



**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO**



NOMBRE DE LA MATERIA	QUIMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	ANÁLISIS Y RECONOCIMIENTO DE HOJA DE LA SEGURIDAD (MSDS) Y DEL CÓDIGO NFPA	PRÁCTICA NÚMERO	1
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
COMPUTADORA	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
REGLA	
HOJAS CUADRICULADAS	
MARCADOR	
COLORES: AZUL, ROJO, AMARILLO, NEGRO, PURPURA, VERDE Y ANARANJADO.	

SOFTWARE REQUERIDO	
COMPUTADORA CON CONECCIÓN A LA RED	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
ESTA PRÁCTICA DEBERÁ LLEVARSE A CABO EN EL LABORATORIO COMPUTACIÓN FIAD-UABC	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización

1.- INTRODUCCION:

¿Qué es una Hoja de Datos de Seguridad de Materiales (MSDS)?

Una Hoja de Datos de Seguridad de Materiales comúnmente se conoce como MSDS ("Material Safety Data Sheet") por sus siglas en inglés. Es un documento importante que permite comunicar, en forma muy completa, los peligros que ofrecen los productos químicos tanto para el ser humano como para la infraestructura y los ecosistemas.

La MSDS también informa acerca de las precauciones requeridas y las medidas a tomar en casos de emergencia.

La hoja de seguridad para materiales describe los riesgos de un material y suministra información sobre cómo se puede manipular, usar y almacenar el material con seguridad. Debe presentar un resumen de la información de seguridad sobre el material. Para que esté completa y sea clara, la MSDS debe contener información acerca de:

- El producto químico, incluyendo propiedades físicas, químicas y reactividad.
- El proveedor.
- Los componentes químicos o peligrosos, incluyendo la identificación de los peligros y la información toxicológica.
- Primeros auxilios, incluyendo procedimientos de emergencia y los efectos potenciales a la salud relacionados con un material peligroso.
- Medidas cuando hay escape accidental y medidas para apagar incendios (en caso de que sea pertinente).
- Procedimientos de manipulación y almacenamiento, incluyendo controles de exposición y mecanismos de protección personal.

Las MSDS contienen mucha más información sobre el material de la que aparece en la etiqueta del envase, por lo tanto una MSDS es diferente de una "ficha técnica" ya que ésta tiene mayor información acerca de las especificaciones exactas e instrucciones para el uso del producto.

¿Quién las elabora?

Cada producto químico o mezcla de ellos, debe tener su hoja de seguridad; por ello quien las elabora debe ser quien conoce a la perfección sus propiedades, es decir, el fabricante del producto. Para construir este documento puede ser necesario enviar muestras de los productos a entidades especializadas y serias, donde se realicen las respectivas pruebas toxicológicas, propiedades fisicoquímicas, etc. Una alternativa para productos de uso común es realizar una revisión bibliográfica responsable. Es muy importante entonces verificar la fuente de la información para mayor confiabilidad. Para su elaboración se debe tener en cuenta parámetros establecidos en las normas nacionales e internacionales vigentes.

¿Qué propósito tienen las MSDS?

El propósito de las MSDS es informar al usuario:

- La constitución química del material.
- Las propiedades físicas del material o los efectos rápidos sobre la salud que lo hacen peligroso de manejar.
- El nivel de equipos de protección que se deben usar para trabajar de forma segura con el material.
- El tratamiento de primeros auxilios que se debe suministrar si alguien queda expuesto al material.
- La planificación por adelantado necesaria para manejar con seguridad los derrames,

- incendios y operaciones cotidianas.
- Cómo responder en caso de un accidente.

¿Qué información contienen las MSDS?

Existen 9 categorías de información que deben estar presentes en cada MSDS. Éstas son:

- Identificación química
- Información sobre el fabricante
- Ingredientes peligrosos
- Propiedades físicas y químicas
- Información sobre peligros de incendio y explosión
- Información sobre su reactividad
- Información sobre peligros a la salud
- Precauciones para uso y manejo seguros
- Control de la exposición y protección personal

¿Por qué es importante saber usar las MSDS?

Usted siempre debe saber los peligros que presentan los materiales antes de comenzar a usarlos. Para la mayoría de las personas que trabajan con un material, hay secciones de la MSDS que le resultan más importantes que otras. **Usted siempre debe leer el nombre del material, conocer los riesgos, entender los requerimientos de manejo y almacenaje seguros, y saber qué se debe hacer en caso de ocurrir una emergencia.**

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA)

El alumno se familiarizará, analizará y comprenderá la importancia de las hojas de seguridad.

3.- TEORIA:

EL CONTENIDO DE UNA MSDS

Sección 1. Producto e Identificación de la Compañía.

Nombre o identidad del material correspondiente con la etiqueta del producto y documentos de embarque, sinónimos, la dirección y número de teléfono de la empresa que

fabrica el producto, su importador u otra parte interesada, horario de atención y la fecha en la que fue preparada la MSDS. En esta sección puede ser de utilidad indicar el número telefónico del Centro de Información que apoya al fabricante en la divulgación de las hojas de seguridad y en caso de emergencia.

Sección 2. Identificación de peligros.

Describe la apariencia general del material incluyendo estado físico y peligros para la salud, peligros físicos y ambientales que requieran atención inmediata en caso de emergencia: peligros de fuego, explosión, contaminación o las posibles consecuencias de un contacto con el producto, vías de ingreso al organismo, la duración de contacto que podría afectar la salud, y cuáles son los órganos que podrían verse afectados por la exposición con efectos inmediatos severos y posibles efectos serios posteriores.

Sección 3. Composición, Información sobre ingredientes.

Describe los componentes o ingredientes peligrosos del producto incluyendo composición porcentual de las mezclas, por sus nombres científicos y comunes o sinónimos

Sección 4. Medidas de primeros auxilios.

Describe las medidas o instrucciones básicas a emplear para la estabilización del afectado ante inhalación, absorción, ingestión o contacto con el producto hasta que se tenga acceso a la atención médica. También puede ser apropiado relacionar antídotos conocidos y colocar notas para los médicos donde se relacionen tratamientos específicos o diagnósticos recomendados y disponibles, procedimientos normalmente usados pero no aplicables por ejemplo, por contraindicaciones o preexistencias.

Sección 5. Medidas en caso de incendio.

Informa acerca de las posibilidades de que la sustancia se incendie y bajo qué circunstancias; hace alusión a puntos de inflamación, límites de inflamabilidad, reacciones que podrían causar incendio o explosión, sistemas adecuados de extinción de incendios o aquellos que deben evitarse. Esta sección debe indicar claramente las condiciones en las cuales puede no ser seguro o recomendable extinguir el fuego. También se debe considerar la descomposición explosiva, polimerización, ruptura por expansión térmica, liberación de sustancias o gases tóxicos y corrosivos, los productos de descomposición térmica o por contacto con otros materiales como metales, aire y agua.

En esta sección se especifican elementos de protección personal para el usuario.

Sección 6. Medidas en caso de vertido accidental.

Describe una guía o procedimientos de limpieza y absorción de derrames, goteos o escapes.

Sección 7. Manejo y Almacenamiento.

Guía sobre prácticas de manejo y almacenamiento bajo condiciones seguras. Incluye referencias a reglamentaciones específicas sobre manejo, higiene, precauciones generales o restricciones.

