



**TECNOLÓGICO
NACIONAL DE MÉXICO®**



TECNOLÓGICO NACIONAL DE MÉXICO
INSTITUTO TECNOLÓGICO SUPERIOR
DE NUEVO CASAS GRANDES

Título del Manual:

“Manual de Química para Ing. Industrial”

Elaboró:

M. en C. Daniel Gerardo Bencomo Trejo

Fecha de elaboración:

20 de junio de 2023

Asignatura: Química

Carrera: Ing. Industrial.

Clave de la asignatura: INC-1025

ÍNDICE

I. OBJETIVO GENERAL.....	1
II. RESPONSABILIDAD DEL ALUMNO.....	1
III. RESPONSABILIDAD DEL PROFESOR.....	2
IV. RESPONSABILIDADES DEL ENCARGO DE LABORATORIOS.....	2
V. REGLAS DE SEGURIDAD E HIGIENE.....	3
VI. SANCIONES POR MAL USO DE EQUIPO O DESACATO A LA AUTORIDAD DEL ALUMNO Y/O PROFESOR.....	4
VII. RUBRICA PARA LA EVALUACIÓN DEL REPORTE QUE HABRÁ DE REALIZAR EL ALUMNO CADA VEZ QUE DESARROLLE UNA PRÁCTICA.....	6
PRÁCTICA No. 1.....	7
CONOCIMIENTO Y MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO.....	7
PRÁCTICA No. 2.....	9
MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS.....	9
PRÁCTICA No. 3.....	12
ESPECTROS Y EFECTO FOTOELÉCTRICO.....	12
PRÁCTICA No. 4.....	14
TABLA PERIÓDICA Y SUS PROPIEDADES.....	14
PRÁCTICA No. 5.....	16
ENLACES QUÍMICOS.....	16
PRÁCTICA No. 6.....	18
MEDICIÓN DE pH DE ALGUNAS SUSTANCIAS.....	18
PRÁCTICA No. 7.....	19
REACCIONES DE COMPUESTOS INORGÁNICOS.....	19
PRÁCTICA No. 8.....	23
DIFERENTES TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS.....	23
PRÁCTICA No. 9.....	25
ESTEQUIOMETRÍA.....	25
PRÁCTICA No. 10.....	26
ELECTROQUÍMICA.....	26

I. OBJETIVO GENERAL.

Que el alumno adquiera destreza en el manejo de reactivos, materiales y equipos comúnmente usados en el laboratorio de química y que despierte su espíritu de investigación motivado por sus observaciones y experiencias propias.

Al término de las prácticas de este manual, mediante la observación y la experimentación el alumno estará capacitado para efectuar e identificar las reacciones químicas, diferenciar o reconocer los distintos tipos de enlace, la importancia de la conservación de la materia y el uso del material de laboratorio de química general.

El presente manual está dirigido a la asignatura de química (clave AEC-1058), el cual, de acuerdo al programa educativo, aplica para las carreras de Ingeniería electrónica, Ingeniería electromecánica, Ingeniería en sistemas computacionales e Ingeniería Mecatrónica, mismas que se imparten en el Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

II. RESPONSABILIDAD DEL ALUMNO

1. El alumno deberá presentarse a la hora señalada en su programa de actividades semestrales.
2. Se permitirá máximo un retardo de 10 minutos para poder realizar la práctica correspondiente
3. En todo momento, el alumno deberá presentar una conducta apropiada dentro del laboratorio, respetando el trabajo de sus compañeros de grupo y de los profesores que en el laboren.
4. Deberá guardar orden y silencio durante su estancia en el laboratorio.
5. En cada sesión de laboratorio tanto el titular de la materia, como su auxiliar, tiene toda la autoridad para hacer una llamada de atención al alumno por conducta no propia, mal manejo del material, equipo e instalaciones del laboratorio, y en caso de reincidir en estas actitudes, expulsar al alumno del mismo.
6. Por ningún motivo, se le permitirá al alumno realizar experimentos que no estén autorizados por el titular de la materia.
7. Queda restringido el acceso a los alumnos al cubículo de almacenamiento de equipo de laboratorio, material de vidrio y reactivos químicos.
8. El alumno deberá adquirir el material de limpieza (jabón, fibras, jergas, etc.), artículos de uso frecuente en el laboratorio (cinta masking-tape, algodón, papel aluminio, tijeras, cerillos, etc.) y su equipo de seguridad personal (lentes, cubre bocas, guantes, etc.).
9. Al inicio de cada práctica el alumno solicitará, proporcionado por el instructor, el material necesario para trabajar, mismo que deberá entregarse limpio, seco, completo y en buen estado, al final de cada sesión, de no ser así tendrá que reponer el material faltante.
10. Si el laboratorio no cuenta con algún material especial, materia prima u otros artículos necesarios para realizar las prácticas, el alumno deberá adquirirlos por su cuenta, previo aviso del instructor.
11. El alumno se responsabilizará del buen funcionamiento de los aparatos utilizados en las prácticas.

12. En caso de que el equipo presente algún desperfecto o mal funcionamiento, el alumno deberá reportarlo inmediatamente al instructor, de no hacerlo, el grupo asumirá la responsabilidad de su reparación.
13. Las balanzas granataria y analítica, así como cualquier otro instrumento que se emplee en la realización de la práctica, deberá dejarse completamente limpio y cubierto, así como el área donde se encuentre ubicado.
14. Deberá tenerse cuidado al finalizar la sesión que los equipos que hayan sido utilizados sean desconectados, así como verificar que queden bien cerradas las llaves del agua y gas.

III. RESPONSABILIDAD DEL PROFESOR

- 1.- El profesor deberá llegar con puntualidad a la hora de la práctica, y si es posible, con 5 minutos de anterioridad para verificar que materiales y reactivos se encuentren listos para utilizarse.
- 2.- El docente siempre se tendrá que dirigir hacia sus alumnos con respeto.
- 3.- El titular del laboratorio será el responsable de la seguridad de los alumnos, por lo que con anterioridad le mostrará la peligrosidad de reactivos, su manejo y primeros auxilios en caso de un accidente.
- 4.- Antes de iniciar la práctica, el docente tendrá que dar una breve explicación de la práctica que se desarrollara y estar pendiente mientras el desarrollo.
- 5.- Supervisar el adecuado uso de los recursos, materiales, herramientas, equipos e instalaciones del laboratorio, y talleres por parte de los usuarios.
- 6.- Reportar al responsable de laboratorio sobre cualquier desperfecto encontrado o informado por los usuarios
- 7.- Verificar al término de sus actividades que todo el equipo se encuentre en su lugar y el pizarrón quede limpio.
- 8.- Avisar, mínimo con tres días de anticipación, sobre el desarrollo de las prácticas, o al inicio del semestre, entregar un programa del desarrollo de las prácticas.

IV. RESPONSABILIDADES DEL ENCARGO DE LABORATORIOS

- 1.- Asegurarse del cumplimiento de las responsabilidades por parte de alumnos y profesor.
- 2.- Informar al final de cada semestre al jefe de departamento sobre cualquier daño al equipo o a las instalaciones, a excepción de las situaciones que requieran una atención inmediata por afectar de manera relevante el funcionamiento del laboratorio.

