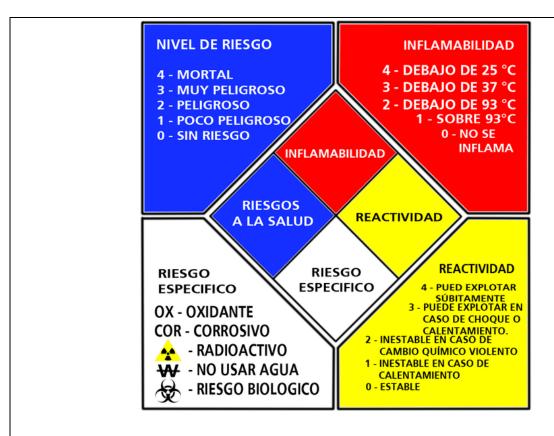


Figura 1. Rombo de seguridad

d. Equipo de protección para laboratorio.

El uso de pictogramas sugiere la indumentaria de protección personal y equipo para su uso cuando se manejan las sustancias en un experimento de laboratorio.

2. LAS HOJAS DE DATOS DE SEGURIDAD PARA SUSTANCIAS QUIMICAS, indican:

- Datos generales del responsable de la sustancia química.
- Datos generales de la sustancia química.
- Componentes riesgosos.
- Propiedades físicas.
- Riesgos de fuego o explosión.
- Datos de reactividad.
- Riesgos para la salud.
- Indicaciones en caso de fuga o derrame.
- Equipo de protección personal.
- Información sobre transportación.
- Información ecológica.
- Precauciones especiales.

A RECOMENDACIONES PARA TRABAJAR CON SEGURIDAD EN UN LABORATORIO QUÍMICO.

Estas son una serie de normas para trabajar con seguridad en un laboratorio, es necesario que las leas y las aprendas para que las apliques durante el trabajo del laboratorio. La seguridad es responsabilidad de todos y debemos protegernos nosotros mismos y a las personas que están a nuestro alrededor.

△ NORMAS GENERALES

- 1. Localiza los dispositivos de seguridad: extintores, lavaojos, regadera de seguridad, salida de emergencia, etc. Realiza evaluaciones periódicas sobre el funcionamiento de los dispositivos de seguridad.
- 2. El laboratorio debe de contar con señalamientos de seguridad en los que se indiquen las restricciones de fumar, comer, etc., además debe de contar con señalamientos que indiquen donde se encuentran las rutas de evacuación del laboratorio y las salidas de emergencia.
- 3. Infórmate sobre las medidas básicas de seguridad, antes de iniciar a trabajar en el laboratorio.
- 4. Los abrigos y demás prendas personales deben dejarse en un armario o perchero. Solo deben estar sobre las mesas el material a usar.
- 5. Los aparatos y las mesas han de mantenerse limpios (antes y después de realizar la práctica). Las materias sólidas inservibles, como cerillas, papel filtro, etc. y los reactivos insolubles en el agua deben depositarse en un recipiente adecuado y en ningún caso, en la tarja. Las llaves del gas cerradas.
- 6. Los frascos de la colección general de reactivos no deben llevarse a las mesas. Cuando se necesitan, se vierte la cantidad requerida de reactivo en un recipiente adecuando, haciendo esto en la mesa ocupada por la colección general. Nunca regresar el reactivo sobrante a los frascos de reactivos.

A NORMAS DE PROTECCIÓN PERSONAL

- 1. No intente efectuar experimentos que no se le hayan indicado. No mezcle sustancias para ver qué sucede, pues puede ocurrir un accidente y ser usted uno de los lesionados.
- 2. No juegue ni haga bromas.
- 3. El uso de bata de laboratorio es obligatorio. Siempre se debe usar bata de trabajo que proporciona cierta protección contra derrames o salpicaduras de ácidos o sustancias corrosivas. La bata será preferiblemente de algodón y con cierre de presión.
- 4. Es obligatorio el uso de gafas de seguridad. No llevar lentes de contacto, pues en caso de un accidente, salpicaduras de sustancias químicas o sus vapores pueden pasar a través de ellos y provocar lesiones en los ojos.
- 5. Mantener el cabello largo debidamente sujeto durante la estancia en el laboratorio. No se debe llevar minifalda, o pantalones cortos, ni tampoco medias, ya que las fibras sintéticas en contacto con determinados productos químicos se adhieren a la piel.

6. Es recomendable usar guantes, sobre todo cuando se utilizan sustancias corrosivas o tóxicas.

△ NORMAS HIGIÉNICAS

- 1. No comer ni beber nada en el laboratorio, ya que es posible que los alimentos o bebidas se hayan contaminado.
- 2. Lávate las manos después de hacer un experimento y antes de salir del laboratorio.
- 3. Evita introducir cualquier objeto a la boca (pluma, lápiz, morderse las uñas, etc.)
- 4. Coloca tu bata en una bolsa al terminar el experimento y no la uses o dejes en el lugar donde comes o hay niños pequeños.
- 5. Fíjese donde apoya sus brazos sobre la mesa de trabajo, observe que no haya sustancias o materiales que puedan causarle algún daño.

PRECAUCIONES ESPECÍFICAS

Manipulación de productos químicos

- 1. Es necesario conocer las sustancias que se manejan y en especial las que representan riesgos en su manejo, con el propósito de tomar las precauciones pertinentes.
- 2. Antes de usar un reactivo, lea dos veces la etiqueta para estar seguro de su contenido.
- 3. Ponga en orden el material de trabajo y dispuesto en tal forma que no obstruya sus operaciones. Guarde o regrese el material al almacén limpio.
- 4. Todo frasco o envase que contenga sustancias o soluciones debe estar perfectamente etiquetado para que en todo momento pueda saberse con exactitud su contenido.
- 5. Al observar el vapor o gas de un líquido, no ponga la cara sobre la boca del recipiente, con su mano abanique el aroma.
- 6. Cuando se derrame alguna sustancia corrosiva o ácido sobre la mesa de trabajo o el piso, límpielos inmediatamente con las soluciones adecuadas al caso, evitando cualquier contacto del producto con la piel.
- 7. Cuando mezcle productos químicos o realice experimentos los tubos de ensayo o demás recipientes manténgalos lejos de su cara, así evitará daños por posibles proyecciones o salpicaduras.
- 8. La dilución de sustancias corrosivas debe hacerse siempre vaciando la sustancia sobre el agua y nunca a la inversa. Las evaporaciones se hacen dentro de una campana de extracción de gases, donde el vidrio de la puerta proporcionará alguna protección.
- 9. Es conveniente usar careta frente a equipos de vidrio o dentro de una campana cuando hay un disolvente o destilación al vacío, o bien, frente a cualquier reacción donde haya posibilidad de que se rompa el material de vidrio, donde haya una reacción violenta, o donde se desconoce el riesgo que pueda existir.
- 10. Cuando se transfieran volúmenes mayores de ácidos o sustancias corrosivas es recomendable el uso de gafas protectoras, guantes de hule o neopreno para proteger las manos.
- 11. Antes de manejar frascos, tubos de ensayo o instrumentos, séquese las manos para evitar que se deslicen en ellas.

- 12. Los aparatos o recipientes en los que haya desprendimientos gaseosos, no deben cerrarse herméticamente, pues las presiones formadas pueden hacerlos explotar.
- 13. Cuando interrumpa un experimento, póngale membretes con leyendas apropiadas a los frascos y matraces que contengan substancias; así no le será difícil el identificarlos.
- 14. Familiarícese con la operación de la campana de humos y úsela para todas las reacciones en que se manipulen vapores tóxicos o corrosivos.
- 15. Los reactivos corrosivos, como ácidos y álcalis fuertes, deben manejarse siempre con precaución, especialmente cuando están concentrados o calientes.
- 16. Cuando caliente un tubo de ensayo, no lo apunte hacia usted o sus vecinos. Puede proyectarse su contenido.

Manipulación de vidrio

- 1. Evite el uso de agitadores, probetas, vasos de precipitados, tubos de ensayo y material de vidrio en general con los bordes rotos o con filos cortantes.
- 2. Nunca coloque el material de vidrio, instrumentos u otro equipo en las orillas de las mesas o anaqueles.
- 3. Cuando intente insertar un tubo de vidrio en el orificio de un tapón, sujete el tubo envuelto en un trapo seco mientras lo inserta ya que lo protegerá de cualquier rotura accidental del vidrio.
- 4. Los tubos de ensayo no se deben calentar por el fondo, sino por las paredes, para evitar la expulsión de su contenido.
- 5. Cuando se rompa material de vidrio se recomienda emplear una escoba para retirar fragmentos, nunca use directamente las manos para recogerlos. Si los fragmentos de vidrio son muy pequeños, se utiliza un trapo húmedo para que se adhieran y se tira a la basura sin tratar de sacudirlo o lavarlo para usarlo de nuevo.

Calentamiento de materiales o líquidos

- 1. Al manejar recipientes calientes hágalo con guantes de asbesto o amianto o bien, si son recipientes chicos, utilice pinzas de madera o de metal apropiadas para ello.
- 2. Observe dónde pone el material caliente y comuníquelo a sus compañeros. Cerciórese de que está frío antes de tomarlo con sus manos.
- 3. Nunca caliente probetas, matraces aforados o botellas, ya que se rompen fácilmente.

Riesgo de incendios

- 1. Todos los productos inflamables o explosivos deben mantenerse alejados de los quemadores o fuentes de calor.
- 2. Evite guardar en su gabinete recipientes o trapos húmedos con productos inflamables o explosivos. Cuando sea necesario, guárdelos herméticamente cerrados, recuerde que al evaporarse forman mezclas capaces de causar un incendio o explosión.
- 3. Al operar con sustancias inflamables es necesario asegurarse siempre, antes de abrir le frasco, de que no hay llamas próximas, y esta precaución ha de guardarse todo el tiempo que el frasco permanezca abierto.
- 4. Cuando se inflaman líquidos contenidos en matraces o vasos, tape la boca de éstos con un

vidrio de reloj o con una cápsula. Actúe con calma. Observe la localización del extinguidor, por si hay que usarlo.