Sección 8. Controles de exposición y protección personal.

Identifica las guías de exposición para el producto o sus componentes, controles de ingeniería y establece parámetros para seleccionar la protección personal.

Sección 9. Propiedades físicas y químicas.

Identifica las propiedades que caracterizan el material. Apariencia (aspecto, color, forma), olor y umbral de olor, estado físico, pH, punto de congelación, punto de fusión, porcentaje y tasa de evaporación, punto inicial y rango de ebullición, punto de inflamación, inflamabilidad, límites de explosividad, presión de vapor, densidad del vapor, gravedad específica o densidad relativa, solubilidad especificando el solvente, temperatura de auto ignición, temperatura de descomposición. La interpretación adecuada de ellas puede aportar información fundamental para planes preventivos y facilitar la toma de decisiones en caso de emergencia.

Sección 10. Estabilidad y reactividad.

Indica si el material es estable o peligrosamente inestable bajo condiciones ambientales normales de presión y temperatura (21°C y 760 mmHg) o bajo condiciones previsibles de almacenamiento y manejo. Esta sección debe presentar las condiciones a evitar como por ejemplo calor, presión luz, humedad, rozamiento, materiales incompatibles con los cuales puede reaccionar o producir situaciones peligrosas, incluyendo envases o contaminantes; productos de descomposición peligrosos que se conoce o sospecha que se producen como resultado de la oxidación, por calentamiento o por reacción química con otro material, electrolisis o degradación. Deben incluirse reacciones como la polimerización o auto reactividad, como ocurren y si se requieren estabilizantes. La información de esta sección es muy útil para almacenar correctamente varios productos eliminando riesgos.

Sección 11. Información toxicológica.

Esta sección es un soporte adicional a la información presentada en la sección 2 y que explica con mayor detalle cuales son los efectos a corto o largo plazo que pueden esperarse si el material o sus componentes ingresan al organismo.

Sección 12. Información ecológica.

Amplía la información ambiental presentada en la sección 2, para asistir en la evaluación del impacto ambiental del material o de sus componentes. Indica los efectos tóxicos más representativos para organismos acuáticos y terrestres.

Sección 13. Consideraciones de Disposición.

Cada país, ciudad y localidad, debe tener una reglamentación acerca del manejo adecuado de su medio ambiente.

Sección 14. Información sobre transporte.

Indica la preparación de un material para embarque. Provee datos acerca de la regulación Internacional sobre el transporte del material.

Sección 15. Información reglamentaria.

Su objetivo es cumplir con la reglamentación en salud, seguridad y ambiente, tanto en el país de origen del material como en el país donde será utilizado. Relaciona las normas Internacionales aplicables para el etiquetado de contenedores e información que debe acompañar a cada producto químico al momento de ser despachado.

Sección 16. Información adicional.

Describe cualquier otro tipo de información sobre el material que podría ser útil, información sobre cambios en la MSDS; así como aspectos importantes específicos tales como texto de etiquetas, preparación y revisión de la información.

4.- MATERIALES Y METODOS

a) Con el uso de la tecnología hacer uso de la red para buscar sitios que proporcionen las MSDS de manera gratuita. Como lo son:

< <http://www.sigmaaldrich.com> >

<<http://www.merckmillipore.com/chemicals/safety-data-sheets>>

- b) Busque la hoja de seguridad del reactivo que su profesor le haya indicado.
- c) Lea y analice cuidadosamente dicha publicación
- d) haga una búsqueda acerca del código NFPA que explica el "*diamante de fuego*" establecido por la Asociación Nacional de Protección contra el Fuego (inglés: *National Fire Protection Association*), utilizado para comunicar los riesgos de los materiales peligrosos. Es importante para ayudar mantener el uso seguro de productos químicos.
- f) Realice un dibujo del rombo NFPA del reactivo del cual analizó su hoja de seguridad.
- e) Analice junto con su profesor y sus compañeros el contenido del código NFPA y de la hoja de seguridad de su reactivo problema y el de sus compañeros.

5.- CONCLUSIONES

6.- RESULTADOS

7.- BIBLIOGRAFIA



**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO**





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	USO DE MATERIAL, EQUIPO DE INSTRUMENTACIÓN DE MEDICIÓN	PRÁCTICA NÚMERO	2
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
BALANZA GRANATARIA	

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
PAPEL PESA-MUESTRA	
PROBETAS DE 100 ML	3
VIDRIOS DE RELOJ	3
JUGO DE NARANJA	
VINAGRE	
AGUA	
LECHE	

SOFTWARE REQUERIDO	
N/A	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización



1.- INTRODUCCIÓN:

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

Conocer, identificar y aprender la forma correcta del manejo del material, equipo e instrumentos de medición para realizar las actividades experimentales de manera adecuada, minimizando los errores y riesgos de accidentes y con esto, obtener resultados confiables y objetivos.

3.- TEORÍA:

La química analítica es una ciencia de medición basada en un conjunto de ideas y métodos que son útiles en todos los campos de la ciencia y de la ingeniería.

Para que los indicadores obtenidos al aplicar la metodología de la química analítica sean de utilidad en la toma de decisiones y solución de problemas o bien, en el diseño de nuevos productos o procesos, se requiere objetividad y confiabilidad en los resultados del análisis químico realizado. En busca de la objetividad y confiabilidad es ineludible el correcto diseño del experimento, en el cual van implícitas las técnicas de muestreo, recopilación de datos experimentales y análisis estadístico de los mismos. Es justamente en la recopilación de los datos experimentales donde está ubicada la temática de este apartado, ya que precisa de la manipulación de las muestras, uso de equipo e instrumental para la medición de variables como masa, volumen, temperatura, densidad, etc. y donde puede perderse la objetividad y confiabilidad de los resultados al incorporar error en las mediciones por la falta de conocimiento, destreza y/o habilidad del analista.

Métodos analíticos cuantitativos.

Los resultados de un análisis cuantitativo típico se calculan a partir de dos medidas. Una es la masa o volumen de la muestra que se analiza, la segunda, es la medida de alguna cantidad proporcional a la del analito en la muestra, como la masa, volumen, intensidad luminosa o carga eléctrica. La segunda medida generalmente, completa el análisis y su naturaleza sirve de base para clasificar los métodos analíticos en:

- **Métodos gravimétricos**, Determinan la masa del analito o de algún compuesto relacionado químicamente con él.
- **Métodos volumétricos**, Cuantifican el volumen de una solución que contiene reactivo suficiente para reaccionar por completo con el analito.
- **Métodos electroanalíticos**. Miden propiedades eléctricas tales como el potencial, corriente, resistencia y cantidad de carga eléctrica,
- **Métodos espectroscópicos**. Se basan en la medida de la interacción de la radiación electromagnética con los átomos o moléculas del analito o en determinar la producción de tal radiación por el analito mismo.

En el análisis cuantitativo se requiere una serie de pasos para obtener el indicador de interés. En algunos casos es necesario realizar los señalados en el diagrama de flujo mostrado en la figura 2.1, en otros es posible omitir algunos dependiendo de las características y comportamiento del analito.