- 3.- Reportar al jefe de departamento cuando una persona sea sorprendida haciendo mal uso del equipo o de las instalaciones,
- 4.- Prepara los materiales y reactivos necesarios para el desarrollo de las prácticas.
- 5.- Proporcionar al alumno, el material y reactivos necesario para cada práctica.
- 6.- Recibir el material y reactivos por parte del alumno y cerciorarse de que esté en buen estado y reportarlo en caso de no estar.

V. REGLAS DE SEGURIDAD E HIGIENE

Las siguientes reglas deberán ser consideradas al estar trabajando en el laboratorio:

1. Ante todo, deberá conocer la ubicación y el funcionamiento del equipo de seguridad con que cuenta el laboratorio, como son: la salida de energía, extinguidores y botiquín.
2. En todo momento, tanto en sesiones ordinarias como extraordinarias, usar bata blanca, en buen estado y la misma deberá usarse abotonada. No se permitirá trabajar en el laboratorio sin bata.
3. Mantener el laboratorio y el área de trabajo siempre limpios.
4. Mantener la mesa de trabajo libre de objetos no relacionadas con el experimento, una vez concluida su sesión práctica deberá dejarlas completamente limpias al igual que las tarjas del laboratorio y el resto de las instalaciones.
5. Colocar la basura y el material excedente en los sitios destinados para este fin, tratándose de materiales químicos, los depositará en los lugares o recipientes que le indique el Instructor.
6. No se permite comer o beber dentro del laboratorio.
7. Queda estrictamente prohibido fumar dentro del laboratorio.
8. Reportar al instructor cualquier accidente inmediatamente, no importa la magnitud del mismo.
9. Los reactivos deberán ser manejados cuidadosamente, para ello:
 - a) Lea las etiquetas del recipiente que los contenga para estar seguro que es el reactivo deseado.
 - b) Tome del frasco solamente la cantidad que se necesite.
 - c) Para no contaminar los reactivos, no regrese los sobrantes al frasco.
 - d) Una vez tomada la cantidad necesaria, cierre bien el recipiente y regréselo a su lugar de almacenaje.
 - e) Tenga cuidado de no confundir los recipientes donde coloque los reactivos, etiquételos debidamente.
 - f) No se debe oler directamente una sustancia, sino que sus vapores deben abanicarse con la mano hacia la nariz.

- g) No tirar o arrojar sustancias químicas, sobrantes del experimento o no, al desagüe. En cada práctica se deberá preguntar al profesor sobre los productos que se pueden arrojar al desagüe.
- h) No se debe probar ninguna sustancia. Si algún reactivo se ingiere por accidente, se notificará de inmediato al docente.
- i) Cuando se transfiera un líquido con pipeta, deberá utilizarse perilla de hule o perilla de seguridad. Nunca succionar con la boca.

10. La dilución de ácidos concentrados debe hacerse de la siguiente manera:

- a) Utilizar recipientes de pared delgada
- b) Añadir lentamente el ácido al agua haciéndolo resbalar por las paredes del recipiente, al mismo tiempo que se agita suavemente. Nunca añadir agua al ácido, ya que puede formarse vapor con violencia explosiva.

11. Cuando se calientan sustancias contenidas en un tubo de ensaye, no se debe apuntar la boca del tubo al compañero o a sí mismo, ya que pueden presentarse proyecciones del líquido.

12. Siempre deben lavarse las manos al terminar la práctica.

13. Ayudas visuales:

- a) En el laboratorio existen ayudas visuales para prevención de accidentes, por lo que se recomienda a los usuarios reconocerlas y seguirlas para evitar accidentes.
- b) En la figura 1 se muestran las ayudas visuales que se pueden encontrar en un Laboratorio de Química General, que a menudo son utilizadas para la prevención de accidentes y un mejor manejo de las instalaciones.

VI. SANCIONES POR MAL USO DE EQUIPO O DESACATO A LA AUTORIDAD DEL ALUMNO Y/O PROFESOR

En caso de que el alumno falte a uno o más de las reglas aquí indicadas, se hará acreedor a las siguientes sanciones:

1. Cuando falte por primera vez a una de las reglas establecidas se hará merecedor de una llamada de atención por parte del profesor.
2. De incurrir en faltas a las responsabilidades, se le retirará su derecho a realizar la sesión de laboratorio correspondiente.
3. De incidir por tercera ocasión en faltas a las responsabilidades se le expulsará definitivamente del laboratorio.



Figura 1. Señalización para la prevención de accidentes y reglas dentro de laboratorio.

VII. RUBRICA PARA LA EVALUACIÓN DEL REPORTE QUE HABRÁ DE REALIZAR EL ALUMNO CADA VEZ QUE DESARROLLE UNA PRÁCTICA.

<i>Rúbrica de reportes de prácticas de laboratorio de química</i>					
<u>CRITERIO</u>	<i>Excelente</i>	<i>Bien</i>	<i>Regular</i>	<i>Deficiente</i>	<i>Puntaje obtenido</i>
1. Portada título, autores, dirección					
2. Resumen Incluir: <i>introducción; objetivo; métodos; resultados; y conclusión y/o perspectiva, abstract</i> resumen al idioma inglés y palabras clave 3 a 5					
3. Introducción teórica Investigación documental sobre el tema. Citar.					
4. Objetivo el de la práctica en el manual					
5. Método En tiempo pasado, anotar paso por paso cómo se desarrolló la práctica.					
6. Materiales y reactivos son los materiales y reactivos utilizados durante la práctica.					
7. Resultados únicamente lo que se observó, además, debe incluir imágenes y/o tablas de los resultados.					
8. Conclusiones con base en el logro de los objetivos.					
9. Referencias Mínimo 3, formato APA, deberán ser fuentes confiables.					
10. Ortografía sin errores ortográficos.					
11. Diagrama flujo, asistencia Y comportamiento asiste todo el equipo a laboratorio, entregan diagrama de flujo, disciplina y trabajo en equipo.					
12. Respeto formato de reporte mantener el formato indicado.					
Total	100	Calificación obtenida			

NOTA 1: la ponderación queda a consideración del docente.

NOTA 2: Adjunto a este manual, se les enviará a los alumnos el archivo que contiene el formato e indicaciones de las partes y cómo se debe realizar el reporte de práctica.

PRÁCTICA No. 1 CONOCIMIENTO Y MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

OBJETIVO.

Identificar y manejar el material más frecuentemente utilizado en el Laboratorio de Química y anotará su uso.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

El laboratorio es uno de los lugares más importantes de la escuela, ya que en él se realizan experimentos para comprobar mediante el método científico los conocimientos adquiridos en la clase teórica. Es muy importante que el alumno se familiarice con cada uno de los aparatos, sustancias químicas, el equipo y el material frecuentemente utilizado, pues dominándolos puede llegar a seleccionarlos y manejarlos adecuadamente, con lo cual desarrollará la habilidad necesaria para realizar las prácticas de este manual.

El alumno deberá acatar el reglamento del laboratorio de química y estar atento a las explicaciones que el instructor le dé, el uso y manejo de sustancias químicas en forma inadecuada presenta gran riesgo no sólo para él, sino para todos los que se encuentren en el área de experimentación.