Riesgos eléctricos

No conecte estufas eléctricas ni otro tipo de contactos o instalaciones con las manos húmedas o sobre pisos húmedos ya que estos pueden ser la causa de un choque eléctrico.

Transporte de reactivos

Las botellas de reactivos se transportan cogiéndolas por el fondo, nunca del tapón.

△ QUE HACER EN CASO DE ACCIDENTE: PRIMEROS AUXILIOS

En caso de accidente: AVISA INMEDIATAMENTE AL PROFESOR

Fuego en el laboratorio

1. Si el fuego es pequeño y localizado, apágalo, utilizando el extinguidor, arena o cubriendo el fuego con un recipiente de tamaño adecuado. Avisa a tus compañeros y mantén la calma.

Retira los productos químicos inflamables que estén cerca del fuego. No utilices agua para extinguir el fuego provocado por la inflamación de un disolvente.

2. Si el fuego no se puede controlar rápidamente, acciona la alarma de fuego, avisa al servicio de extinción de incendios y evacua el edificio.

Fuego en el cuerpo

- 1. Si se te incendia la ropa, grita inmediatamente para pedir ayuda. Estírate en el suelo y rueda sobre ti mismo para apagar las llamas. No corras ni intentes llegar a la regadera de emergencia si no está muy cerca de ti.
- 2. Es tu responsabilidad ayudar a alguien que se está quemando. Cúbrele con una manta anti fuego, condúcelo hacia la regadera de seguridad, si está cerca, o hazle rodar por el suelo.
- 3. No utilices nunca un extintor sobre la persona.
- 4. Una vez apagado el fuego, mantén a la persona tendida, procurando que no coja frío y solicita asistencia médica.

Quemaduras

Las pequeñas quemaduras producidas por material caliente, baños, placas o mantas de calefacción, etc. Se tratan lavando la zona afectada con agua fría durante 10-15 minutos.

Por ácidos

Cortar lo más rápidamente posible la ropa empapada en el ácido. Aplicar abundante agua en la zona afectada. Neutralizar la acidez de la piel con disolución de carbonato sódico al 1% (si se trata de ácido nítrico, utilizar disolución de bórax al 2%).

Por álcalis

Cortar lo más rápidamente posible la ropa empapada en el álcali. Aplicar abundante agua en la zona afectada. Aplicar una disolución de ácido bórico al 2% o ácido acético al 1%.

Por otros productos químicos

En general, lavar bien con agua y jabón.

Salpicaduras en los ojos

Por ácidos

Lávelos inmediatamente con agua abundante durante 15 minutos cuando menos, para asegurarse de que el agua llega al globo ocular, separe los párpados con los dedos pulgar e índice. A continuación lavar los ojos con una disolución de carbonato sódico al 1% con ayuda de un lavaojos o piseta, moviendo continuamente el ojo. Solicite atención médica.

Por álcalis

Lávelos inmediatamente con agua abundante durante 15 minutos cuando menos, para asegurarse de que el agua llega al globo ocular, separe los párpados con los dedos pulgar e índice. A continuación lavar los ojos con una disolución de ácido bórico al 1% con ayuda de un lavaojos o piseta, moviendo continuamente el ojo. Solicite atención médica.

Ingestión de productos químicos

SOLICITAR ATENCIÓN MÉDICA INMEDIATA

Retirar el reactivo del afectado. No darle a ingerir nada por la boca, ni inducir al vómito.

Ácidos corrosivos

No provocar jamás al vómito. Administrar lechada de magnesia en grandes cantidades. Administrar grandes cantidades de leche.

Álcalis corrosivos

No provocar jamás al vómito. Administrar abundantes tragos de disolución de ácido acético al 1%. Administrar grandes cantidades de leche.

Arsénico y sus compuestos

Provocar el vómito introduciendo los dedos en la boca del paciente hasta tocar la campanilla. A cada vómito darle abundantes tragos de agua salada templada. Administrar 1 vaso de agua templada con dos cucharadas soperas (no más de 30 g) de MgSO₄ 7H₂O o dos cucharadas soperas de leche de magnesia.

Mercurio y sus compuestos

Administrar de 2 a 4 vasos de agua inmediatamente. Provocar el vómito introduciendo los dedos en la boca del paciente hasta tocar la campanilla. A cada vómito darle abundantes tragos de agua salada templada. Administrar 15 g de ANTIDOTO UNIVERSAL en medio vaso de agua templada. (ANTÍDOTO UNVERSAL: dos partes de carbón activo, una parte de óxido de magnesio y una parte de ácido tánico). Administrar ¼ de litro de leche.

Plomo y sus compuestos

Administrar un vaso de agua templada con dos cucharadas soperas (no más de 30 g) de MgSO4 7H₂O o dos cucharadas soperas de leche de magnesia. Administrar de 2 a 4 vasos de agua inmediatamente. Provocar el vómito introduciendo los dedos en la boca del paciente hasta tocar la campanilla. A cada vómito darle abundantes tragos de agua salada templada. Administrar 15 g de ANTIDOTO UNIVERSAL en medio vaso de agua templada.

Material y Equipo	Reactivos
 Hojas de seguridad HDSSQ Video "Seguridad en el laboratorio" de la compañía MERCK 	
	"

Desarrollo

- Se definen en el grupo lo siguiente: laboratorio, práctica de laboratorio, sustancia química, contingencia, riesgo químico, hoja de datos de seguridad. Se mencionan al menos 5 recomendaciones para trabajar en un laboratorio.
- Se proyecta el video de "Seguridad en el laboratorio" de la compañía MERCK
- Se asigna a cada equipo una serie de sustancias químicas para que investiguen en las etiquetas los nombres de las sustancias, la clave numérica de riesgo, la categoría de riesgo y las advertencias de peligro. Se pide que llenen la siguiente tabla con la información obtenida de las etiquetas de los envases:

b ccmaa			cuquetas	0.0	
	ŀ	IOJA DE SEGURID	AD CON PICTOGRAMA	S	
Nombre del com	puesto (con f	órmula)	Rombo de Segurida	ad	
Pictogramas de e	equipo de seg	uridad personal			
			Qué hacer en ca contacto con piel y		ngiera, inha
O., é hanna an an	do do				
Qué hacer en ca:	so de derram				
Forma de desech	na los residuo	s (revisar la hoja	de incompatibilidad)		

Figura 1. Tabla con la información proporcionada en las etiquetas de sustancias químicas.

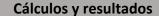
Se asignan a cada equipo un conjunto de fórmulas químicas para obtener la HDSSQ disponibles en internet, las sustancias químicas sugeridas son: HCl, H2SO4, HNO3, Na, AgNO₃, Fe, Al, NaOH, CaCO₃, KOH, NH₄OH, NaCl, KCl, NiCl₃, KMnO₄, Pb (NO₃)₂, K₂Cr₂O₇, FeCl₃, CuSO₄, BaCl₂, CaCl₂, NaHCO₃, NaNO₃, I₂, Mg, Cu, Zn, Pb, Sn, CHCl₃, C₆H₁₄, CH₃CH₂OH, CH₃CH₂OCH₂CH₃, CH₃COCH₃, SrCl₂, LiCl, H₂S, Pb (NO₃)₂, Na₂SO₄

Con estos datos, se elabora una tabla con la siguiente información:

Grado de peligrosidad		seguridad		emergencia (inhalación, ingestión, contacto dérmico y ocular)		
				_		
				\dashv		
				\dashv		
				\dashv		

Figura 2. Tabla con la información proporcionada en las hojas de seguiridad HDSSQ.

A cada equipo se le entrega una hoja con un caso práctico de seguridad para que identifique los riesgos, así como las reglas de laboratorio que se deben seguir para evitar los riesgos potenciales identificados. Con esta información deberán realizar un reporte.



Los resultados de la práctica son el resumen de las reglas de laboratorio, las tablas elaboradas con los datos solicitados, así como el análisis práctico de seguridad.

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Analice las reglas de seguridad, así como las recomendaciones de las hojas de seguridad HDSSQ, identifique en el caso práctico las situaciones de riesgo así como las maneras de prevención de accidentes que se pueden seguir. Reflexione y concluya sobre la participación que tenemos cada uno de nosotros en realizar un trabajo seguro para nosotros mismos, para los demás, así como para el medio ambiente.

Referencias bibliográficas

- Reglamento general de laboratorios. Facultad de Ciencias Químicas, UACh.
- Manual de Buenas prácticas de laboratorio. 1999. Centro Nacional de Metrología (CENAM).
- Publicación técnica. Querétaro, Qro.
- Safety in Academic Chemistry Laboratories. 1992. A publication of The American
- Society Committee on Chemical Safety. Fifth edition. Washington D.C.
- Zarco R.E. (2001). Seguridad en laboratorios: prevención de accidentes y primeros auxilios en laboratorios químicos. Ed. Trillas. México.

Anexos

Práctica No. 2

Uso e Identificación del Material de Laboratorio

Resultados de aprendizaje

Identifica el material de laboratorio de uso más común. Diferencia entre material para contener y material volumétrico. Practica el uso correcto de una balanza granataria. Practica la toma correcta de lecturas en probetas y pipetas con la identificación del menisco.

Fundamento

Los equipos y materiales que se usan en el laboratorio de Química, constituyen los elementos, con los cuales se hacen experimentos y se investiga en el laboratorio, por tanto es necesario conocer los nombres y conocer su uso.