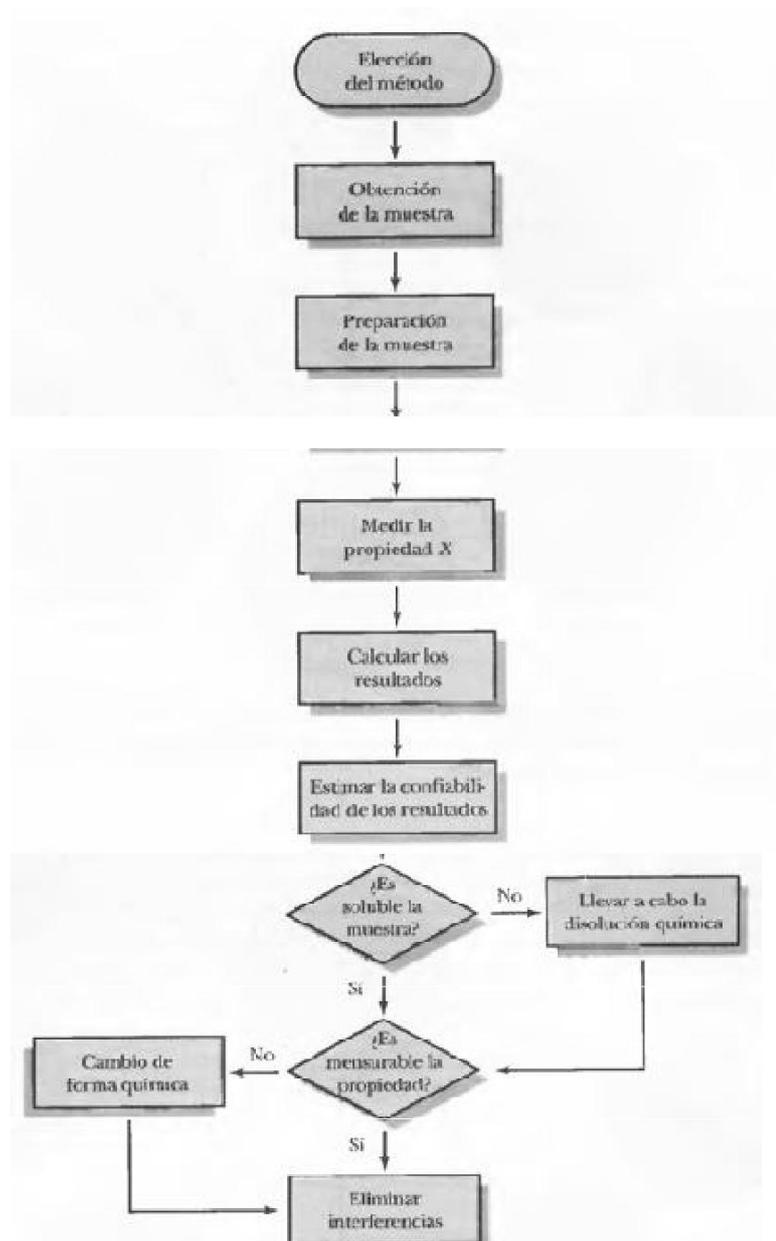


Figura 2.1 diagrama de flujo del procedimiento para un análisis químico

4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

PARTE I: USO DE LA BALANZA GRANATARIA:

1) Formar equipos de 4 personas, cada integrante realizará las mediciones a las mismas muestras, con la finalidad de realizar réplicas de las mediciones y calcular el promedio, desviación estándar y coeficiente de variabilidad de las mediciones.

Muestras líquidas: Medir el peso de tres muestras líquidas (agua, jugo, vinagre, leche, etc.),

- Pesar una probeta de 100 ml sin muestra. Anotar la lectura como m1.
- Colocar en la probeta previamente pesada un determinado volumen (entre 40

e) 80 ml) de la muestra. Anotar el volumen agregado y anotar la lectura como V_m .

g) Pesar la probeta con la muestra y registrar la lectura como m_2 .

h) Calcular la masa de la muestra: $m = m_2 - m_1$

i) Calcular la densidad de la muestra:

j) Reportar resultados.

Repetir los pasos desde a hasta f con las muestras restantes.

Muestras sólidas: Medir el peso de tres objetos (vidrio de reloj, cápsula de porcelana, monedas, tubo de ensaye, etc.)

f) Determinar el volumen, por el principio de flotabilidad (para cuerpos irregulares); o por su geometría (para cuerpos regulares)

g) Calcular la densidad de la muestra:

h) Reportar resultados.

CÁLCULOS Y REPORTE:

RESULTADOS:

CONCLUSIONES:

5.- BIBLIOGRAFÍA:

Brown, Lemay, & Bursten

Química La ciencia Central
Novena Edición

Raymond Chang

Química
Sétima Edición

Gómez Chancasanampa, Isabel Roxana, Malpartida Aragón, Hugo Jair.

Manual de seguridad e higiene laboratorio químico y planta de cromado FAMA
SEAL JET –
LIMA, 2008

Skoog, West, Holler y Crouch

Fundamentos de química analítica
Octava edición

Ricardo Vieira

Fundamentos de bioquímica
2003.

Galagovsky Kurman, Lydia

Química orgánica, Fundamentos

6.- ANEXOS:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	QUIMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	DIFERENCIAS ENTRE ELEMENTO, COMPUESTO Y MEZCLA	PRÁCTICA NÚMERO	3
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Tubos de ensayo	3
Vidrios de reloj	2
Agitador	1
Anillo de hierro	1
Balanza granat aria	1
Capsula de porcelana	1
Gradilla para tubos de ensayo	1
Mechero de Bunsen	1
Mortero con pistilo	1
Pipeta graduada	1
Soporte Universal	1
Tela de asbesto	1
Imán	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Disulfuro de Carbono [CS ₂]	1 ml
Limadura de hierro	0.1 grs
Azufre en polvo	0.1 gr

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización

1.- INTRODUCCION:

El oxígeno y el hidrógeno son elementos gaseosos a temperatura ambiente; el primero permite la combustión y el segundo es explosivo. El agua, líquida a temperatura ambiente, está formada por oxígeno e hidrógeno y no es explosiva ni permite la combustión. Las propiedades químicas de las tres sustancias no guardan ningún parecido entre sí, ni pueden predecirse las del agua a partir de las de los elementos que la constituyen. Un *compuesto* se forma por medio de un fenómeno químico en el que intervienen los elementos que lo conforman. En cambio, cuando se forma una *mezcla* no se produce un fenómeno químico, ya que sus componentes no sufren cambios en su estructura molecular sino que solo permanecen en contacto físico o se distribuyen uniformemente.

Para separar los elementos de un compuesto se requiere un fenómeno químico, mientras que para separar las sustancias que constituyen una mezcla se requiere un fenómeno físico.

Los *elementos* son las sustancias más simples, cuyas moléculas están formadas a partir de átomos de una misma especie. El número de átomos conocidos es muy pequeño, de alrededor de 109. No pueden descomponerse en sustancias más sencillas ni por procedimientos físicos ni químicos comunes.

Los *compuestos* son las sustancias formadas por la unión química de elementos. Son sustancias cuyas moléculas se componen por átomos de diferentes especies. Los átomos de diferentes elementos al enlazarse entre sí pierden sus propiedades. Los compuestos tienen una composición definida y constante, se conocen millones de compuestos. Pueden descomponerse en sus elementos o en sustancias diferentes más simples por medio de fenómenos químicos.