Vidriería y porcelana común. Comprende los vasos de precipitados, Erlenmeyers, balones de fondo plano y de fondo redondo, embudos (al vacío, por gravedad, de decantación), tubos de ensayo, condensadores, frascos con tapón esmerilado, vidrios de reloj y otros. **Vidriería Volumétrica.** Este material suele ser más costoso debido al tiempo gastado en el proceso de calibración. Comprende una serie de recipientes destinados a medir con exactitud el volumen que “contienen” o el volumen que “vierten”. **Materiales de soporte y sujeción.** En cuanto a los materiales de soporte y sujeción, con excepción de la gradilla, pueden ser de madera o de plástico, pinzas para tubo de ensayo, pinzas de combustión, entre otros. **Materiales para medir.** Balanza granataria, es uno de los instrumentos más utilizados en el laboratorio y su objetivo es determinar la masa de una sustancia o pesar una cierta cantidad de la misma.

MATERIAL

1 Gradilla
1 Tubo de ensaye
1 Agitador de vidrio
1 báscula
1 espátula
1 Vaso de precipitado de 250 ml
1 Vaso de precipitado de 100 ml
1 pinzas para tubo de ensaye
1 Mechero de bunsen
1 pipeta 10 ml o 5 ml
1 Vidrio de reloj
1 Pizeta
1 portapipeta
1 soporte universal
1 pinzas para bureta
1 bureta

REACTIVOS

Agua destilada
CaCO₃
Fenoltaleína
HCl [1M]

APORTACIÓN POR EQUIPO

2 pastillas antiácido efervescentes

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES:

1. Uso de Mortero, vaso de precipitado, pizeta, goteros, espátula, báscula, vidrio de reloj, agitador de vidrio, probeta.

- a) Colocar dos tabletas efervescentes antiácido (Bicarbonato de sodio, ácido cítrico, ácido acetilsalicílico) en un mortero y con ayuda de la “maja” o mazo, triturar las pastillas hasta pulverizar.
- b) Por otra parte, en un vaso de precipitado de 250 ml, colocar 50 ml de agua destilada (agua que está en la pizeta) y Agregar dos gotas de fenolftaleína.
- c) Luego, Pesar 5 gr de las pastillas pulverizadas y verterlos o colocarlos en el vaso de precipitado de 250 ml con el agua destilada y la fenolftaleína, Agitar la mezcla con agitador de vidrio para ayudar a la disolución.
- d) Posteriormente, agregar gota a gota HCl 1M hasta el vire de color.

2.- Uso de Mechero, placa calefactora, cápsula de porcelana, tubo de ensayo, pinzas para tubo de ensayo, pipeta, propipeta.

- a) Colocar 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitado de 100 ml.
- b) Adicionar aproximadamente 3 gr de NaCl (sal común de mesa).
- c) Con ayuda de pipeta y propipetero, cada integrante del equipo deberá medir 3 ml de la disolución y colocarlos en una cápsula de porcelana.
- d) Posteriormente colocar la cápsula de porcelana (con la solución salina) sobre la placa calefactora (conectar y encender previamente la placa calefactora), esperar hasta que empiece a evaporar al agua y entonces apagar la placa calefactora.
- e) Por otra parte, deberá pasar 3 ml de la solución salina inicial a un tubo de ensayo.
- f) Encender el mechero de Bunsen con precaución.
- g) Con ayuda de las pinzas para tubo de ensayo, tomar el tubo de ensayo y calentar la solución salina empleando la técnica de “vaivén”. *Nota:* La técnica de vaivén, serán unas 3 idas y vueltas. Todos los integrantes del equipo deben hacer la técnica de vaivén. Una vez terminado lo anterior, colocar el tubo en la gradilla para evitar quemaduras.

Precaución, el agua puede alcanzar su punto de ebullición, lo que puede hacer que salpique o salga agua hirviendo por la boca del tubo de ensayo y causar daño o quemaduras.

RESULTADOS ESPERADOS

El alumno identificará y manejará el material más frecuentemente utilizado en el laboratorio de química, así como conocer las normas de seguridad e higiene.

PRÁCTICA No. 2 MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

OBJETIVO.

Aplicar diferentes métodos de separación de mezclas.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Prácticamente toda la materia que nos rodea consta de mezclas de sustancias. Es fundamental, tanto en el laboratorio, como en la industria, el conocimiento de métodos que puedan emplearse para separar las mezclas en los componentes que la forman, para posteriormente utilizar un proceso químico cuando se desea obtener estos componentes como sustancia pura.

La mezcla puede definirse como algo que tiene composición variable. Las mezclas se clasifican como homogéneas o heterogéneas.

Existen diferentes procedimientos para separar los componentes de dichas mezclas, las cuales son: Decantación, sublimación, filtración, precipitación, evaporación, cristalización, centrifugación.

La precipitación es la sustancia sólida visible que se forma al combinar varias sustancias. En la mayoría de los casos, el precipitado (el sólido formado) cae al fondo de la disolución, aunque esto depende de la densidad del precipitado: si el precipitado es más denso que el resto de la disolución, cae. Si es menos denso, flota, y si tiene una densidad similar, se queda en suspensión.

El método de separación filtración, consiste en separar las partículas sólidas insolubles que están en un líquido. Para efectuarla se utiliza un medio poroso que deja pasar el líquido y retiene las partículas de la sustancia sólida.

La decantación Se emplea para separar dos o más líquidos que no se disuelven entre sí (no miscibles) y que tienen diferentes densidades. También para separar las partículas de sólidos insolubles en un líquido y que por mayor densidad sedimentan.

La evaporación se emplea para separar un sólido disuelto en un líquido, cuando éste se evapora, la sustancia sólida queda cristalizada.

La sublimación es el cambio del estado sólido al gaseoso o lo contrario sin pasar por el líquido mediante aplicación de calor. Esto se aprovecha para separar una mezcla de partículas de dos sustancias sólidas, cuando una de ella puede sufrir sublimación.

El método de cristalización es aquella por medio de la cual se separa un componente de una solución líquida transfiriéndolo a la fase sólida en forma de cristales que precipitan.

La centrifugación es un método por el cual se pueden separar mezclas por su diferencia de densidad, el cual imprime a la mezcla un movimiento rotatorio con una fuerza de mayor intensidad que la gravedad.

MATERIAL

- 1 Gradilla
- 6 Tubos de ensaye
- 1 Agitador
- 1 Embudo
- 2 Cápsula de porcelana
- 1 Vaso de precipitado
- 1 Tripee
- 1 Mechero de bunsen
- 1 Tela de asbesto
- 1 Vidrio de reloj
- 1 Pizeta
- 1 Papel filtro
- 3 Pipetas
- 1 Escobetilla
- 1 Espátula
- 1 Pinza para crisol
- 1 Perilla de hule

REACTIVOS

- Acetato de plomo al 10%
- Nitrato de plata al 10%
- Yoduro de potasio al 10%
- Cloruro de bario al 10%
- Ácido sulfúrico al 10%
- Carbón vegetal
- Cloruro de sodio al 10%
- Naftaleno
- Azufre
- Bisulfuro de carbono
- Ácido benzoico
- Alcohol etílico

APORTACION POR EQUIPO.