Para trabajar con eficiencia es muy importante que los materiales y equipos de uso común en el laboratorio se identifiquen por su nombre correcto y su uso específico. Es fundamental, además, aprender a manejarlo correctamente en el momento oportuno, teniendo en cuenta los cuidados y normas especiales para el uso de aquellos que así lo requieran. Un manejo inadecuado del material o equipo deriva en errores en la obtención de los resultados de los experimentos.

Los instrumentos de laboratorio están constituidos de materiales diversos y se clasifican de la siguiente manera:

- a. Vidrio
- b. Porcelana
- c. Plástico
- d. Metal
- e. Madera, goma y papel, entre otros

Se tienen además diversas actividades que serán de suma importancia en las prácticas de laboratorio, estas son:

▲ MEDICIÓN DE MASA Y VOLUMEN

a. Masa

Una balanza granataria (ver figuras 5 y 6), es muy utilizada en laboratorios como instrumento de medición auxiliar, ya que aunque su precisión es menor que la de una balanza analítica, su capacidad es mayor y permite realizar las mediciones con más rapidez y sencillez.

b. Volumen

Entre el material que se usa para medir volúmenes de líquidos se encuentran las probetas, las buretas y las pipetas. Escoger entre una u otra dependerá del volumen que necesitas medir, así

como de la precisión deseada.

△ LECTURA DE MENISCO

DEFINICIÓN DE MENISCO: Es una superficie curva que presentan los líquidos contenidos en tubos estrechos debido al fenómeno de capilaridad. El menisco puede ser cóncavo o convexo (Figura 3).

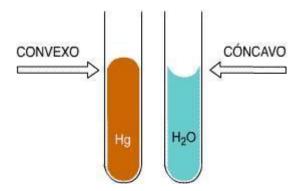


Figura 3. Menisco

Cuando se miden líquidos transparentes y el menisco es cóncavo se lee la graduación tangente a la curva inferior del menisco. La curva superior se considerará cuando tenemos líquidos opacos, turbios o muy coloreados. En todo caso el menisco es cóncavo cuando el líquido moja el tubo. En el menisco convexo se considera la curva superior. En este caso el líquido no moja el tubo, un ejemplo de este comportamiento lo observamos en el Mercurio.

A ENRASAR Y AFORAR

En química, se llama **enrasar** al procedimiento por el cual se lleva el volumen del líquido del material volumétrico al deseado. El procedimiento consiste en hacer coincidir la tangente de la curva formada en el límite liquido-aire (menisco) con la marca (ya sea aforo o graduada) del elemento.

En química, un **aforo** es una marca circular grabada con precisión sobre el vidrio (o material que corresponda) del material volumétrico para indicar que ese es el volumen determinado (Ver figura 4).

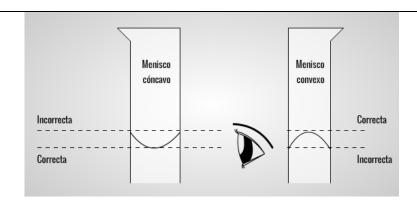


Figura 4. Aforo correcto

△ USO DE BALANZAS

El instrumento estándar moderno es la balanza electrónica, ésta posee menor número de fallas mecánicas y una menor sensibilidad a las vibraciones. Debido a la sensibilidad de éstas, deberán de encontrarse en condiciones adecuadas para su funcionamiento, razón por la cual, el lugar destinado a albergar debe cumplir con los siguientes requerimientos:

- Las balanzas deben estar colocadas en una habitación que esté expuesta a la menor cantidad de vibraciones con un solo acceso y el mínimo número de ventanas. No colocarla al lado de una puerta
- La temperatura ambiente debe mantenerse con un intervalo de variación pequeño y la humedad relativa debe oscilar entre 45 y 60%.
- Evitar la radiación solar directa.
- No colocar las balanzas cerca de acondicionadores de aire o aparatos con ventiladores. No se debe pesar cerca de radiadores.
- Las balanzas deben estar colocadas sobre una mesa libre de vibraciones y protegida contra la electricidad estática.
- La mesa utilizada debe quedar reservada únicamente para la balanza.

Al utilizar una balanza se deben de cuidar varios aspectos:

- Verificar que la burbuja de nivel de la balanza se encuentre centrada.
- Que la balanza se encuentre limpia.
- Se debe de realizar el auto calibración interna diaria (Para balanzas que cuenten con este dispositivo) y una verificación con la pesa del 50% de la capacidad total de la balanza y 100% de la capacidad.
- Al emplear las balanzas se debe procurar cerrar lentamente las puertas de corte de aire, ya que los movimientos bruscos pueden causar desajustes, sobre todo en la micro balanzas.
- La frecuencia con la que éstas se deberán calibrar dependerá de la frecuencia de uso y utilizando un marco de pesas certificadas. (Ver figura 5).

△ TIPOS DE PESADA

El método de pesada depende en parte de las balanzas y masas disponibles, y de los requerimientos del trabajo y en parte de la experiencia de la persona que ejecuta la prueba.

PESAJE DIRECTO.

- Este método se usa para colocar directamente el objeto sobre el platillo de la balanza, cuando no se necesita ninguna protección de este último.
- Ajustar la balanza a cero, colocar el objeto a pesar sobre el platillo.
- Es necesario no manipular los objetos directamente con los dedos, se deben utilizar pinzas o guantes de material plástico para evitar contaminar los materiales con la grasa de las manos.

PESAJE POR AGREGADO.

Pesar un pesa filtros o el recipiente en el cual se va a pesar, luego se añade la cantidad deseada de muestra y el aumento de la pesada corresponde al peso de la muestra. Utilizar una cucharilla redondeada, para evitar que se tiren los materiales que se resbalan fácilmente de las superficies lisas, como las de las espátulas planas.

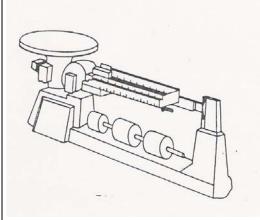


Figura 5. Balanza granataria

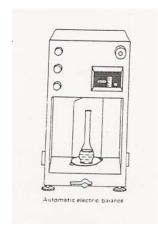


Figura 6. Balanza Analítica

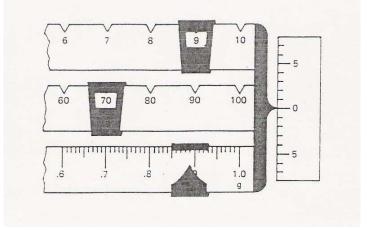


Figura 7. Escala de balanza granataria

- El brazo frontal está graduado en 1 g en divisiones de 0.01 g
- El brazo central es hasta 100 g en divisiones de 10 g
- El posterior es hasta 10 g en divisiones de 1 g.
- Para pesar un objeto: Se deslizan las pesas de cada brazo para lograr la masa deseada y la escala lateral debe ajustar a cero para registrar la masa correcta.

Material y Equipo	Reactivos
Balanza granataria, 1 matraz Erlenmeyer de	Agua y NaCl.
125 mL, 1 vaso de precipitado de 250 mL, 1	
probeta de 50 mL, probeta de 100 mL, pipeta,	
1 vidrio de reloj, 1 agitador de vidrio, papel	
bond.	

Desarrollo

- Se identifican los materiales para medir volúmenes, así como los instrumentos para pesar sustancias
- △ Cada equipo de trabajo realiza lo siguiente:

A Medición de masa y cálculo	de densidades		
 Pese un vaso de precipitados de 25 cifras significativas: 	-	ataria y anote su masa o	con tres
2. Mida con una probeta 50 mL de a Calcule la masa de los 5	= :	e precipitados y vuelva a	a pesar:
3. Pese 1.5 g de NaCl en un vidrio d lectura: Ahora calcule contenida en el vaso de precipitado. agregue la sal hasta que se alcance la ma	cuánto debe medir si se le Coloqu	e añade el 1.5 g de NaCl	al agua
4. Disuelva completamente el NaCl en a agitador y determine la masa de la soluc	_	so de precipitados utiliza	ando un
B. Medición de volumen			
 Vierta 100 mL de agua en un vas Ahora esa misma agua, viértala esa misma agua a una prod. Calcule el porcentaje de error de la siguiente fórmula: 	en un matraz Erlenmeyer o beta de 250 mL. Anote la l	de 250 mL. Anote la lect ectura.	
% Error = ((Valor verdade	ro - Valor experimental)/ V	alor verdadero) x 100	
Tomando como valor verdadero el v el medido tanto con el matraz Erlen	·	•	imental
Llene la siguiente tabla con los dato	s obtenidos:		
Volumen de Matraz Erlenmeyer	Volumen de Probeta	% Error	
200 mL			
Volumen de Vaso de Precinitados	Volumen de Proheta	% Frror	1

200 mL

Densidad del agua destilad	a:	
Masa del vaso de precipitados vacío (g):	m_1	
Volumen de agua (mL):	٧	50 mL
Masa con 50 mL de agua (g):	m_2	
Masa de los 50 mL de agua (g):	$m_3 = m_2 - m_1$	
Densidad del agua destilada (g/cm³):	ρ= m ₃ / V	