Las *mezclas* son la unión física de dos o más sustancias (elementos o compuestos). Están formadas por diferentes sustancias elementos y/o compuestos, cada una de las cuales conserva sus propiedades, están formadas en proporciones variables. Se puede formar un número ilimitado de mezclas. Se pueden separar en sus componentes por medio de operaciones que no cambian la composición de las sustancias que las forman (fenómenos físicos).

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA)

Aplicar las propiedades de los elementos químicos en la separación de mezclas y obtención de compuestos.

3.- TEORIA:

4.- DESCRIPCION:

A) PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS

EXPERIMENTO #1: Propiedades físicas del hierro y el azufre

- Coloque 0.1 g de limadura de hierro en un vidrio de reloj y describe sus propiedades físicas, que puedes identificar mediante una observación atenta.

0.1 g de limadura de Fe



- b) Aproxima un imán a la muestra y anota lo que sucede con el hierro.

sucede con

Propiedades físicas del hierro: _____

- Coloca 0.3 g de azufre en polvo en un vidrio de reloj y describe sus propiedades físicas, identificándolas mediante una observación cuidadosa.

0.3 g de S



Propiedades físicas del azufre:

- Coloca 0.1 g de azufre en polvo (una tercer parte del S del inciso c) en cada uno de los tubos de ensayo, agrega 1 ml de agua destilada (H_2O) al primero y 1 ml de disulfuro de carbono (CS_2) al segundo. Tapa los tubos y agítalos ligeramente. ¿En cuál líquido se disuelve el azufre? Anota tus observaciones.

Agregar S
Agregar 2 ml de H_2O al primer tubo
Agregar 2 ml de CS_2 al segundo tubo



Observaciones:

EXPERIMENTO #2: Separación de una mezcla de hierro y azufre

- f) En un vidrio de reloj, mezcla 0.1 g de azufre en polvo (una tercer parte del experimento 1 inciso c) con 0.1 g de limadura de hierro. Con base a las características de ambos elementos propón un procedimiento para separarlos. Presenta tu propuesta al maestro y solicita su autorización para efectuar la separación.

Propuesta:

¿Qué tipo de cambios sufrieron el hierro y el azufre durante la separación?

EXPERIMENTO #3

- k) En una capsula de porcelana pon una pequeña cantidad de mezcla de azufre en polvo con limadura de hierro.
- l) Coloca la capsula obre la tela de asbesto y calienta con un mechero de Bunsen (el ambiente debe estar bien ventilado).
- m) Continúa el calentamiento hasta que no haya desprendimiento de gases.
- n) Deja enfriar y transfiere la sustancia obtenida a un mortero para triturlarla hasta que se polvorice.
- o) Observa el estado de agregación, color, brillo, olor y dureza de la sustancia obtenida. Acerca un imán.
- p) Investiga su solubilidad en agua destilada (H_2O) y disulfuro de carbono (CS_2)
- q) Anota tus observaciones.
Escribe las propiedades físicas de la sustancia obtenida.
La sustancia obtenida, ¿Es atraída por el imán?, ¿Puedes separar el hierro con el imán?
¿Qué tipo de fenómeno se desarrolló durante el calentamiento de la mezcla de Fe y S?
Compara el tipo de sustancias (elemento, compuesto o mezcla) que hay antes y después de la modificación.

B) CONCLUSIONES

5.- BIBLIOGRAFIA

- 1.- Mortimer, E.C. Química. Grupo Editorial Iberoamericana, 1983.
- 2.- Greene, J.E. 100 Grandes Científicos. Diana, México, 1981.
- 3.- Chang, R. Química. Me Graw-Hill, México, 1994.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN
LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	TENDENCIAS PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS	PRÁCTICA NÚMERO	4
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
ESFERAS DE FONG O UNICEL (DIFERENTES TAMANOS)	
PALILLOS	
PLUMONES (NEGRO Y AZUL)	
TABLA PERIÓDICA	
MEDIDOR DE LA CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA	
ÁCIDO ACÉTICO, AMONIACO, ACETONA, SACAROSA	
METANOL, SULFATO DE SODIO, HIDRÓXIDO DE SODIO	
CLORURO DE SODIO, DICROMATO DE POTASIO	
CARBONATO DE CALCIO	

SOFTWARE REQUERIDO	
n/a	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización

1. INTRODUCCIÓN

La tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos, conforme a sus propiedades y características.

Se le reconoce la tabla a Dimitri Mendeleiev, quien ordeno los elementos basándose en la variación de las propiedades químicas, así Julius Lothar Meyer, trabajando por separado, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades físicas de los átomos.

La historia de la tabla periódica está íntimamente relacionada con varios aspectos del desarrollo de la química y la física:

- El descubrimiento de los elementos de la tabla periódica.
- El estudio de las propiedades comunes y la clasificación de los elementos.
- La noción de masa de masa atómica (inicialmente denominada “peso atómico”) y posteriormente, ya en el siglo XX, de número atómico y
- Las relaciones entre la masa atómica (y más adelante, el número atómico) y las propiedades periódicas de los elementos, entre ellos.

Uno de los grandes enigmas de la ciencia química ha sido descifrar la forma en la cual se hallan unidos los átomos de las sustancias, y poder así encontrar la relación entre las propiedades de la materia y su constitución. La gran mayoría de las sustancias están formadas por átomos unidos entre sí; únicamente los gases nobles se encuentran en la naturaleza como átomos aislados.

Los elementos se enlazan unos con otros para formar compuestos, con propiedades físicas y químicas muy diferentes de las de los elementos originales. Por ejemplo, la sal común está constituida por iones de sodio y cloro. El sodio es un metal alcalino, brillante y suave, que reacciona violentamente con el agua, y el cloro es un gas verde muy venenoso.

Las propiedades de los compuestos, en su mayoría, derivan de la forma en la cual están unidos sus átomos, es decir, del tipo de **enlace químico**, que es el conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos en una red cristalina o en una molécula.

Todos los átomos, a excepción de los de hidrógeno y de helio, poseen varias capas de electrones. Los electrones situados en la capa más exterior son los que determinan, en mayor grado, las propiedades químicas de un elemento. En los enlaces químicos participan solo los electrones de las capas periféricas del átomo (electrones de valencia).

2. COMPETENCIA DE LA PRÁCTICA

El alumno construirá las gráficas correspondientes a las propiedades periódicas de los elementos. Formará estructuras de diferentes compuestos e identificará el tipo de enlace químico.

3. DESCRIPCIÓN:

A) PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS:

DESARROLLA LAS GRÁFICAS CORRESPONDIENTES A LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.

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

SÍMBOLO	No. ATÓMICO	ELECTRO-NEGATIVIDAD	SÍMBOLO	No. ATÓMICO	ELECTRO-NEGATIVIDAD
Li	3	1.0	Ge	32	2.1
Be	4	1.6	Se	34	2.6
C	6	2.6	Br	35	3.0
O	8	3.4	Rb	37	0.8
F	9	4.0	Sr	38	1.0
Na	11	0.9	Sn	50	2.0
Mg	12	1.4	Tn	52	2.1
Si	14	1.9	I	53	2.7
S	16	2.6	Cs	55	0.8
Cl	17	3.2	Ba	56	0.9
K	19	0.8	Pb	82	2.3
Ca	20	1.0	Al	13	1.6

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

SÍMBOLO	No. ATÓMICO	E. IONIZACIÓN	SÍMBOLO	No. ATÓMICO	E. IONIZACIÓN
H	1	13.6	Mg	12	7.6
He	2	24.6	Al	13	6.0
Li	3	5.4	Si	14	8.1
Be	4	9.3	P	15	11.0
B	5	8.3	S	16	10.4
C	6	11.3	Cl	17	13.0
N	7	14.5	Ar	18	16.0
O	8	13.6	K	19	4.3
F	9	17.4	Ca	20	6.1
Ne	10	21.6	Sc	21	6.6
Na	11	5.1	Ti	22	6.8

B) FORMA ESTRUCTURAS DE DIFERENTES COMPUESTOS

Llena la siguiente tabla con los compuestos que indique el profesor.