- Suspensiones: melox, leche de magnesia, etc.

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES.Precipitación:

1. Depositar 2 ml de solución de acetato de plomo al 10% en un tubo de ensaye y agregar 1 ml de solución de nitrato de plata al 10%; añadir 1 ml de yoduro de potasio al 10% y dejar reposar.

Filtración:

1. En un tubo de ensaye agregue una pequeña cantidad de ácido benzoico, luego, agregue alcohol etílico gota a gota y agite vigorosamente hasta disolución completa (es decir hasta que ya no se observen los cristales).
2. Agregue agua destilada (agua de la pizeta) poco a poco, hasta observar formación de los cristales de ácido benzóico.
3. Luego, Pase la mezcla por una capa porosa y recupere los cristales de ácido benzoico.

Decantación:

1. Depositar 2 ml de solución de cloruro de bario al 10% y añadir 0.1 ml de ácido sulfúrico al 10%; dejar reposar.
2. Decantar lentamente y con cuidado, para separar el líquido del precipitado.

Evaporación:

1. Depositar 10 ml de la solución de cloruro de sodio al 10% en la cápsula de porcelana.
2. Calentar lentamente hasta la evaporación completa del agua y la obtención del residuo.

Sublimación:

1. Colocar una mezcla de 1 g naftaleno y 1 g de carbón vegetal en un vaso de precipitado.
2. Tapar el vaso que contiene la mezcla naftaleno-carbón, con una cápsula de porcelana que contenga agua fría y calentar suavemente, hasta la obtención de cristales de naftaleno en el fondo de la cápsula.

Cristalización:

1. Colocar en un tubo de ensaye 0.5 g de azufre, agregar 1 ml de bisulfuro de carbono y agitar la mezcla.
2. Transferir la mezcla a una cápsula de porcelana; mantener en reposo la mezcla en la **campana extracción de gases** hasta la evaporación del bisulfuro de carbono y la cristalización del azufre.

Centrifugación:

1. Vierta en un tubo de ensaye una determinada cantidad de suspensión, y en otro tubo la misma cantidad de agua, e introdúzcalos a la centrifuga y centrifugue por dos minutos.

RESULTADOS ESPERADOS

El alumno reconocerá algunos métodos de separación de mezclas.

PRÁCTICA No. 3 ESPECTROS Y EFECTO FOTOELÉCTRICO

OBJETIVO.

Reconocer el espectro a la flama de algunos elementos químicos y demostrar que la luz es capaz de expulsar electrones de la superficie de un metal.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Espectros

Cada átomo es capaz de emitir o absorber radiación electromagnética, aunque solamente en algunas frecuencias que son características propias de cada uno de los diferentes elementos químicos. Si, mediante suministro de energía calorífica, se estimula un determinado elemento en su fase gaseosa, sus átomos emiten radiación en ciertas frecuencias del visible, que constituyen su espectro de emisión. Si el mismo elemento, también en estado de gas, recibe radiación electromagnética, absorbe en ciertas frecuencias del visible, precisamente las mismas en las que emite cuando se estimula mediante calor. Este será su espectro de absorción. Puesto que el espectro, tanto de emisión como de absorción, es característico de cada elemento, sirve para identificar cada uno de los elementos de la tabla periódica, por simple visualización y análisis de la posición de las líneas de absorción o emisión en su espectro. Estas características se manifiestan ya se trate de un elemento puro o bien combinado con otros elementos, por lo que se obtiene un procedimiento bastante fiable de identificación.

Efecto fotoeléctrico

El efecto fotoeléctrico consiste en la emisión de electrones por un material cuando se le ilumina con radiación electromagnética (luz visible o ultravioleta, en general). En el efecto fotoeléctrico tiene lugar una conversión de la energía luminosa en eléctrica.

El efecto fotoeléctrico es la base de la producción de energía eléctrica por radiación solar y del aprovechamiento energético de la energía solar. El efecto fotoeléctrico se utiliza también para la fabricación de células utilizadas en los detectores de llama de las calderas de las grandes usinas termoeléctricas. También se utiliza en diodos fotosensibles tales como los que se utilizan en las células fotovoltaicas y en electros copios o electrómetros.

MATERIAL

6 Tubos de ensaye
1 Mechero Bunsen
1 Asa de platino o de nicromo
1 Gradilla
1 Aparato de efecto fotoeléctrico
1 Lámpara de mano
1 Escobetilla

REACTIVOS

Ácido clorhídrico
Soluciones de prueba de sodio
Solución de prueba de potasio
Solución de prueba de calcio
Solución de prueba de cobre
Solución de prueba de bario

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES

Espectros

1. Marcar cada tubo de ensaye con la nomenclatura de cada uno de los reactivos, y verter 15 gotas de cada solución en el tubo correspondiente.
2. Limpiar el asa de nicromo con la solución contenida en el tubo de HCl (introducir el asa al tubo, humedecer la punta del asa con la solución y colocar el asa húmeda en la zona oxidante de la flama; repetir el proceso hasta que el asa no varíe el color de la flama).
3. Probar en forma semejante al procedimiento de limpieza las soluciones de prueba, iniciar con la solución de potasio, enseguida con la de Bario, a continuación, la de Calcio, luego la de cobre y finalmente la de Sodio.
4. Después de utilizar cada solución de prueba, debe limpiar el asa con Ácido Clorhídrico (contenido en el tubo), antes de probar la siguiente solución.
5. Realice un esquema que represente cada tipo de espectro.

Efecto Fotoeléctrico.

1. Colocar el aparato de efecto fotoeléctrico en apagado y observar el LED.
2. Colocar el aparato de efecto fotoeléctrico en encendido observar el LED.
3. Cubrir la fotorresistencia con la mica de color negro, evitando que quede expuesta a la luz.
4. Realizar la actividad anterior cambiando el filtro (color de la mica) y anotar lo observado tanto en el LED como en el amperímetro.
5. Repetir el proceso descrito en los incisos 3 y 4 utilizando una lámpara como fuente de luz para iluminar la celda.
- 6.- Realice los esquemas correspondientes.

RESULTADO ESPERADO

El alumno reconocerá el espectro a la flama de algunos elementos químicos y demostrará que la luz es capaz de expulsar electrones de la superficie de un metal, conocido como efecto fotoeléctrico.

PRÁCTICA No. 4
TABLA PERIÓDICA Y SUS PROPIEDADES

OBJETIVO.

Demostrar la reactividad de algunos elementos, observar la oxidación de algunos metales y comparar propiedades entre metales y no metales.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Con el descubrimiento de los primeros elementos se desarrolló la idea de que los átomos de los elementos podrían tener ciertas propiedades análogas a las de otros; nació con ello la idea de clasificar los elementos conocidos con base en alguna propiedad semejante. Se realizaron diversos intentos para clasificar los elementos; sobresalen los trabajos de los siguientes investigadores: Dobereiner, Newlands, Mendeleiev, Moseley y Werner.