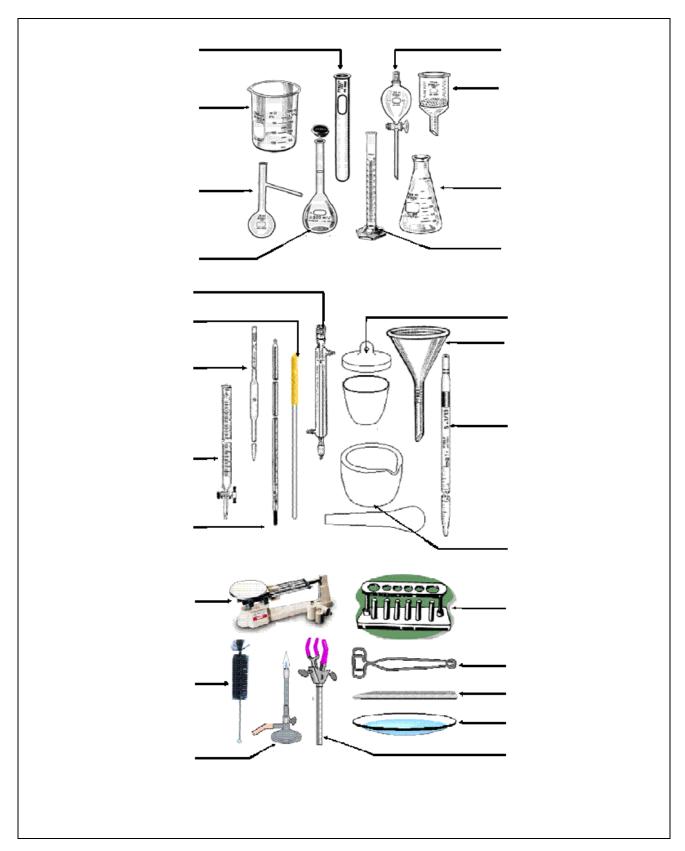
Densidad de una solución de NaCl

Volumen de la disolución (mL):	V	50 mL
Masa de la disolución (g):	m ₄	
Densidad de la disolución (g/cm³):	ρ= m ₄ / V	

 Δ Ahora identifica en la hoja siguiente los diferentes materiales de laboratorio y la función que tienen.

△ DISPOSICÓN DE RESIDUOS

Los residuos se pueden disponer en la tarja (agua y sal).



Cálculos y resultados

Los resultados de la práctica son las tablas con los datos y resultados de los cálculos, así como la hoja de identificación de material.

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Analice los resultados e infiera si todos los materiales del laboratorio tienen los mismos usos. Reflexione y concluya sobre la importancia de la correcta selección y utilización tanto del material como de los equipos de laboratorio.

Referencias bibliográficas

- Manual de Buenas prácticas de laboratorio. 1999. Centro Nacional de Metrología (CENAM).
 Publicación técnica. Querétaro, Qro.
- Safety in Academic Chemistry Laboratories. 1992. A publication of The American Society Committee on Chemical Safety. Fifth edition. Washington D.C.

Anexos

Práctica No. 3

Identificación de Elementos por su Longitud de Onda

Resultados de aprendizaje

Identifica algunos elementos químicos mediante el espectro de luz emitido por estos al contacto con una flama. Asocia la magnitud de una longitud de onda con un color característico. Calcula la energía de un fotón de la radiación emitida según la longitud de onda característica.

Fundamento

J.C. Maxwell propuso en 1865, que la luz era una onda con componentes eléctricos y magnéticos, por lo tanto se considera una forma de radiación electromagnética. Cuando esta luz blanca se hace pasar por un prisma, los rayos luminosos de distintas longitudes de onda se desvían en cantidades distintas y el blanco se trasforma en una banda de colores. La radiación separada en sus distintas longitudes de onda se llama espectro, los colores del espectro son violeta, azul, verde, amarrillo, anaranjado y rojo. La luz visible es una banda angosta de frecuencias y longitudes de onda y es la pequeña parte del espectro electromagnético que pueden detectar nuestros ojos, que comprende una longitud de onda entre unos 400 nm (violeta) a 700 nm (rojo). En el espectro Electromagnético se incluyen los rayos cósmicos, rayos gamma, rayos X, radiación ultravioleta, luz visible, radiación infrarroja, microondas y ondas de radio. Estas formas distintas de radiación viajan, todas, a la velocidad de la luz en el vacío (c), sin embargo, difieren en sus frecuencias y longitudes de onda.

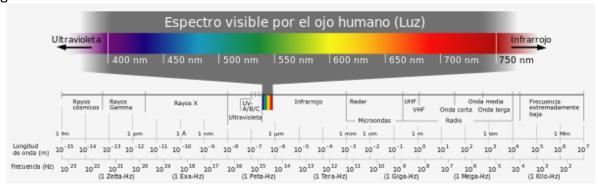


Figura 9. Espectro de luz

La nueva era de la física comenzó en 1900 con el físico alemán Max Planck. Al examinar los datos de la radiación que emitían los sólidos al calentarse, Planck descubrió que los átomos y las moléculas emiten (o absorben) energía en forma de radiación electromagnética solo en cantidades discretas a las que llamo cuantos. Siempre se avía asumido que la engría es un proceso continuo y que en el proceso de radiación se podía liberar cualquier cantidad de energía. En 1905 Albert Einstein amplió la teoría de Planck llegando a la conclusión de que la radiación no solo se

emitía en forma de paquetes discretos de energía, sino que la luz independientemente de su origen, consiste siempre en paquetes de energía. Así la luz solar se puede concebir como un chorro de paquetes individuales de energía, a los que denominó fotones, esto quiere decir que también la luz esta cuantizada. Cada elemento tiene un espectro de emisión único. Las líneas características de un espectro de emisión atómico se emplean en el análisis químico para identificar átomos desconocidos, de la misma manera que las huellas digitales sirven para identificar a una persona.

Material y Equipo	Reactivos
12 tubos de ensaye, gradilla, mechero, asa de nicromio y vidrio de cobalto	NaCl 5M, KCl 1M, CaCl ₂ 1M, SrCl ₂ 1M, KMnO ₄ 1M, BaCl ₂ 1M, CuSO ₄ 1M, LiCl 1M, FeCl ₃ 1M, K ₂ Cr ₂ O ₇ 1M, HCl 50%

Desarrollo

- 1. Agregar en un tubo de ensaye 2 mL aproximadamente de cada una de las soluciones contenidas en los frascos gotero e identifique correctamente cada uno de ellos, se debe escribir la fórmula con un marcador en el tubo de ensaya correspondiente y borrar a la hora de lavar.
- 2. Antes de empezar el experimento lavar perfectamente el asa de nicromio con HCl 1N y agua destilada, hasta que no aparezca coloración de la flama.
- 3. Introducir el asa de nicromio a cada tubo y colocar ésta en la flama del mechero, identificar el color emitido con la tabla de colores y longitudes de onda utilizada en la clase teórica y dsiponible en los anexos del Objeto de Estudio 1.
- 4. Repetir el mismo paso con el resto de las sustancias, lavando el asa de nicromio con HCl antes y después de analizar otro compuesto.
- 5. Realizar los cálculos y regristrarlos en una tabla como se muestra a continuación:

Fórmula del compuesto	Nombre del compuesto	Color a la flama	Metal presente	Longitud de onda (nm)	Energía (J)

△ DISPOSICÓN DE RESIDUOS

Los residuos se disponen en el contenedor de "INORGÁNICOS"

Cálculos y resultados

La energía de un fotón de cada radiación, se calcula mediante la fórmula:

 $E = hc/\lambda$

Donde:

E= energía de un fotón

h= constante de Planck: 6.63×10^{-34} J-s. c= velocidad de la luz en el vacío: $3 \cdot 10^8$ m/s λ = longitud de onda de la radiación (en m)

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Explique por qué las sales empleadas emiten luz de color. Investigue por que se emplea el vidrio de cobalto en algunas ocasiones. Explique cómo y por qué los elementos en cuestión emiten luz de color visible.

Referencias bibliográficas

- Chang Raymond y College Williams. (2002). Química. Séptima edición. McGraw Hill. México.
- Spencer James N., Bodner George M., y Richard Lyman H. (2000). Química estructura y dinámica. Primera edición. CECSA. México.

Anexos

Práctica No. 4

Propiedades de los Metales

Resultados de aprendizaje

Registra las reacciones químicas presentadas al añadir diversos ácidos a los metales. Identifica la propiedad de reactividad química y la relaciona con los tipos de metales (de los grupos A o grupos B) a los que pertenecen.

Fundamento

Aproximadamente tres cuartas partes de los elementos son metálicos, aun cuando sus propiedades químicas y físicas son diversas y variadas, poseen muchas características comunes, tanto en su estado elemental como en sus compuestos. Su molécula está formada por un átomo. Sus átomos tienen 1, 2 o 3 electrones que pueden participar en un enlace químico. Al ionizarse (proceso para producir iones; átomos con carga eléctrica) adquieren carga eléctrica positiva.

- Su estado físico es sólido a excepción del mercurio que es líquido.
- Presentan un brillo característico en su superficie (brillo metálico).
- Son dúctiles (se les puede transformar en alambres) y maleables (se pueden transformar en láminas).
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Son tenaces (la mayoría de ellos se resisten a la ruptura).
- Su densidad es elevada si se compara con las de los no metales.
- Se pueden hacer aleaciones (fundir y mezclar dos o más metales).