TABLA DE RESULTADOS:

COMPUESTO	INDICA EL	DESARROLLA LA	HACER LAS
-----------	-----------	---------------	-----------

	CATIÓN Y ANIÓN	ESTRUCTURA DE LEWIS	ESTRUCTURAS CON ESFERAS DE FONG

C) Clasificar algunos compuestos en iónicos covalentes con base a su capacidad de conducir la corriente eléctrica.

EXPERIMENTO #1: Clasificación de compuestos.

- g) Vierte aproximadamente 5 ml de agua destilada en un tubo de ensayo, coloca el interruptor en encendido e introduce los cables dentro del vaso con agua teniendo cuidado de que no se toquen. ¿Prende el foco? acciona el interruptor y saca los cables del tubo.
- h) Ahora agrega 5 gotas de disolución de cloruro de sodio al agua y agita. Prueba si la solución conduce la corriente eléctrica utilizando el medidor de conductividad.
- i) Enjuaga las terminales con suficiente agua. Desecha la solución del vaso de precipitados, lávalo perfectamente y repite el experimento con las otras sustancias sólidas.

NOTA: ten cuidado de no utilizar un mismo gotero ni un mismo agitador para diferentes sustancias, a menos de que estén bien lavados.

j) Con los datos obtenidos llena las siguientes tablas:

SOLUCIÓN	CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA	COMPUESTO IÓNICO	COMPUESTO COVALENTE
Cloruro de sodio			
Sulfato de cobre			
Sacarosa			
Hidróxido de sodio			
Cromato de potasio			
Dicromato de potasio			
Glucosa			

SOLUCIÓN	CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA	COMPUESTO IÓNICO	COMPUESTO COVALENTE
Etanol			
Metanol			
Ácido acético			
Acetona			
Amoniaco			
Ácido sulfúrico			

4. CUESTIONARIO:

En el grupo de los halógenos ¿Qué elemento posee el tamaño más pequeño?
 ¿Cómo se explica la tendencia del tamaño de un átomo en un grupo?
 ¿Cómo es el tamaño de átomo de los metales comparado con el tamaño del átomo de los no metales?
 ¿Cuál es el elemento más electronegativo de la tabla periódica?
 ¿Cuál es el elemento menos electronegativo de la tabla periódica?
 Escribe el nombre del grupo de elementos que posee las electronegatividades más pequeñas.
 Escribe el nombre del grupo de elementos que posee las electronegatividades más altas.
 Escribe cómo se comporta la tendencia periódica de la electronegatividad dentro de la tabla periódica.
 ¿Qué es un enlace químico.
 ¿Qué es un ión?
 ¿Qué es la energía de ionización?
 Describe las principales diferencias entre los compuestos no iónicos y los covalentes moleculares.

5. CONCLUSIONES

6. BIBLIOGRAFIA

- 1.- Mortimer, E.C. Química. Grupo Editorial iberoamericana, 1983.
- 2.- Greene, J.E. 100 Grandes Científicos. Diana, México, 1981.
- 3.- Chang, R. Química. Me Graw-Hill, Méxic



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	MASA, MASA MOLAR Y MOL DE ELEMENTOS Y SUSTANCIAS:	PRÁCTICA NÚMERO	5
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
BALANZA GRANATARIA	

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
VIDRIO DE RELOJ	1
VASOS DE PRECIPITADOS DE 250 ML	5
ESPÁTULA	1
PINZAS	1
NaCl	
SACAROSA, Bicarbonato de sodio	
HIERRO (EN CLAVOS)	
MONEDAS DE COBRE	
CARBÓN VEGETAL	
AGUA DESTILADA	

SOFTWARE REQUERIDO	
N/A	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización

1. OBJETIVO (COMPETENCIA):

Conocer las ecuaciones que relación a la masa, masa molar y mol de un elemento y sustancia, además aplicarlas en cálculos estequiométricos.

2. TEORÍA:

La masa de un átomo depende del número de partículas subatómicas que contiene. El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en un laboratorio. Sin embargo, los átomos son partículas extremadamente pequeñas por lo que obviamente no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa en relación con otro, es decir, asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado y utilizarlo como referencia para el cálculo de de la masa de cualquier otro

elemento.

Por acuerdo internacional, la masa atómica conocida también como peso atómico, es la masa de un átomo, expresada en unidades de masa atómica (uma), ésta se define como una masa exactamente igual a un doceavo (1/12) de la masa de un átomo de carbono-12. Al fijar la masa del carbono-12 como **12 uma** se tiene el átomo que se usa como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos.

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos utilizando unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se utilizan muestras macroscópicas que contienen una enorme cantidad de átomos. Por consiguiente, es conveniente tener una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos. Así como en las diferentes disciplinas se tienen unidades referenciales como la docena, la gruesa, la centena, el millar, etc. Los químicos miden a los átomos y las moléculas en moles.

En el sistema SI, el **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, u otras partículas) como átomos hay en exactamente **12 g** (0.012 kg) de **carbono-12**.

El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determina experimentalmente. Este número se denomina número de Avogadro (**NA**), en honor al científico italiano Amadeo Avogadro. El valor comúnmente aceptado es **NA= 6.0221367x10²³=6.02x10²³**.

La masa en gramos de un mol de unidades de una sustancia se llama Masa Molar (Mo) y se expresa en (g/mol). Utilizando la masa molar y la masa atómica, es posible calcular la masa en gramos de una sola entidad de sustancia en cuestión, por lo que dichas variables, masa, masa molar, número de partículas y mol quedan relacionadas mediante las siguientes expresiones y hacen posible las mediciones y cálculos en el laboratorio de química.

La ecuación que relaciona al número de moles, masa y masa molar de una sustancia es:

$$n=m/M_o$$

Dónde:

n= número de moles de sustancia

m= cantidad de la sustancia en gramos

Mo= masa molar de la sustancia en g/mol

Además, para calcular el número de entidades elementales de sustancia se tiene a las expresiones:

$$P= nN_A$$

O

$$P= (m/M_o) N_A$$

Donde:

P= número de entidades elementales,

NA= número de Avogadro=6.02x10²³ entidades elementales

3. DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO PRIMERA PARTE:

PASO 1. Consultando la masa atómica de los elementos en la tabla periódica y aplicando el concepto de mol, calcule la masa en gramos correspondiente a un mol de carbono,

Paso 2.- Ajuste la balanza granataria

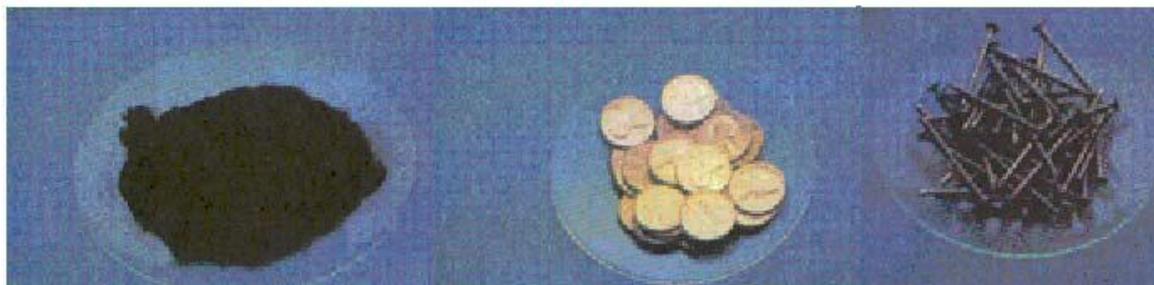
Paso 3.-Pese el recipiente (vidrio de reloj o vaso de precipitados) donde colocará la muestra de carbón vegetal en polvo, y registre esta medida como MR.