MATERIAL

7 Tubos de ensaye de 10 ml
1 Gradilla
1 Cucharilla de combustión
1 Circuito con foco y caimanos
2 Pipetas
1 Espátula
1 Pinzas para crisol
1 Escobetilla
1 Mechero de bunsen
1 portapipetas
1 vaso de precipitado 100 ml

REACTIVOS

Azufre
Zinc (lamina)
Magnesio (tiras y virutas)
Calcio (virutas)
Aluminio (perlas y polvo)
Yodo
Hierro (limadura)
Ácido Clorhídrico
Sodio metálico

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES.**A) Reactividad de algunos elementos.**

1. Colocar en 7 tubos pequeñas porciones de Zn, Ca, Al, I, Mg, S y Cu.
2. Agregue a cada uno de los tubos 1 ml de HCl concentrado.
3. Observe si hay o no reacción y con qué rapidez se lleva a cabo.
4. Ordene los elementos de acuerdo a su reactividad y registre los resultados en la tabla 1.

Tabla 1. Resultado desplazamiento H por un metal.

Elemento	Zn	Ca	Al	I	Mg	S	Cu
Propiedad							
Reacciona (si/no)							
Orden de acuerdo a su reactividad (del menor al mayor)							

B) Oxidación de metales.

1. Con unas pinzas para crisol, tome una pieza de magnesio y colóquela en la flama del mechero con precaución, no se acerque mucho al observar.
2. Anotar, en la tabla 2, las propiedades de color y brillo metálico del metal antes y después de oxidarse.
3. Repetir la operación anterior con calcio en viruta, aluminio en polvo y alambre de cobre.

Tabla 2. Oxidación de metales.

Elemento	Mg lamina	Ca viruta	Al polvo	Cu alambre
Propiedades (color y Brillo)				
Antes de oxidación				
Después de oxidación				

C) Propiedades físicas de metales y no metales

1. Observe las características de los elementos: Zn (lamina), Cobre, Azufre, Yodo y hierro (polvo o limadura), y determínelos conductividad eléctrica, magnetismo, color y brillo metálico.
2. Con los datos que obtenga complete la tabla 3.

Tabla 3. Registro de propiedades físicas de metales y no metales.

Elemento	Conduce electricidad (Si/no)	Magnetismo (si/no)	Color	Brillo metálico (si/no)
Zinc				
Azufre				
Cobre				
Yodo				
Hierro				

RESULTADO ESPERADO

El alumno reconocerá las propiedades de algunos elementos de la tabla periódica.

PRÁCTICA No. 5 ENLACES QUÍMICOS

OBJETIVO.

Determinar, con base en las propiedades de las sustancias, el tipo de enlace químico que presentan.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

La unión, combinación o interrelación entre sí de dos átomos de igual o diferente especie, para formar agregados moleculares estables, elementales o compuestos se denomina enlace químico. En los enlaces químicos existe la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano, aunque para ello se habrá de ceder o compartir electrones.

Los tipos más importantes del enlace químico son: covalente o iónico.

También se producen uniones o atracciones entre átomos de moléculas vecinas denominadas atracciones moleculares, como las fuerzas de Van Der Waals o enlace por puente de hidrógeno. El enlace covalente se produce por la combinación de uno o más pares de electrones entre dos átomos. Cuando cada átomo aporta electrones para la unión, la covalencia es simple. Si un solo átomo aporta el par de electrones de enlace la covalencia es coordinada.

El enlace covalente se clasifica en polar y no polar. Es no polar cuando se desarrolla entre átomos de igual electronegatividad. Los compuestos covalentes pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos, con bajos puntos de fusión. No son conductores de la electricidad, aunque en solución acuosa algunos con enlaces polares pueden presentar conductividad eléctrica. Una molécula puede ser polar o no, según su geometría y no su tipo de enlace. El hecho de presentar polaridad le hará ser atraída por campos magnéticos o ser soluble en solventes polares, conduciendo la corriente eléctrica.

Los compuestos de coordinación se distinguen por ser colorido o por la capacidad de disolución de sales poco soluble al formarse un enlace de puente de hidrógeno, se reconoce por el comportamiento anormal de algunas propiedades (solubilidad, puntos de fusión, puntos de ebullición, etc.) de las sustancias donde se presentan.

El enlace iónico, se produce cuando hay transferencia de electrones de un átomo a otro. El átomo que transfiere o pierde los electrones se ioniza positivamente (catión) y el que los gana se ioniza negativamente (anión). Los compuestos iónicos son sólidos con altos puntos de fusión, que fundidos o en solución acuosa son buenos conductores de electricidad.

MATERIAL

5 Vasos de precipitado
1 Circuito eléctrico
1 Cucharilla de combustión
1 Pinzas de combustión
1 Mechero de bunsen
6 Tubos de ensaye
2 Pipetas
1 Espátula
1 Escobetilla
1 Pizeta
1 Perilla de hule

REACTIVOS

Cloruro de sodio (sal común)
Azúcar
Agua destilada
Vaselina sólida
Almidón
Ácido benzoico
Acetona
Hidróxido de sodio
Alcohol
Ácido clorhídrico

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES.

Identificar el tipo de enlace químico que presentan las diferentes sustancias proporcionadas mediante:

a) Por conductividad eléctrica.

1. Realizar prueba de conductividad al H₂O destilada, agregando 20 ml de H₂O destilada en un vaso de precipitado de 50 ml y probar su conductividad con multímetro. Indicar si hay conductividad o no.
2. Repetir la prueba de la conductividad utilizando las siguientes disoluciones:
 - Solución saturada de sal común
 - Solución saturada de azúcar
 - Acetona
 - Solución de NaOH
 - Alcohol
 - Solución de HCl

b) Por solubilidad.

1. Tome 2 tubos de ensayo y coloque una pequeña cantidad de ácido benzoico en uno y cloruro de sodio en el otro; trate de disolver con agua.
2. tome un vaso de precipitado y coloque en el fondo un poco de vaselina; trate de disolver con agua.

c) Por punto de fusión.

1. En una cucharilla de combustión coloque 0.5 g de azúcar, acérquela a la flama del mechero calentar y registrar el tiempo que tarda en fundirse.
2. Repita el experimento con cloruro de sodio, vaselina y almidón.

RESULTADOS ESPERADOS

El alumno determinará el tipo de enlace químico (iónico, covalente polar y no polar) presente en las sustancias proporcionadas en el desarrollo de la práctica, lo anterior con base en las propiedades de las mismas.

PRÁCTICA No. 6 MEDICIÓN DE pH DE ALGUNAS SUSTANCIAS

OBJETIVO.

Reconocer la acidez o la basicidad de una sustancia mediante el uso de indicadores.
Relacionar el pH con la concentración del ion hidrógeno de las soluciones y con los cambios de color de indicadores ácido-base común.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

El pH de una sustancia refleja su grado de acidez o de basicidad. El pH de una solución se define como el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidrógeno, $[H^+]$. El logaritmo de un número es el exponente (o potencia) al que es preciso elevar 10 para dar el número que se especifica. Para cualquier solución cuya concentración de iones hidrógeno se expresa como 1×10^{-n} , el pH es igual al valor numérico de n.