Figura 10. Características de algunos metales

Material y Equipo	Reactivos			
8 tubos de ensaye, 1 Gradilla para tubos de ensaye, pinzas para tubo de ensaye.	H_2SO_4 al 50%, HNO_3 al 50%, HCl al 50%, Cu , Fe , Mg , Zn , Pb , Al .			
Desarrollo				

1 En la gradilla que se encuentre en su mesa de trabajo debe añadir el ácido correspondiente según la tabla siguiente:

Tubo de ensayo	1	2	3	4	5	6	7	8
Ácido diluido al 50%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCI	HCI	HCI	HCI	HCI	HNO ₃
Metal agregado				Al	Fe	Mg	Cu	Cu

- 2 Donde no se especifique el ácido a agregar puede elegir a su elección, así como también si encuentra otros metales que no se mencionan puede experimentar con ellos.
- 3 Registrar todas las observaciones en una tabla de datos
- 4 Explicar las reacciones químicas llevadas a cabo en los 8 tubos, con las ecuaciones correspondientes.
- 5 Completar la siguiente tabla:

Tubo de ensayo	1	2	3	4	5	6	7	8
Ácido diluido al 50%	H ₂ SO ₄	HNO₃	HCI	HCI	HCI	HCI	HCI	HNO ₃
Metal agregado				Al	Fe	Mg	Cu	Cu
Reacción Inmediata								
Reacción Retardada								
Reacción rápida								
Reacción lenta								
Presenta variación de Temperatura								
Presencia de Burbujas								
Color: solución y/o el gas								
No hubo cambio Aparente								
Fue necesario Calentar								

Donde:

Reacción inmediata: Al momento de agregar el ácido se notan cambios.

Reacción Retardada: Al momento de agregar el ácido no se nota cambio hasta transcurrido un poco de tiempo.

Reacción Rápida: La reacción una vez que comienza, sigue hasta que se termina en muy poco tiempo.

Reacción Lenta: La reacción una vez que se manifiesta, transcurre tiempo para que se termine.

Presenta variación de temperatura: El tubo de ensaye se calienta al manifestase la reacción sin necesidad de añadir calor con el mechero de bunsen.

Presencia de burbujas: Al momento de agregar el ácido comienza un burbujeo que manifiesta la generación de algún gas como producto de reacción.

Color: solución y/o el gas: Se presenta cambio de coloración en la solución o en el gas que se libera.

No hubo cambio aparente: Al agregar el ácido no se manifiesta cambio alguno.

Fue necesario calentar: Al no manifestarse ningún cambio, se procede a calentar la mezcla en busca de que se manifieste la reacción química.

DISPOSICÓN DE RESIDUOS

Los residuos se dispondrán en el contendedor de ácidos con mucho cuidado y de preferencia prendiendo la campana de extracción o el ventilador mientras se vierten.

Cálculos y resultados

Los resultados de la práctica son las tablas con los datos y las observaciones, así como las ecuaciones químicas de las reacciones llevadas a cabo. Responde:

- a) ¿Dónde se encuentran situados los metales en la tabla periódica?
- b) ¿Cuáles son los metales de transición? Mencione sus características
- c) ¿Cuáles son los metales pesados? Menciones sus características
- d) Defina y describa de manera breve el fenómeno de corrosión.

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Analice los resultados e infiera si todos los metales se comportan de la misma manera. Deduzca si su lugar en la tabla periódica tiene que ver con su grado de reactividad.

Referencias bibliográficas
 Manual de Buenas prácticas de laboratorio. 1999. Centro Nacional de Metrología (CENAM). Publicación técnica. Querétaro, Qro. Safety in Academic Chemistry Laboratories. 1992. A publication of The American Society Committee on Chemical Safety. Fifth edition. Washington D.C.
Anexos

Práctica No. 5

Reacciones Químicas

Resultados de aprendizaje

Identifica por medio de las reacciones químicas realizadas en el laboratorio, los tipos de reacciones que hay, clasificadas con base en la generación de productos o en cuanto a la energía involucrada en las mismas.

Fundamento

Reacción química: cuando dos o más sustancias, elementos o compuestos entran en contacto, se produce un fenómeno químico que origina sustancias diferentes como resultado de un reacomodo de las moléculas.

Las reacciones se clasifican en grupos o tipos:

1. Las reacciones en que dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto se llaman de combinación o síntesis.

$$A+B \rightarrow AB$$

Ejemplo: $2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$

2. Las reacciones de **descomposición o análisis** son aquellas en que un compuesto se descompone para producir: 1) dos elementos, 2) uno o más elementos y uno o más compuestos, o 3) dos o más compuestos

$$AB \rightarrow A+B$$

Ejemplo: $2H_2O_{(I)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

3. Las reacciones en las cuales un elemento desplaza a otro en un compuesto se llaman reacciones de **desplazamiento sencillo o simple sustitución**.

$$A + BC \rightarrow AC + B$$

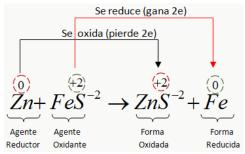
Ejemplo: Fe + CuSO₄ \rightarrow FeSO₄ + Cu

4. Las reacciones de **metátesis o doble descomposición** son aquellas en las cuales dos compuestos reaccionan para formar otros dos nuevos compuestos sin que se produzca cambio en el número de oxidación. Con frecuencia se describen como reacciones en las cuales los iones de dos compuestos simplemente "cambian de compañero".

$$AB + CD \rightarrow AD + BC$$

Ejemplo: NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H₂O

5. Las reacciones en las cuales los átomos experimentan cambios en el número de oxidación se llaman **reacciones de óxido-reducción o reacciones redox**. En ellas hay transferencia de electrones.



Material y Equipo	Reactivos
capsula de porcelana, 5 tubos de ensaye,	Cinta de Magnesio (Mg), Granalla de Hierro (Fe), Dicromato de Amonio (NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ , Solución de Nitrato de Plata al 4 % (AgNO ₃), Solución concentrada de Nitrito de Sodio (NaNO ₂), alambre de Cobre (Cu), Solución de Ácido Sulfúrico 1 :10 (V/V) (H ₂ SO ₄), Solución de Ácido Clorhídrico 1 :4 (V/V) (HCl), Solución de Permanganato de Potasio al 4 % (KMnO ₄), Solución de Sulfato de Hierro (II) al 4 % (FeSO ₄), Solución de Nitrato de Mercurio (I) al 4 % Hg ₂ (NO ₃) ₂

Desarrollo

1. REACCIONES DE COMBINACIÓN

- a) Con unas pinzas, tome un pedazo pequeño de una cinta de magnesio (Mg) y quémela usando un mechero.
- b) Coloque en un salero granalla de Hierro (Fe); agitando el salero, deje caer el hierro en la flama de un mechero.

2. REACCIONES DE DESCOMPOSICION

a) En una cápsula de porcelana coloque una pequeña cantidad de Dicromato de Amonio (NH₄)₂Cr₂O₇ en forma de cono invertido, añada unas gotas de alcohol y queme el sólido hasta que inicie la reacción.

3. REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO

- a) En un tubo de ensaye introduzca una trozo de alambre de cobre pequeño y agregue solución de Nitrato de Plata al 4 % (AgNO₃) hasta cubrir por completo el alambre.
- b) En un vaso de precipitados de 100 ml, se encuentra la solución de Nitrato de Mercurio (I) al 4 % (Hg₂ (NO₃)₂, aquí se sebe de introducir una pieza de cobre, (se sugiere una moneda). Pasado el tiempo de la reacción se saca la pieza de cobre con una espátula, se lava y la solución se guarda para grupos posteriores.

4. REACCIONES DE DOBLE DESCOMPOSICIÓN O METÁTESIS

- a) Llene las dos terceras partes de un tubo de ensaye con agua destilada, agregue agitando dos o tres gotas de solución de Nitrato de Plata al 4 % (AgNO₃), más dos o tres gotas de ácido clorhídrico diluido 1:4 en volumen.
- b) Repita la misma operación y reemplace el agua destilada por agua de la llave.

5. REACCIONES DE OXIDACIÓN - REDUCCIÓN

- a) Coloque en un tubo de ensaye 4 gotas de Solución de Permanganato de Potasio al 4 % (KMnO₄); añada dos gotas de Ácido Sulfúrico 1:10 (V/V) (H₂SO₄) y agregue gota a gota una solución concentrada de Nitrito de Sodio (NaNO₂) recientemente preparada, hasta observar cambios en la coloración.
- b) En un tubo de ensaye coloque dos gotas de Ácido Sulfúrico 1:10 (V/V) (H₂SO₄) y agregue cuatro gotas de solución de Permanganato de Potasio al 4 % (KMnO₄); agite y añada 5 ml de solución de Solución de Sulfato de Hierro (II) al 4 % (FeSO₄).

ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

- 1. Escribe y balancea las diferentes reacciones químicas llevadas a cabo en el laboratorio.
- 2. Elabore un cuadro sinóptico dónde de resuma las reacciones químicas descritas en la antología y realizadas en las actividades de desarrollo.

△ DISPOSICÓN DE RESIDUOS

Los residuos de esta práctica se clasifican de acuerdo a su naturaleza química y se disponen en el contenedor correcto con precaución.

Cálculos y resultados

Los resultados de la práctica son:

- 1 Escribe y balancea las diferentes reacciones químicas llevadas a cabo en el laboratorio.
- 2. Elabore un cuadro sinóptico dónde de resuma las reacciones químicas descritas en la antología y realizadas en las actividades de desarrollo.

Análisis de datos y conclusiones/comentarios
Analice los resultados e indique las diferencias entre los tipos de reacciones analizadas durante la práctica.
Referencias bibliográficas
• Chang R. (2003). Química. 7ª. Edición. Ed. McGraw Hill. México.
Anexos

Práctica No. 6

Enlaces Químicos

Resultados de aprendizaje

Deduce por medio de la propiedad de conductividad eléctrica, si una sustancia tiene enlaces iónicos o covalentes. Dibuja las estructuras de Lewis de las sustancias analizadas y justifica el comportamiento ante el paso de energía eléctrica. Observa un compuesto con enlace covalente coordinado.

Fundamento

Un enlace químico es la interacción física responsable de las interacciones entre átomos, moléculas e iones, que tiene una estabilidad en los compuestos diatómicos y poliatómicos. En general, el enlace químico fuerte está asociado a la transferencia de electrones de valencia entre los átomos participantes. Las moléculas, cristales, y gases diatómicos (que forman la mayor parte del ambiente físico que nos rodea) está unido por enlaces químicos, que determinan las propiedades físicas y químicas de la materia.