Paso 4.- Coloque la muestra de carbón vegetal en polvo y pese la cantidad que calculó en el paso 1,

Paso 5. Calcule el número de entidades.

Paso 6. Registre sus resultados y observaciones.

Paso 7. Repita los pasos 1 a 6 con muestras de monedas de cobre y hierro (en clavos), sólo que en estos casos pese cualquier cantidad de muestra y en función de la masa, calcule el número de moles correspondiente.



1 mol de carbono

1 mol de cobre

1 mol de hierro

Fuente: Raymond Chang, Química, Séptima edición

CÁLCULOS:

RESULTADOS:

ELEMENTO	n = MOL	masa = gr.	Número de entidades
Carbón (C)			
Cobre (Cu)			
Hierro (Fe)			

B) PROCEDIMIENTO SEGUNDA PARTE

PASO 1. Consultando la masa atómica de los elementos en la tabla periódica y aplicando el concepto de mol, calcule la masa en gramos de 0.05 mol de sacarosa sabiendo que su fórmula molecular es (**C₁₂H₂₂O₁₁**).

En la figura 4.1 se muestra la fórmula estructural de la sacarosa.

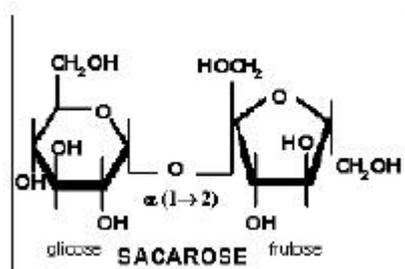


Fig. 4.1 Fórmula estructural de la sacarosa

Fuente: Ricardo Vieira, Fundamentos de bioquímica, 2003

Paso 2.- Ajuste la balanza granataria

Paso 3.- Pese el recipiente (vidrio de reloj o vaso de precipitados) donde colocará la muestra de sacarosa, y registre esta medida como MR.

Paso 4.- Coloque la muestra de sacarosa y pese la cantidad que calculó en el paso 1.

Paso 5. Registre sus resultados y observaciones.

Paso 6.- Calcule el número de entidades de la muestra que pesó.

Paso 7. Repita los pasos 1 a 6 con muestras de:

- 0.15 mol de cloruro de sodio (sal de mesa),

- 0.35 mol de bicarbonato de sodio y
- 1.7 mol de agua.

CÁLCULOS:

RESULTADOS:

Sustancia	n = MOL	masa = gr.	Número de entidades
Sacarosa			
Cloruro de sodio			
Bicarbonato			
Agua			

D) CONCLUSIONES:

5.- BIBLIOGRAFÍA:

Brown, Lemay, & Bursten

Química La ciencia Central

Novena Edición

Raymond Chang

Química

Sétima Edición

Gómez Chancasanampa, Isabel Roxana, Malpartida Aragón, Hugo Jair.

Manual de seguridad e higiene laboratorio químico y planta de cromado FAMA I SEAL JET –

LIMA, 2008

Skoog, West, Holler y Crouch

Fundamentos de química analítica

Octava edición

Ricardo Vieira

Fundamentos de bioquímica

2003.

Galagovsky Kurman, Lydia

Química orgánica, Fundamentos teórico-prácticos para el laboratorio

Buenos Aires, Argentina.

6.- ANEXOS:

1.- INTRODUCCION:

Lavoisier nació en París el 26 de agosto de 1743. De familia acomodada, se dedicó simultáneamente al cultivo de la política y de la ciencia. Miembro de la *Ferme générale*, principal organismo de recaudación de impuestos, accedió posteriormente al cargo de inspector general de fabricación de pólvora.

Las primeras investigaciones científicas de Lavoisier se centraron en la determinación de las variaciones de peso sufridas por los cuerpos al ser quemados. Comprobó asimismo que esta diferencia se debía a un gas, del mismo aspecto del aire atmosférico, al que bautizó con el nombre de oxígeno. En 1777 fue capaz de descomponer aire en oxígeno y nitrógeno y volver a formarlo nuevamente a partir de estos elementos, con lo que su aseveración se demostró.

Como apoyo a su trabajo experimental, definió la materia como un ente susceptible de ser pesado, concepto que desarrolló paralelamente a un perfeccionamiento de la balanza.

Enunció asimismo la ley de conservación de la masa en las reacciones, fundamental en la historia de la química, e identificó la noción de elemento como aquella sustancia que no podía descomponerse por la acción de procesos químicos. Realizó las primeras medidas calorimétricas y estudió, junto a Pierre-Simon Laplace, la respiración animal como un resultado de fenómenos de combustión interna de los tejidos bajo la acción del oxígeno.

En su obra *Traité élémentaire de chimie* (1789; Tratado elemental de química), propuso la utilización de una nomenclatura química sistemática y racional y acabó con las teorías flogísticas de la combustión metálica (el flogisto era un hipotético principio inflamable contenido en todas las sustancias combustibles) que consideraban la cal, y no el metal, como sustancia básica de la misma.

Lavoisier ocupó el cargo de diputado suplente en los Estados Generales de 1789, tras la revolución francesa, y, sucesivamente, fue nombrado miembro de la comisión de pesas y medidas y secretario del tesoro. En esta época escribió un tratado sobre economía y distribución de la riqueza.

En 1793, la Convención Nacional, gobierno de la revolución, decretó la detención de los recaudadores generales, entre los que se encontraba Lavoisier. Condenado a muerte, fue guillotinado en París el 8 de mayo de 1794.

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA)

El alumno comprobará experimentalmente la ley de la conservación de la materia.

3.- TEORIA:

Los primeros experimentos cuantitativos que demostraron la ley de la conservación de la materia se atribuyen al famoso científico francés Joseph Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Sus más célebres experimentos fueron en la esfera de la combustión. En sus tiempos se explicaba la combustión con base en la teoría del flogisto, según la cual todas las sustancias inflamables contenían una sustancia llamada flogisto, la cual se desprendía durante el proceso de la combustión. Sin embargo, cuando Lavoisier usó sus delicadas balanzas encontró que la sustancia poseía una masa mayor después de dicho proceso, lo cual refutaba la teoría del flogisto.