Una solución ácida tiene un pH menor de 7. Una solución básica (alcalina) tiene un pH mayor de 7. Un pH=7 es una solución neutra.

MATERIAL.

1 Gradilla
10 Tubos de ensaye
3 Vaso de precipitado de 100 ml
1 Agitador de vidrio
3 Pipetas
Piseta
pHmetro digital
1 Escobetilla

REACTIVOS

Agua corriente
 Na_2CO_3 0.1 M
HCl 0.1 M
NaOH 0.1 M
Papel tornasol azul
Papel tornasol rojo
Solución de fenolftaleína
Solución de anaranjado de metilo

Aportación por equipo: Vinagre; Jugo de naranja; Leche; Gaseosa carbonatada; Ajax líquido; otros que deseen y puedan traer, siempre y cuando no sean riesgosos u ofendan a terceros.

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES.

- 1.- Aliste una gradilla y diez tubos de ensaye secos y limpios.
- 2.- Rotule cada uno de los tubos de ensaye con los nombres de los reactivos.
- 3.- Obtenga cerca de 2 ml de cada sustancia y viértalos en los correspondientes tubos de ensaye.
- 4.- Determínelos el pH con el pHmetro o potenciometro digital.
- 5.- Así mismo compruebe en cada reactivo, utilizando papel tornasol rojo y azul, y enseguida con el indicador fenolftaleína.
- 6.- Aliste de nuevo la gradilla con diez tubos, rotúlelos, vierta 2 ml de cada sustancia, realice la prueba con el indicador anaranjado de metilo.
- 7.- Realice los esquemas que ilustren cada experimento.

RESULTADO ESPERADO

El alumno aprenderá a realizar la medición el pH de algunas sustancias químicas.

PRÁCTICA No. 7
REACCIONES DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

OBJETIVO.

Identificar y observar las propiedades de los compuestos inorgánicos.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Una base es aquella sustancia que, agregada al agua, aumenta la concentración de iones hidroxilo OH⁻ de la solución. Sin embargo, para ser una base, de acuerdo con la teoría que en 1923 propusieron el inglés T.M. Lowry y el danés J.N. Bronsted, deberá ser una sustancia aceptora de un protón; según la teoría de G.N. Lewis, una base es una sustancia donadora de un par de electrones. La definición de Lewis es más amplia, pues es aplicable a soluciones y reacciones donde no interviene hidrógeno.

Los hidróxidos o bases son insolubles en agua, excepto los de los metales alcalinos y de algunos metales alcalinotérreos (grupo IIA, Ba, Sr, Ra). El hidróxido de calcio es un compuesto moderadamente soluble.

Se definen a los ácidos según sus propiedades en soluciones acuosas; así un ácido es una sustancia que en solución acuosa cambia a rojo el papel tornasol azul, tiene un sabor agrio y neutraliza las bases.

Según la teoría de Arrhenius, decía que un ácido es aquella sustancia que al estar en solución acuosa produce iones hidronio (H₃O⁺). De acuerdo a la teoría de Bronsted-Lowry define a los ácidos como sustancias capaces de donar protones (H⁺). Lewis propuso una definición de ácido, considerándolo como sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

Dependiendo de si poseen o no oxígeno, los ácidos se clasifican en hidrácidos y oxiácidos.

MATERIAL

1 Pinza para tubo de ensaye
2 Tubo de ensaye
1 Mechero de bunsen
1 Pipeta
1 Pinza para crisol
1 Termómetro
1 Espátula
1 Matraz Erlenmeyer
1 Escobetilla
1 potenciómetro

REACTIVOS

Magnesio
Calcio
Agua
Papel tornasol rojo
Papel tornasol azul
Fenolftaleína
Anaranjado de metilo
Azufre
Agua destilada

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONESÓxidos básicos e hidróxidos.

1. Tome un trozo de cinta de magnesio con las pinzas y llévelo a la zona oxidante del mechero, observe lo que ocurre.
2. Cuando la reacción termine, lleve el producto a un tubo de ensaye que contenga 3 ml de agua y caliente suavemente.
3. Introduzca el papel tornasol rojo; agregue al tubo 2 gotas de fenolftaleína y observe lo que ocurre.
4. Realice los esquemas que ilustren cada experimento.

Anhídridos y ácidos

a) Obtención de ácido sulfuroso.

1. Tome 0.1 g de azufre y colóquelo en una cucharilla de combustión.
2. Llévelo a la zona de oxidación del mechero.
3. Cuando observe una flama azul, introduzca la cucharilla en el matraz erlenmeyer que contiene 50 ml de agua a 50°C, agite constantemente durante 3 minutos y tenga cuidado que la cucharilla no toque el agua.
4. Cuando la reacción termine introduzca una tira de papel tornasol azul. Observe lo que ocurre.
5. Realice los esquemas que ilustren cada experimento.

RESULTADOS ESPERADOS

El alumno identificará los diferentes grupos funcionales de los compuestos inorgánicos, así como observar algunas de sus propiedades.

PRÁCTICA No. 8 DIFERENTES TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVO.

Que el alumno experimente con reacciones químicas y, en función de las mismas y de la ecuación que representa a cada una de ellas, las clasifique en reacciones de: síntesis, análisis, simple y doble sustitución.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Se llama mecanismos de reacción a la descripción detallada de las etapas en que se realiza una reacción química para la obtención de un determinado compuesto.

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

REACTIVOS → PRODUCTOS

Las diferentes reacciones químicas inorgánicas pueden darse entre:

Metal + hidrógeno

Metal + oxígeno

Metal activo + agua

Metal + ácido

Metal + no metal

No metal + hidrógeno

No metal + oxígeno

Óxido metálico + agua

Óxido no metálico + agua

Ácido + hidróxido

Reacciones que siguen modelos de: Síntesis, análisis, simple sustitución y doble sustitución.

MATERIAL

3 Tubos de ensaye

1 Pinza para tubo de ensaye

1 Popote

1 Mechero de bunsen

1 Vaso de precipitado

2 Pipetas

1 Espátula

1 Agitador

1 Soporte universal

1 Pinza de crisol

1 Probeta

1 Escobetilla

1 Balanza analítica

1 Perilla de hule

REACTIVOS

Óxido de calcio

Agua destilada

Nitrato de plata al 4%

Alambre de cobre

Solución de cloruro de sodio al 2%

Ácido clorhídrico 6M

Oxido de mercurio II

Hidróxido de amonio 6M

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES.

1.- En un tubo de ensaye coloque 0.1 g de óxido de calcio y agregue 5 ml de agua, agite con fuerza y observe. Decante el líquido pasándolo a otro tubo de ensaye. En ese tubo introduzca hasta el seno del líquido un popote y proceda a soplar, observe lo que ocurre.

2.- En un tubo de ensaye colocar 2 ml de HCl 6 M y agregar 5 gotas de AgNO₃, observe y:

Anote lo que sucede

¿Observó algún cambio?

Anote la ecuación correspondiente

¿A qué tipo de reacción pertenece?

Exponga el tubo a la luz solar 2 minutos y anote lo que sucede.