ENLACE IONICO

Los compuestos iónicos resultan normalmente de la reacción de un metal de bajo potencial de ionización, con un no metal. Los electrones se transfieren del metal al no metal, dando lugar a cationes y aniones, respectivamente. Estos se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas fuertes llamadas enlaces iónicos.

△ ENLACE COVALENTE

El enlace de tipo covalente se produce entre elementos metálicos, o no metálicos con el hidrógeno, es decir entre átomos de electronegatividades semejantes y altas en general. Se debe generalmente a la compartición de electrones entre los distintos átomos. En algunos casos puede darse un enlace covalente coordinado o dativo, en el que uno sólo de los átomos cede los dos electrones con que se forma el enlace.

ESTRUCTURAS DE LEWIS, REGLA DEL OCTETO

Lewis fue uno de los primeros en intentar proponer una teoría para explicar el enlace covalente, por ello creo notaciones abreviadas para una descripción más fácil de las uniones atómicas, que fueron las estructuras de Lewis.

Fórmula química en la cual se representan los electrones de valencia como pares de puntos o líneas entre dos átomos cuando éstos son compartidos y como pares de puntos cuando no son compartidos.

△ ENLACE METÁLICO

El enlace metálico es el que mantiene unido a los átomos de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes tridimensionales muy compactas.

• PROPIEDADES DE LOS ENLACES

A. Propiedades de las sustancias iónicas

- Las sustancias iónicas se encuentran en la naturaleza formando redes cristalinas, por tanto, son sólidas.
- Su dureza es bastante grande, y tienen por lo tanto puntos de fusión y ebullición altos.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- Cuando se tratan de sustancias disueltas tienen una conductividad alta.

B. Propiedades de los compuestos covalentes

- Los compuestos covalentes suelen presentarse en estado líquido o gaseoso, aunque también pueden ser sólidos. Por lo tanto, sus puntos de fusión y ebullición no son elevados.
- La solubilidad de estos compuestos es elevada en disolventes polares, y nula su capacidad conductora.
- Los sólidos covalentes macromoleculares, tienen altos puntos de fusión y ebullición,
- son duros, malos conductores y en general insolubles.

C. Propiedades de los enlaces metálicos

- Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y sus puntos de
- fusión y ebullición varían notablemente.
- Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.
- Presentan brillo metálico.
- Son dúctiles y maleables.
- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.

Material y Equipo	Reactivos
	NaCl 1M y 5M, acetona pura, glicerina pura, alcohol etílico de 96°, solución concentrada de azúcar, NiCl ₃ 1M, CuSO ₄ 1M, K ₂ Cr ₂ O ₇ 1M, Pb (NO ₃) ₄ 1M, AgNO ₃ 1M, HCl concentrado, NH ₄ OH concentrado y agua destilada.

ENLACE ELECTROVALENTE O IONICO

- 1. Medir un volumen de 25 ml de cloruro de sodio 5 M en un vaso de 50 ml. y en otro vaso de 50 ml 25 ml de cloruro de sodio 1 M
- 2. Determinar si conduce o no la corriente eléctrica, al introducir las terminales del conductímetro y observar si el foco se enciende y observar la intensidad de cada una de ellas. Enjuagar las terminales con agua destilada antes de medir la conductividad eléctrica de la siguiente solución.
- 3. Medir la conductividad eléctrica de cada una de las soluciones anteriores en ppm mediante el conductímetro de campo. Enjuagar el conductímetro de campo con agua destilada antes de medir la conductividad eléctrica de la siguiente solución.

• ENLACE COVALENTE

- 1. Medir un volumen de 25 ml. en un vaso de 50 ml. de las siguientes sustancias: Acetona, glicerina, alcohol etílico, solución de azúcar, cloruro de níquel, sulfato de cobre, dicromato de potasio, nitrato de plomo, hidróxido de sodio, nitrato de plata.
- 2. Introducir las terminales del conductímetro y comprobar si las sustancias conducen la electricidad o no. Enjuagar las terminales con agua destilada antes de medir la conductividad eléctrica de la siguiente solución.
- 3. De manera opcional puede medir la conductividad eléctrica en ppm de las sustancias anteriores Enjuagar el conductímetro de campo con agua destilada antes de medir la conductividad eléctrica de la siguiente solución.

NOTA: No introducir el conductímetro de campo en la glicerina, ni en la acetona y tampoco en el alcohol etílico

ENLACE COVALENTE COORDINADO

- 1. Mojar un agitador con HCl concentrado y acercarlo a los vapores que produce el frasco que contiene el NH₄OH concentrado y observar la formación de humos blancos de NH₄Cl. Lo anterior se realiza en la campana de extracción de humos y vapores.
- 2. Elaborar una tabla y reportar si las sustancias son conductoras o no.

Los reactivos sin mezclarse ni contaminarse se regresaran al recipiente de donde se tomaron.

Cálculos y resultados

Los resultados de la práctica son la tabla con la conductividad o no de las sustancias analizadas, así como las estructuras de Lewis de dichas sustancias. Responde:

- 1. Explicar el fenómeno de porqué el NaCl conduce la electricidad.
- 2. Efectuar la estructura de Lewis para cada compuesto y los valores de electronegatividad para cada átomo.
- 3. Señalar dos ejemplos de Enlace Covalente Polar, de no polar y de covalente coordinado.
- 4. ¿Los enlaces covalentes polares poseen conductividad eléctrica? ¿Por qué?
- 5. ¿Qué sucede cuando el HCl se hace reaccionar con vapor del NH₄OH? Explicar su respuesta.

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Analice los resultados e infiera si todas las sustancias son capaces de transportar la corriente eléctrica. Deduzca por qué sí lo hacen las sustancias que tienen un enlace determinado y por qué no las demás.

Referencias bibliográficas

- Chang R. (2003). Química. 7º. Edición. Ed. McGraw Hill. México.
- Silberberg M. (2002). Química, la naturaleza molecular del cambio y la materia. 2ª. Edición.
 Ed. McGraw Hill. México.

Anexos

Práctica No. 7

Conservación de la materia

Resultados de aprendizaje

Comprueba experimentalmente la Ley de la Conservación de la Materia.

Fundamento

La ley de conservación de la masa, ley de conservación de la materia o ley de Lomonósov-Lavoisier es una de las leves fundamentales en todas las ciencias naturales. Fue elaborada independientemente por Mijaíl Lomonósov en 1745 y por Antoine Lavoisier en 1785. Se puede enunciar como, en una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos. La combustión, uno de los grandes problemas que tuvo la química del siglo XVIII, despertó el interés de Antoine Lavoisier porque éste trabajaba en un ensayo sobre la mejora de las técnicas del alumbrado público de París. Comprobó que al calentar metales como el estaño y el plomo en recipientes cerrados con una cantidad limitada de aire, estos se recubrían con una capa de calcinado hasta un momento determinado del calentamiento, el resultado era igual a la masa antes de comenzar el proceso. Si el metal había ganado masa al calcinarse, era evidente que algo del recipiente debía haber perdido la misma cantidad de masa. Ese algo era el aire. Por tanto, Lavoisier demostró que la calcinación de un metal no era el resultado de la pérdida del misterioso flogisto, sino la ganancia de algún material: una parte de aire. La experiencia anterior y otras más realizadas por Lavoisier pusieron de manifiesto que si tenemos en cuenta todas las sustancias que forman parte en una reacción química y todos los productos formados, nunca varía la masa. Esta es la ley de la conservación de la masa, que se puede enunciar de la siguiente manera: "En toda reacción química la masa se conserva, esto es, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos". Unido a los átomos de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes tridimensionales muy compactas.

Material y Equipo	Reactivos
1 balanza granataria, 2 matraces de Erlenmeyer de 125 ml, 2 globos, 1 probeta de 25 ml, 1 vaso de precipitados de 50 ml, 1 mortero con pistilo y 1 espátula.	,

ACTIVIDAD 1

- 1. Coloque en el matraz de Erlenmeyer (matraz 1) 20 ml de HCl al 3.7% empleando la probeta.
- 2. En el vaso de precipitados pese 1.0 g de NaHCO₃ y posteriormente, con mucho cuidado, vierta el bicarbonato en el interior del globo, cuidando de que no quede en el vaso o se derrame.
- 3. Ajuste el globo a la boca del matraz teniendo cuidado de que no caiga dentro del matraz NaHCO₃. Coloque el sistema así dispuesto en la balanza y péselo. El valor obtenido será m1.
- 4. Sin retirar el sistema de la balanza, permita que caiga el NaHCO₃ en el matraz. Una vez terminada la reacción (cuando ya no se observe desprendimiento de gases), pese nuevamente el sistema. El valor obtenido será m2.
- 5. Para verificar que se cumple la ley de la conservación de la masa, compare los valores m1 y m2.

ACTIVIDAD 2

- 1. Coloque en el matraz Erlenmeyer (matraz 2) 20 ml de agua empleando la probeta.
- 2. En el mortero coloque la tableta de Alka-Seltzer y tritúrela con ayuda del pistilo; posteriormente, con mucho cuidado vierta el Alka-Seltzer en el interior del globo, cuidando de que no quede en el mortero o se derrame.
- 3. Ajuste el globo a la boca del matraz teniendo cuidado de que no caiga Alka-Seltzer dentro del matraz. Coloque el sistema así dispuesto en la balanza y péselo. El valor obtenido será m1.
- 4. Sin retirar el sistema de la balanza, permita que caiga el Alka-Seltzer en el matraz. Una vez terminada la reacción (cuando ya no se observe desprendimiento de gases), pese nuevamente el sistema. El valor obtenido será m2.
- 5. Para verificar el cumplimiento de la ley de la conservación de la masa compare los valores m1 y m2.