De acuerdo con sus resultados experimentales, Lavoisier estableció varias conclusiones. En primer lugar, reconoció claramente la falsedad de la teoría del flogisto sobre la combustión y declaró que ésta es la unión del oxígeno con la sustancia que arde. En segundo lugar, demostró claramente su teoría de la indestructibilidad o conservación de la materia, la cual

expresa que la sustancia puede combinarse o alterarse en las reacciones, pero no puede desvanecerse en la nada ni crearse de la nada. Esta teoría se convirtió en la base de las ecuaciones y fórmulas de la química.

4.- DESCRIPCION:

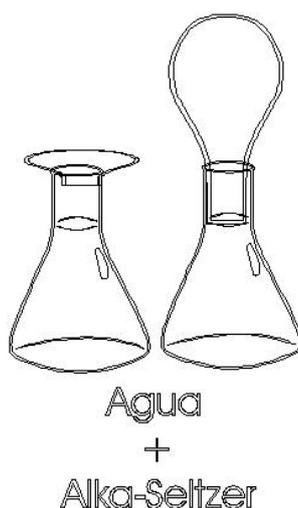
Hipótesis

Se comprueba la ley de la conservación de la materia, las masas permanecen constantes después de los experimentos.

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA

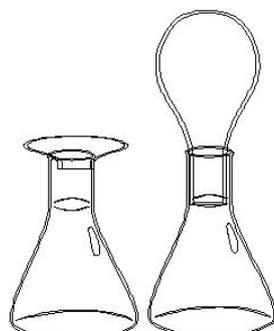
EXPERIMENTO #1

- Pese el matraz erlenmeyer.
- Coloque en el matraz erlenmeyer 20 ml de agua destilada empleando la probeta. Vuelva a pesar.
- En el mortero triture con el pistilo una tableta de alka-seltzer.
- Pese la tableta de alka-seltzer que trituró.
- Pese el globo que va a ser utilizado.
- Embone la boca del globo con la del matraz erlenmeyer, asegurándose de que no caiga alka-seltzer dentro del matraz.
- Vuelva a pesar para determinar la masa de todo el sistema.
- Levante el globo para que el alka-seltzer caiga dentro del matraz y espere a que la reacción que se produce finalice.
- Determine nuevamente la masa de todo el sistema.
- Determine el diámetro del globo inflado.



EXPERIMENTO #2

- Coloque en un matraz erlenmeyer 10 ml de CH_3COH , empleando la pipeta.
- Coloque en el interior del globo 1 g aproximadamente de NaHCO_3 , teniendo cuidado de que no quede en las paredes exteriores del mismo.
- A continuación vierta el polvo en el interior de un globo, teniendo cuidado de que no quede en las paredes exteriores del mismo.
- Embone la boca del globo con la del matraz erlenmeyer, asegurándose de que no caiga NaHCO_3 dentro del matraz.
- Determine la masa del todo el sistema.
- Levante el globo para que el NaHCO_3 caiga dentro del matraz y espere a que la reacción que se produce finalice.
- Determine nuevamente la masa del todo el sistema.



ACIDO ACETICO
+
BICARBONATO DE SODIO

EXPERIMENTO #3

- k) En un tubo de ensayo mezcle 5 gotas de sulfato de cobre con hidróxido de amonio (gota a gota hasta observar cambio de color) esta reacción forma hidróxido de cobre.
- l) Agregue a la mezcla anterior ácido clorhídrico (la cual da una reacción formando cloruro de cobre) observe los cambios en el color.
- m) Escriba las reacciones químicas, y balancéelas, explique la ley de la conservación de la materia.
- r) **CALCULOS Y RESULTADOS**

s) CONCLUSIONES

E) CUESTIONARIO

1.- Investigue cuál es la sustancia o sustancias que se utilizan en la fabricación del alka - seltzer.

2.- Con los resultados obtenidos complete la tabla siguiente.

Actividad	Masa inicial del sistema	Masa final del sistema 2
2		
2		

3.- De acuerdo con los datos de la tabla anterior, ¿se cumple la ley de la conservación de la materia en todas las actividades?

4.- Si la respuesta anterior fue negativa, analice si la fuerza de flotación es un factor que influyó en los experimentos. Si es así, considérela en sus cálculos para verificar la ley de la conservación de la materia.

5.- Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que se llevaron a cabo en todas las actividades.

5.- BIBLIOGRAFIA

- 1.- Mortimer, E.C. Química. Grupo Editorial iberoamericana, 1983.
- 2.- Greene, J.E. 100 Grandes Científicos. Diana, México, 1981.
- 3.- Chang, R. Química. Mc Graw-Hill, México, 1994.

NOMBRE DE LA MATERIA

CLAVE

	QUÍMICA GENERAL		
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS	PRÁCTICA NÚMERO	7
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
TUBO DE ENSAYE	1
VASOS DE PRECIPITADOS DE 250 ML	3
PINZAS PARA TUBOS DE ENSAYE	1
GUANTES DE LATEX	
PINZAS PARA TUBOS DE ENSAYE	1
ÁCIDO CLORHÍDRICO	1M
IODURO DE POTASIO	0.1M
ALAMBRE DE COBRE	
NITRATO DE PLOMO II	0.1M
SUSPENSIÓN DE Mg(OH) ₂ (LECHE DE MAGNESIA)	

SOFTWARE REQUERIDO	
N/A	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización

1. - OBJETIVO (COMPETENCIA):

Conocer los criterios para diferenciar los tipos de reacciones químicas y la aplicación de los mismos en el desempeño de los profesionales de la ingeniería.

2. - TEORÍA:

Una reacción química, es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas. Con el propósito de comunicarse entre sí respecto de las reacciones químicas, los químicos han desarrollado una forma estándar para representarlas, utilizando ecuaciones químicas.

Una ecuación química utiliza símbolos químicos para mostrar qué ocurre durante el cambio o proceso químico. 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.

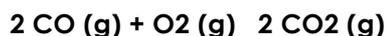
En términos de moléculas:	2 moléculas de hidrógeno	Reaccionan con	Una molécula de oxígeno	Para formar	Dos moléculas de agua
En términos de moles:	2 mol de moléculas de hidrógeno		Un mol de moléculas de oxígeno		Dos mol de moléculas de agua
En términos de masa:	4.04 g de hidrógeno		32.00 g de oxígeno		36.04 g de agua

Tipos de reacciones químicas: las reacciones químicas se pueden clasificar en:

1) Reacciones de descomposición.- Son aquellas en las que un reactivo se disgrega para formar dos o más productos. Pueden ser o no redox.



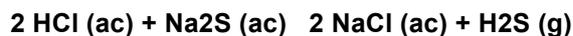
2) Reacciones de adición.- Cuando dos o más reactivos se combinan para formar un producto.



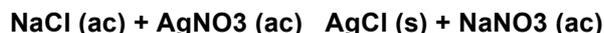
3) Reacciones de desplazamiento.- Aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro. Pueden ser o no redox.



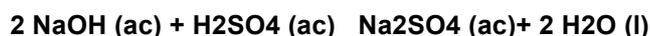
4) Reacciones de metátesis o doble desplazamiento.- Son aquellas en las cuales hay un intercambio de elementos o de radicales entre los compuestos reaccionantes.



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



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



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



3. - DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA

PARTE 1.-

Paso 1.- En un tubo de ensayo colocar aproximadamente 1 ml de disolución de nitrato de plomo (II),

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

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

Paso 4.-Apoyándose en la figura 5.1 y en sus observaciones durante la parte experimental, Identifique a qué tipo de reacción pertenece.