3.- En un vaso de precipitados vierta 15 ml de solución de nitrato de plata al 4%, agregue un trocito de alambre de cobre y observe lo que ocurre.

¿A qué tipo de reacción pertenece?

4.- En un tubo de ensaye coloque 3 ml de la solución de nitrato de plata y agregue 2 ml de la solución de cloruro de sodio al 2%, observe.

¿A qué tipo de reacción pertenece?

5.- En un tubo de ensaye vierta 2 ml de NH₄OH 6M, caliente cuidadosamente con la flama muy baja, para evitar proyecciones. Al iniciar el calentamiento coloque un agitador con una gota de HCl suspendida en uno de sus extremos cerca de la boca del tubo de ensaye (sin que tenga contacto el agitador con el tubo).

Observe:

¿Qué sucede al ponerse en contacto la gota de ácido con los vapores liberados?

Anote las ecuaciones correspondientes.

¿Qué tipo de reacciones se verificaron?

6.- Realizar los esquemas que ilustren cada experimento

RESULTADOS ESPERADOS

El alumno identificará los diferentes tipos de reacciones químicas en base a la experimentación desarrollada.

PRÁCTICA No. 9 ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVO.

Determinar a partir de una reacción química, la cantidad de producto que se puede obtener. Así mismo, determinar el reactivo limitante, reactivo en exceso y rendimiento.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

La estequiometría es el área de la química que examina la cantidad de sustancia que se consumen y se producen en una reacción química. Una de las unidades fundamentales para la estequiometría es el mol, el cual indica la cantidad de partículas que hay en una sustancia como átomos hay en 12 gramos de carbono 12 (6.023×10^{23}).

Para realizar cálculos estequiométricos se debe de tener en cuenta la masa fórmula de cada una de las sustancias que participan y se obtienen en la reacción química, la cual se define como la suma de las masas atómicas de los elementos que contiene cada fórmula, tomados tantas veces como se indica en ella. La masa molar es utilizada en la estequiometría e indica la masa mol de dicha partícula expresada en gramos y si las sustancias obtenidas o utilizadas para la reacción química son gaseosas, el volumen molar será de 22.4 litros en condiciones ideales de presión y temperatura.

Las sustancias utilizadas para realizar una reacción química pueden ser catalogadas como reactivos limitante o reactivos en exceso; el reactivo limitante es aquel que se consume totalmente en una reacción química determinando o limitando la cantidad de producto obtenido y el reactivo en exceso es aquel que no se consume o transforma totalmente en una reacción.

Los rendimientos se clasifican en tres: rendimiento teórico, real y porcentual. El rendimiento teórico se define como la cantidad de producto obtenido cuando el reactivo limitante se consume por completo a partir de cálculos y el rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene realmente. Finalmente, el rendimiento porcentual es la relación del rendimiento real con el teórico.

MATERIAL

2 Buretas
2 pinzas para bureta
1 Embudo Buchner
1 Matraz Kitasato
1 Manguera para Kitasato
1 Estufa
1 Trompa de agua
1 Balanza analítica
Papel filtro

Agua destilada

REACTIVOS

CaCl₂ 1M (50 mL por equipo)
K₂CO₃ 1M (50 mL por equipo)

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química en el Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES

1. Etiquetar tubos de ensaye de igual tamaño con números del 0 al 11.
2. Agregar cuidadosamente a cada tubo los volúmenes de reactivo CaCl_2 indicados en la tabla 4, usando una bureta.
3. Agregar cuidadosamente a cada tubo los volúmenes de reactivo K_2CO_3 , indicados en la tabla 4, usando una bureta. Mezclar vigorosamente el contenido de cada tubo.
4. Agregar a cada tubo los volúmenes de agua destilada indicados en la tabla 4. Asegurarse de tapar los tubos para evitar pérdidas de la disolución por evaporación de agua. NO agitar en este paso, dejar reposar.
5. Numerar y pesar once piezas de papel filtro en la balanza analítica y registrar el peso de cada papel seco. Adicionalmente, se puede registrar el peso sobre el papel con lápiz, pero no con pluma.
6. Para la filtración a vacío se requiere un matraz Kitasato, un embudo Buchner, un tapón horadado y una manguera de látex gruesa, trompa de agua o bomba de vacío. Es necesario emplear papel filtro en forma de círculos, cuyo tamaño se ajuste exactamente al interior del embudo Buchner.
7. Filtrar el contenido de cada tubo de ensaye, a partir del tubo 1, sobre el papel filtro correspondiente. Evitar pérdidas de precipitado, recuperando el precipitado que se queda adherido al tubo para lo cual es necesario adicionar varias veces agua destilada y verter sobre el papel filtro.
8. Recuperar con cuidado el papel con el sólido y secar en la estufa a 70°C durante 30 minutos. Evitar las pérdidas de sólido.
9. Comprobar que los sólidos y el papel estén bien secos antes de pesar. Si ya están secos, pesar cada uno de los papeles filtro con el sólido y anotar el peso.
10. Por diferencia calcular la masa de sólido obtenido en cada tubo de ensaye y registrar la información.

Tabla 4. Volumen de reactivos colocados en cada tubo.

Tubo #	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Volumen (mL) A (CaCl_2)	0.0	3.0	3.0	3.0	3.0	3.0	3.0	3.0	3.0	3.0	3.0	3.0
Volumen (mL) B (K_2CO_3)	0.0	0.0	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	4.5	5.0	6.0
Volumen (mL) H_2O	9.0	6.0	5.0	4.5	4.0	3.5	3.0	2.5	2.0	1.5	1.0	0.0

RESULTADO ESPERADO

El alumno determinará el reactivo limitante y a su vez el rendimiento de la reacción.

PRÁCTICA No. 10 ELECTROQUÍMICA

OBJETIVO.

Generar energía química mediante el montaje de una celda galvánica empleando los metales Cu y Zn.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

La electroquímica es una rama de la química que estudia los cambios químicos que producen una corriente eléctrica y la generación de electricidad mediante reacciones químicas.

Las celdas voltaicas o galvánicas son celdas electroquímicas en las cuales las reacciones de óxido-reducción producen energía eléctrica. Las dos mitades de la reacción de óxido-reducción, se encuentran separadas, por lo que la transferencia de electrones debe efectuarse a través de un circuito externo. Las celdas galvánicas almacenan energía eléctrica. En éstas, las reacciones en los electrodos ocurren espontáneamente y producen un flujo de electrones desde el cátodo al ánodo (a través de un circuito externo conductor). Dicho flujo de electrones genera un potencial eléctrico que puede ser medido experimentalmente.

Se le denomina fuerza electromotriz a la energía proveniente de cualquier fuente, medio o dispositivo que suministre corriente eléctrica. Para ello se necesita la existencia de una diferencia de potencia entre dos puntos o polos (negativo y positivo) de dicha fuente, que sea capaz de bombear o impulsar las cargas eléctricas a través de un circuito cerrado.

También conocida como potencial de celda está dado por el potencial de reducción estándar de la reacción del cátodo menos el potencial de reducción estándar de la reacción ánodo y se mide en $1V = J/C$.