Cálculos y resultados

- 1. Escriba las reacciones químicas que tienen lugar en cada matraz.
- 2. ¿Qué variaciones en la masa del sistema hubo después de efectuarse la reacción química?
- 3. ¿Se presentó alguna diferencia entre las reacciones efectuadas en los dos matraces?
- 4. ¿Cómo explicaría que se cumple para esta reacción en particular (comparando átomos de cada especie en los reactivos y en los productos), la Ley de la Conservación de la Masa?

Análisis de datos y conclusiones/comentarios
Referencias bibliográficas
 Chang R. (2003). Química. 7^a. Edición. Ed. McGraw Hill. México.
 Silberberg M. (2002). Química, la naturaleza molecular del cambio y la materia. 2ª. Edición.
Ed. McGraw Hill. México.
Anovos
Anexos

Práctica No. 8

Equilibrio Químico

Resultados de aprendizaje

Identifica hacia dónde se desplaza el equilibrio de una reacción química, comprobando la reversibilidad de la reacción y observando los cambios de color que tienen lugar al modificar la concentración de reactivos y productos. Experimentalmente comprueba la ley de Le Chatelier, al verificar, que el sentido de avance de la reacción en equilibrio tiende a contrarrestar los cambios introducidos.

Fundamento

La mayoría de las reacciones químicas son reversibles, al menos en cierto grado. Al inicio de un proceso reversible, la reacción procede hacia la formación de productos. Tan pronto como se forman algunas moléculas de producto, comienza el proceso inverso: estas moléculas reaccionan y forman moléculas de reactivo. 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. El equilibrio químico es, por tanto, un proceso dinámico. El equilibrio químico es importante para explicar un gran número de fenómenos naturales, y desempeña un papel importante en muchos procesos industriales.

Para una reacción reversible de la forma,

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

Donde a, b, c y d son coeficientes estequiométricos de las especies reactivas A, B, C y D, la expresión de la constante de equilibrio, a una temperatura dada, es:

$$K_c = \frac{[C]_k^c [D]_k^d}{[A]_k^a [B]_k^b}$$

Esta expresión se deduce de la ley de acción de masas que establece que, para una reacción reversible en equilibrio, y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante Kc llamado constante de equilibrio. Decimos que esta relación es la expresión de la constante de equilibrio. Los corchetes de la ecuación significan concentraciones molares.

Es importante resaltar que, aunque las concentraciones de reactivos y productos pueden variar, el valor de Kc para una reacción dada permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie.

Para las reacciones que no han alcanzado el equilibrio se utiliza el cociente de reacción Qc que se

calcula igual que Kc, pero con concentraciones que no son de equilibrio. Para determinar el sentido de la reacción basta comparar el valor de ambas magnitudes Qc y Kc.

- Si Qc < Kc, para alcanzar el equilibrio, los reactivos deben transformarse en productos y la reacción neta procede hacia la derecha.
- Si Qc > Kc, para alcanzar el equilibrio, los productos deben transformarse en reactivos y la reacción neta procede hacia la izquierda.
- Si Qc = Kc, las concentraciones iniciales son concentraciones de equilibrio; el sistema está en equilibrio.

$$Q_c = \frac{\left[C\right]_q^c \left[D\right]_q^d}{\left[A\right]_a^a \left[B\right]_q^b}$$

El equilibrio químico representa un balance entre las reacciones directa e inversa. Hay diversos factores experimentales que pueden alterar este balance y desplazar la posición del equilibrio hacia los productos o hacia los reactivos. Las variables que se pueden controlar en forma experimental son:

- La concentración de reactivos y productos
- La presión y el volumen
- La temperatura

Existe una regla general que ayuda a predecir, de manera cualitativa, en qué sentido se desplazará una reacción química cuando se altera su equilibrio. Esta regla, conocida como principio de Le Chatelier establece que, si un sistema en equilibrio se perturba por un cambio de temperatura, presión o concentración de uno de los componentes, el sistema desplaza su posición de equilibrio de modo que se contrarreste el efecto de la perturbación, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. En esta experiencia se pretende visualizar el concepto de equilibrio químico utilizando los cambios de color que se producen en una reacción química reversible y coloreada.

La reacción elegida es la formación del ión complejo hexakis (tiocianato)ferrato (III), [Fe(SCN)6]3⁻ de color rojo sangre. Este ión complejo se forma mezclando una disolución transparente de tiocianato de potasio, KSCN, con otra de cloruro de hierro (III), FeCl3, de color amarillo claro.

Los iones tiocianato, SCN⁻, reaccionan con los iones hierro (III), Fe+3, dando lugar al ión [Fe (SCN)6]3⁻ de color rojo. El equilibrio dinámico que se establece entre los tres iones está dado por:

$$Fe^{3+}_{(ac)}$$
 + $6 SCN_{(ac)}^{-}$ $Fe(SCN)_{6}^{3-}_{(ac)}^{3-}$ amarillo claro transparente rojo

La intensidad del color rojo nos indica, de manera cualitativa, la cantidad del ión [Fe (SCN)6]3 en la mezcla en equilibrio.

En esta práctica, realizaremos diversos cambios de concentración de reactivos y productos (adición y sustracción de materia) en la reacción arriba indicada. Observando los cambios de color comprobaremos la reversibilidad de la misma, y analizaremos en qué sentido avanzará la reacción cuando se altera la situación de equilibrio como consecuencia de los cambios introducidos.

Material y Equipo	Reactivos
1 vaso de precipitados de 250 ml, 1 gradilla, 5	
tubos de ensayo grandes, pipeta y propipeta,	
varilla de vidrio, probeta de 50 mL.	

- 1. En un vaso de precipitados de 250 mL se adicionan, en este orden: 1 mL de una disolución de FeCl₃ 0.1 M y 1 mL de una disolución de KSCN 0.1 M.
- 2. Mida con la probeta 50 mL de agua destilada y agrégueselos a la mezcla anterior para disminuir la intensidad del color y poder observar más fácilmente los cambios del mismo.
- 3. Agitar con una varilla de vidrio para facilitar la reacción química.
- 4. Preparar cuatro tubos de ensayo limpios y adicionar, a cada uno de ellos, 10 ml de la disolución preparada. Añadir 1 ml (aproximadamente 20 gotas) de una disolución de FeCl₃ 0.1 M al primero y, al segundo, 1 ml de una disolución de KSCN 0.1 M. Al tercer tubo se le añade NaOH 2 M hasta observar la aparición de un sólido marrón-rojizo que queda disperso en la disolución. Al cuarto tubo se le agrega HCl y el cuarto tubo sirve como referencia a los otros cuatro.
- 5. Anote las observaciones en el siguiente cuadro:

1 mL FeCl ₃ (ac)	1 mL KSCN(ac)	NaOH(ac)	HCl(ac)	Testigo
Tubo 1	Tubo 2	Tubo 3	Tubo 4	Tubo 5

6. Comparar la intensidad relativa del ión complejo en cada uno de los tres tubos de ensayo e interpretar las observaciones aplicando el **principio de Le Chatelier** y el **cociente de reacción**, Q_c .

▲ DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Los residuos de esta práctica se disponen en el contendedor de inorgánicos con precaución.

Cálculos y resultados

Los resultados de la práctica son:

- 1. Escriba la ecuación del equilibrio químico estudiado, así como las expresiones del cociente de reacción y de la constante de equilibrio. Explique cuál es la diferencia entre ambas magnitudes.
- 2. Enuncie el Principio de Le Chatelier.

- 3. ¿Qué datos experimentales demuestran que el equilibrio se desplaza al adicionar:
 - a) FeCl₃(ac) al tubo 1, (b) KSCN(ac) al tubo 2, (c) NaOH(ac) 2 M al tubo 3 y (d) HCl(ac) 0.1 M al tubo 4?
- 4. Utilice el principio de Le Chatelier para explicar en qué sentido se desplaza el equilibrio como consecuencia de la adición FeCl₃ (ac).
- 5. Explique, teniendo en cuenta el cociente de reacción, los cambios cualitativos que se producen en la composición de la mezcla en equilibrio al añadir KSCN(ac)
- 6. Escriba la reacción que tiene lugar al añadir la disolución de NaOH (ac) 2 M a la mezcla en equilibrio y explique, según el principio de Le Chatelier, el sentido de avance de la reacción.
- 7. Escriba la reacción que tiene lugar al añadir la disolución de HCl (ac) 0.1 M a la mezcla en equilibrio y explique, según el principio de Le Chatelier, el sentido de avance de la reacción.

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Analice los resultados de la práctica y deduzca la veracidad de la Ley de Le Chatelier del equilibrio químico

Referencias bibliográficas

- Chang Raymond y College Williams. (2002). Química. Séptima edición. McGraw Hill. México.
- Spencer James N., Bodner George M., y Richard Lyman H. (2000). Química estructura y dinámica. Primera edición. CECSA. México.

Anexos

Práctica No. 9

Recubrimiento Metálico

Resultados de aprendizaje

Deduce por medio de la propiedad de conductividad eléctrica, si una sustancia tiene enlaces iónicos o covalentes. Dibuja las estructuras de Lewis de las sustancias analizadas y justifica el comportamiento ante el paso de energía eléctrica. Observa un compuesto con enlace covalente coordinado.

Fundamento

Una reacción de oxidación-reducción, es aquella en la cual existe una transferencia de electrones entre especies químicas. Este tipo de reacciones, si se realizan de manera espontánea generan una corriente eléctrica y se denominan pilas galvánicas.

Para aquellas reacciones no espontáneas es necesario aplicar una corriente eléctrica que provea los electrones necesarios para la oxidación-reducción, a estos procesos se les conoce como electrolíticos.