El uso práctico de las celdas voltaicas se encuentra en el tipo de pilas. La pila tipo Leclanché o de zinc/carbono son las pilas que sirven para aparatos sencillos y de poco consumo. Otro tipo de pila sería el botón. Son las que están achatadas y redondas y sirven para calculadoras, relojes, y aparatos médicos de precisión. Existen otros tipos que usamos en nuestro diario vivir.

MATERIAL

1 matraz aforado o de bola de 250 ml
1 frasco ámbar de 250 ml
1 Balanza electrónica Ohaus
1 Espátula
1 Soporte universal
4 vasos de precipitado de 250 ml
1 Multímetro
6 Caimanes
Algodón
1 Tubo de vidrio en U
1 foco LED

REACTIVOS

Sulfato de Zinc ($ZnSO_4$) 0.5 M
Sulfato de Cobre ($CuSO_4$) 0.5 M
Yoduro de potasio (KI) 0.5 M

APORTACIÓN POR EQUIPO

3 Laminillas de Zinc
3 Tubos o laminilla de cobre
Vinagre

LUGAR

La práctica se desarrollará en el Laboratorio de Química General del Instituto Tecnológico Superior de Nuevo Casas Grandes.

INDICACIONES

Preparación de soluciones para celda galvánica

1. Hacer los cálculos necesarios para preparar las cantidades y concentraciones de los siguientes compuestos:
 - a. 250 ml de sulfato de Zinc (ZnSO_4) a una concentración de 0.5 M
 - b. 250 ml de sulfato de Cobre (CuSO_4) a una concentración de 0.5 M
 - c. 250 ml de Yoduro de potasio (KI) a una concentración de 0.5 M
2. Una vez realizados los cálculos, se preparan por separado (utilizar un matraz diferente para cada reactivo) cada reactivo de la siguiente manera:
 - a. Pesar, en la báscula digital, la cantidad del reactivo (tomar el reactivo con la espátula) que se calculó previamente (*Nota*: no pesar directamente en la platina de la báscula, utilizar un pedazo de papel o el vidrio de reloj) y depositarla dentro del matraz aforado de 250 ml.
 - b. Luego, con un vaso de precipitado agregar agua destilada hasta antes de llegar al cuello del matraz aforado. Después, utilizar la pizeta para aforar hasta la línea de los 250 ml sin pasarse.
 - c. Mezclar vigorosamente, volteando el matraz una y otra vez, colocando una mano en la tapa o parte superior del matraz y la otra en la base, hasta que el reactivo esté disuelto.
 - d. En caso de emplearse el reactivo preparado el mismo día, tomar las soluciones preparadas directamente del matraz, en caso de dejar para después el montaje de la celda galvánica, deberá almacenar los reactivos en un frasco ámbar debidamente etiquetado.

Celda galvánica con puente salino:

1. Preparación de los electrodos:
 - a) **Ánodo de Zinc.** En un vaso de precipitado, de 250 ml, colocar 150 ml de la solución de sulfato de zinc 0.5 M (ZnSO_4 0.5M).
 - b) A este vaso con sulfato de Zinc, colocarle verticalmente una tira de Zinc, de tal manera que la mitad esté en contacto con la solución y el otro extremo fuera de la solución. Al extremo que queda hacia afuera de la solución, se le coloca un caimán de preferencia de color negro (-), ánodo.
 - c) **Cátodo de Cobre.** En otro vaso de precipitado, de 250 ml, colocar 150 ml de la solución de sulfato de Cobre 0.5 M (CuSO_4 0.5M).
 - d) Colocar verticalmente una tira o tubo de Cobre de aproximadamente 10 cm de largo en una orilla del vaso de precipitado. Al lado del tubo de cobre que queda hacia afuera del vaso, se le coloca un caimán, de preferencia de color rojo (+), cátodo.
2. Preparación del puente salino:
 - a) Llenar el tubo en "U" con la solución de Yoduro de potasio (KI) 0.5 M y colocar tapones de algodón en cada extremo para evitar fugas al momento de invertir el tubo boca abajo. Puede colocar primero un tapón de algodón en uno de los orificios del tubo en "U", posteriormente agregar la solución salina y al final tapar el extremo restante.
 - b) Antes de proceder con el montaje de la celda, asegúrese de que los tapones de algodón están cumpliendo su función y que haya continuidad en el puente salino (o sea que no haya burbujas grandes). De lo contrario maniobrar hasta que se logre.
3. Montaje de la celda galvánica:

- a) Colocar el puente salino (tubo en U con la solución salina debidamente taponado y con continuidad) en el soporte universal con las bocas o los orificios hacia abajo. Utilizar pinzas para soporte. Colocar la pinza a una altura media-alta de la varilla del soporte universal para poder colocar debajo los vasos de precipitado sin causar derrames o quebraduras de materiales de vidrio.
- b) Una vez montado el puente salino en el soporte universal, colocar debajo del tubo en U los vasos previamente preparados, colocando el ánodo (vaso con la tira de Zinc) del lado izquierdo (viendo el montaje de frente) y el vaso con la tira de Cu, cátodo, del lado derecho.
- c) Luego, bajar cuidadosamente el puente salino, de tal manera que uno de los orificios del tubo U, quede dentro de la solución de uno de los vasos de precipitado y que el otro orificio quede dentro de la solución del otro vaso, formando de esta manera un puente salino entre ambas soluciones en los vasos de precipitado. Procurar que las tiras de los metales queden en lados opuestos de la ubicación del orificio del tubo en U.
- d) Una vez montada la celda galvánica (que las soluciones estén conectadas por el puente salino y tengan los caimanes) se toman los extremos de los caimanes que tienen los electrodos y con el multímetro se mide el voltaje que genera la celda galvánica montada.
- e) Anotar el voltaje obtenido.
- f) Nota. Si es posible pueden conectar su celda galvánica en serie con la celda montada en otras mesas para obtener mayor voltaje.

Celda galvánica sin puente salino.

1. En un cristizador colocar aproximadamente 25 a 30 ml de vinagre.
2. Luego, introducir verticalmente una tira de Zinc en una orilla del cristizador de tal manera que una parte quede sumergida en el vinagre y la otra quede fuera. A la parte que sobre sale del vinagre, se le coloca un caimán de preferencia de color negro (-), ánodo. (no es necesario puede ser otro color, solo recordar que este es el ánodo).
3. En el mismo cristizador que tiene el vinagre y la tira de Zinc, introducir verticalmente una tira de Cobre al extremo opuesto de donde se colocó la tira de Zinc, procurando que una parte quede sumergida en el vinagre y la otra quede fuera. De igual manera, a la parte que sobre sale del vinagre, se le coloca un caimán, en este caso de preferencia de color rojo (+), cátodo.
4. Hasta aquí se tiene una celda montada, mida el voltaje obtenido y anótelo. Intente encender el LED.
5. Ahora, con los pasos anteriores monte otras dos celdas en los cristizadores restantes, por lo tanto, al final tendremos 3 celdas montadas, conéctelas en serie y mida el voltaje, posteriormente intente encender el LED con las celdas conectadas en serie.

RESULTADOS ESPERADOS

El alumno generará energía química mediante una celda galvánica de Cu y Zn.