Los procesos de recubrimiento electrolíticos consisten en depositar por vía electroquímica finas capas de metal, sobre una pieza que ha sido sumergida en una disolución acuosa que contiene los iones a depositar (como Cu²+, Zn²+, etc.), y conectada a una fuente externa de corriente eléctrica. La pieza a recubrir se convierte en el cátodo donde se lleva a cabo la reducción de los iones de la disolución al estado metálico. El ánodo consiste en una barra del metal a depositar y es aquí donde tiene lugar la oxidación.

Cuando la corriente eléctrica fluye, el ánodo se disuelve. Este proceso se ilustra en la figura 10. La capa de metal depositado depende tanto de la corriente como del tiempo de duración de la electrodeposición; el recubrimiento puede alcanzar un espesor de hasta 100 µm, sin embargo son mucho más comunes las capas más delgadas. Esta técnica tiene múltiples aplicaciones que van desde lo decorativo (cubrir joyería con plata u oro), hasta la protección del hierro contra la corrosión (galvanizado).

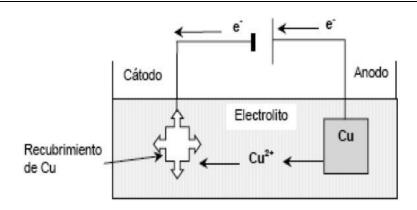


Figura 8. Proceso de recubrimiento metálico

Material y Equipo	Reactivos
2 cables con caimanes, 1 vaso de precipitados de 50 mL, 1 electrodo de cobre, 1 pila alcalina de 9V, 1 pieza a recubrir (clip, moneda, llave, etc.).	·

- 1. Prepara la pieza a recubrir lavándola con un poco de pasta de dientes o jabón, y agua. Sécala muy bien con una toalla de papel y pésala registrando la lectura. Pesa también el electrodo de cobre, anota esta lectura.
- 2. Vierte 30 mL de la disolución de sulfato cúprico en el vaso de precipitados.
- 3. La pieza a recubrir se prende con el caimán negro, éste será el cátodo (polo negativo) y la pieza de cobre se prende con el caimán rojo, éste será el ánodo (polo positivo).
- 4. Se sumergen ambas piezas en la disolución de sulfato cúprico cuidando de no sumergir los caimanes y de que ambas piezas no se toquen, deben estar lo más separadas posible.
- 5. Los extremos opuestos de los caimanes se conectan a una pila alcalina. Al momento de cerrar el circuito se comienza el conteo de tiempo. Procura no mover ningún material de la celda.
- 6. Al transcurso de al menos 3 minutos, interrumpe el proceso mediante desconectar el circuito y revisa la pieza recubierta, la disolución y el electrodo de cobre. Anota tus observaciones
- 7. Toma con cuidado la pieza recubierta y enjuágala con agua destilada, déjala secar y cuando esté completamente seca, pésala registrando la lectura. Enjuaga, seca y pesa también el electrodo de cobre.
- 8. Anota los resultados, la diferencia será la cantidad de cobre depositada en la pieza. Compárala con la diferencia de masa del electrodo de cobre.

π			_	
Δ	DISPOSICÓN	DF	RESIDU	OS

El sulfato de cobre se recuperará en un recipiente proporcionado por el docente, la lámina de cobre se deja sobre su mesa de trabajo, la moneda recubierta, se puede lavar y llevársela.

Cálculos y resultados

Los resultados de la práctica son:

1. Complete la siguiente tabla

	Peso inicial	Peso final	Diferencia
Pieza a recubrir			
Electrodo de cobre			

- 2. ¿Qué significa la palabra electrólisis?
- 3. ¿Qué es un electrolito?
- 4. ¿Qué es un electrodo?
- 5. Investiga las reacciones que se llevan a cabo en el cátodo y en el ánodo.
- 6. ¿Por dónde viajan los electrones en esta reacción? Ilustra con una imagen
- 7. ¿El agua destilada, conduce la electricidad?
- 8. ¿Qué puedes concluir de las diferencias de las masas tanto del electrodo como de la pieza recubrir?
- 9. ¿Qué otras variables crees que influyan en el proceso de recubrimiento, a parte del tiempo y del voltaje?
- 10. Investiga más aplicaciones de los recubrimientos por electrólisis.
- 11 ¿Cómo se produce el aluminio?
- 12. ¿Por qué no se deben conectar tuberías galvanizadas con tuberías de cobre?

Analice los resultados e infiera la importancia de las reacciones de oxidación-reducción. De igual modo analice la característica principal de por qué son este tipo de reacciones las que tienen que ver con la generación de electricidad o con el recubrimiento de un metal.

Referencias bibliográficas

• Chang R. (2003). Química. 7ª. Edición. Ed. McGraw Hill. México.

	Anexos		

Práctica No. 10Cinética Química

Resultados de aprendizaje

Comprueba la función de un catalizador, en este caso el yoduro de potasio (KI), en la descomposición del agua oxigenada (H_2O_2), y con esto, deduce la influencia de un catalizador en la cinética de una reacción.

Fundamento

El peróxido de hidrógeno (H₂O₂), es un compuesto químico con características de un líquido altamente polar, fuertemente enlazado con el hidrógeno tal como el agua, que por lo general se presenta como un líquido ligeramente más viscoso que éste. Es conocido por ser un poderoso oxidante. También conocido como agua oxigenada, es un líquido incoloro a temperatura ambiente con sabor amargo. Pequeñas cantidades de peróxido de hidrógeno gaseoso se presentan naturalmente en el aire.

El peróxido de hidrógeno es inestable y se descompone rápidamente a oxígeno y agua con liberación de calor. Aunque no es inflamable, es un agente oxidante potente que puede causar combustión espontánea cuando entra en contacto con materia orgánica o algunos metales, como el cobre, la plata o el bronce.

El peróxido de hidrógeno se encuentra en bajas concentraciones (3 - 9 %) en muchos productos domésticos para usos medicinales y como blanqueador de vestimentas y el cabello. En la industria, el peróxido de hidrógeno se usa en concentraciones más altas para blanquear telas y pasta de papel, y al 90% como componente de combustibles para cohetes y para fabricar espuma de caucho y sustancias químicas orgánicas.

En otras áreas como en la investigación se utiliza para medir la actividad de algunas enzimas como la catalasa. El uso del agua oxigenada como desinfectante casero se debe a que, al contacto con sangre, suciedad, etc., se descompone y desprende oxígeno nativo. El oxígeno desprendido es el que desinfecta. En este caso el peróxido de hidrógeno actúa como oxidante.

Una forma de expresar la concentración de las disoluciones de peróxido es en volúmenes, lo que significa: el número de volúmenes de O_2 , medido en condiciones normales, que pueden formarse al descomponerse el H_2O_2 contenido en un volumen de la disolución. Así, una muestra de agua oxigenada con una concentración de un 3 % de H_2O_2 se dice que es de 10 volúmenes, ya que, un volumen de agua oxigenada de esa concentración produce, aproximadamente, un volumen de O_2 diez veces mayor al de la disolución.

El loduro de Potasio (KI) es un catalizador porque sólo aumenta la velocidad de reacción, no se gasta como reactivo. Sin embargo, una pequeña parte sí logra reaccionar convirtiéndose en Yodo (I). La presencia de Yodo (I) se pone de manifiesto por el color marrón en algunas zonas del producto, debido a que el Yodo mancha.

$$2H_2O_2 \xrightarrow{KI} O_2 + 2H_2O$$

La reacción se lleva a cabo en una probeta graduada alta, ya que el producto formado sale verticalmente hacia arriba y de forma rápida. Como el agua oxigenada es muy oxidante y muy fuerte hay que protegerse las manos con guantes y se debe de usar gafas.

Material y Equipo	Reactivos
1 Probeta graduada de 25 ml, 1 vidrio de reloj, 1 agitador o un palillo grande de madera	Colorante (opcional), Detergente líquido, Agua oxigenada (H ₂ O ₂) al 30%, Ioduro de Potasio (KI)

Desarrollo

- 1. Mida 5 mL de H₂O₂ al 30% en la probeta de 25 mL
- 2. Añada 3 mL del detergente líquido y revuelva haciendo remolino hasta que el agua oxigenada y el detergente se mezclen bien.
- 3. Si lo desea, añada un poco de colorante en diferentes puntos de la probeta para que la pasta de dientes salga rayada.
- 4. Añada con la punta de la espátula una cantidad de KI equivalente a la punta de una cuchara cafetera aproximadamente a la probeta, apártese rápidamente y observe a una distancia prudente.

▲ DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Los residuos de esta práctica se pueden disponer la tarja ya que como producto queda solo espuma

Cálculos y resultados

Los resultados de la práctica son las respuestas a las siguientes preguntas:

- 1. ¿En qué tipo de reacción se clasifica la descomposición de agua oxigenada?
- a) Simple sustitución
- b) exotérmica
- c) endotérmica
- 2. ¿Qué es un catalizador y como funciona dentro de la reacción que acabas de experimentar?
- 3. ¿Cómo se explica la formación de espuma por la reacción?
- 4. Investiga sobre los siguientes reactivos o sustancias:
 - a) Agua oxigenada
 - b) Oxígeno
 - c) Hidrógeno
- 5. Escriba la reacción efectuada durante la práctica
- 6. ¿Cuántos tipos de catalizadores hay y cuáles son?
- 7. Explique por qué esta práctica corresponde al tema de cinética química.
- 8 ¿Qué función tiene el yoduro de potasio en esta práctica?

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Analice los resultados de la práctica y deduzca la función de un catalizador en una reacción química.

Referencias bibliográficas

 Chang Raymond y College Williams. (2002). Química. Séptima edición. McGraw Hill. México.

Anexos