Paso 5.- Busque la información bibliográfica requerida para;

a. Escribir La ecuación química balanceada

b. Calcular la cantidad del producto insoluble formado

Paso 6.- Reporte observaciones, cálculos, resultados y conclusiones



Figura 5.1

Fuente: Brown, Le May y Bursten, Química la ciencia central, Novena edición

PARTE II.-

Paso 1. Colocar en un tubo de ensayo 1 ml de AgNO_3 1.0 M

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

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

Paso 4.-Apoyándose en la figura 5.2 y en sus observaciones durante la parte experimental identifique a qué tipo de reacción pertenece.

Paso 5.- Busque la información bibliográfica requerida para;

- Escribir La ecuación química balanceada

- Calcular la cantidad de plata depositada sobre el alambre

Paso 6.- Reporte observaciones, cálculos, resultados y conclusiones.

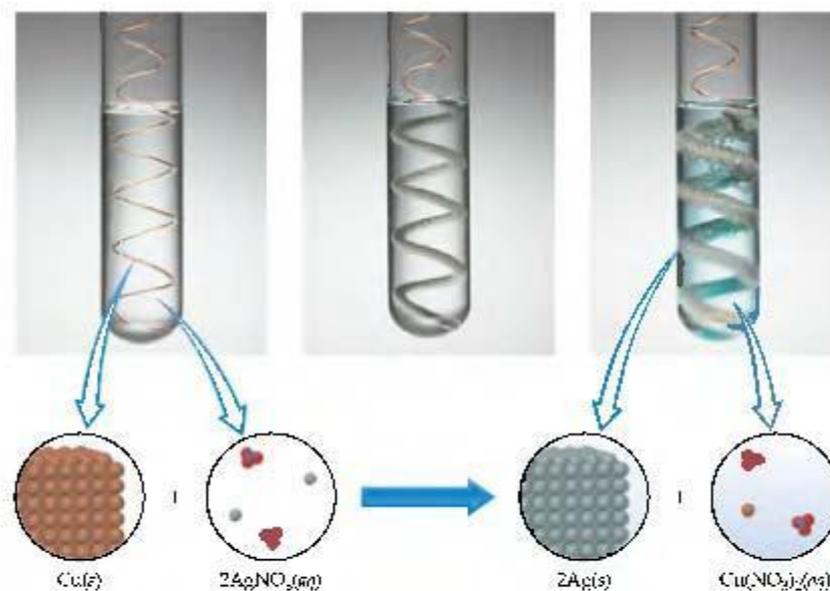


Figura 5.2

Fuente: Brown, Le May y Bursten, Química la ciencia central, Novena edición

PARTE III.-

Paso 1.- En un tubo de ensayo coloque aproximadamente 1 ml de suspensión de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (leche de magnesia).

Paso 2.- Agregue cuidadosamente una cantidad suficiente de HCl 1M, hasta que obtenga una disolución transparente.

Paso 4.-Apoyándose en la figura 5.3 y en sus observaciones durante la parte experimental identifique a qué tipo de reacción pertenece.

Paso 5.- Busque la información bibliográfica requerida para;

e. Escribir La ecuación química balanceada

f. Calcular la cantidad iones magnesio presentes en al disolución final.

Paso 6.- Reporte observaciones, cálculos, resultados y conclusiones.



Figura 5.5

Fuente: Brown, Le May y Bursten, Química la ciencia central, Novena edición

B) CÁLCULOS:

• CUESTIONARIO:

¿Qué es una reacción química?

Menciona los diferentes tipos de reacciones químicas.

¿Cuáles son las reacciones endotérmicas y las reacciones exotérmicas?

D) CONCLUSIONES:

5.- BIBLIOGRAFÍA:

Brown, Lemay, & Bursten

Química La ciencia Central
Novena Edición

Raymond Chang

Química
Séptima Edición

Gómez Chancasanampa, Isabel Roxana, Malpartida Aragón, Hugo Jair.

Manual de seguridad e higiene laboratorio químico y planta de cromado

FAMAI
SEAL JET – LIMA, 2008

Skoog, West, Holler y Crouch

Fundamentos de química analítica
Octava edición

Ricardo Vieira

Fundamentos de bioquímica
2003.

Galagovsky Kurman, Lydia

Química orgánica, Fundamentos teórico-prácticos para el laboratorio
Buenos Aires, Argentina.

6.- ANEXOS:



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	ESTEQUIMETRIA: RENDIMIENTO TEÓRICO, RENDIMIENTO PORCENTUAL Y REACTIVO LIMITANTE	PRÁCTICA NÚMERO	8
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	
EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO		CANTIDAD	
BALANZA GRANATARIA		1	

REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	CANTIDAD
VIDRIO DE RELOJ	1
VASOS DE PRECIPITADOS	2
ESPÁTULA	1
VASO DE PRECIPITADO	1
PROBETA DE 100 ml	1
NaHCo ₃	
HCl	1.0 M

SOFTWARE REQUERIDO	
N/A	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR DE PROGRAMA EDUCATIVO

GC-F-
025
Rev.
0



1.- INTRODUCCIÓN:

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

Conocer, comprender y aplicar los conceptos relacionados con la estequiometría y aplicarlos en el análisis de las reacciones químicas para la identificación del reactivo limitante, además de calcular el rendimiento teórico, rendimiento real y rendimiento porcentual de un cambio químico.

3.- TEORÍA:

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

- Transformar la masa conocida en gramos de una sustancia en el número de moles correspondiente,
- Obtener las relaciones molares entre las sustancias involucradas en el problema, puede ser reactivo-reactivo para identificar al reactivo limitante, o reactivo limitante-producto para calcular el rendimiento teórico.
- Reconvertir los datos obtenidos en moles en las unidades métricas que precisa la respuesta y verifique que el resultado obtenido sea razonable en términos físicos.

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

Cuando un químico efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en cantidades estequiométricas exactas. Como consecuencia, algunos reactivos se consumen mientras que parte de otros se recuperan al finalizar la reacción. El reactivo que se consume primero en la reacción y que por tanto detiene el proceso, se denomina **reactivo limitante**, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente.

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de la reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendría si reaccionara todo el reactivo limitante. Por tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento

máximo que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación química

GC-F-

025

Rev.

0



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

balanceada. En la práctica, el rendimiento real, o bien, la cantidad de producto que se obtiene en una reacción, siempre es menor que el rendimiento teórico.

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

$$\% \text{Rendimiento} = (R_{\text{real}} - R_{\text{teórico}}) \times 100$$

4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

Paso 1.- En la balanza granataria pesar 1.5 g de NaHCO_3 y colocarlos en un tubo de ensayo.

Paso 2.- Agregar cuidadosamente, gota a gota, de HCl 1.0 M (hasta completar la reacción, aproximadamente 10 ml).

Paso 3.- Dejar reaccionar, observando con atención lo que sucede.

Paso 4.- Escriba la ecuación balanceada

Paso 5.- Identificar a qué tipo de reacción corresponde

Paso 6.- Identificar al reactivo limitante

Paso 7.- Calcular el rendimiento teórico de cada uno de los productos



▲ **Figure 4.9** Carbonates react with acids to form carbon dioxide gas. Here NaHCO_3 (white solid) reacts with hydrochloric acid; the bubbles contain CO_2 .

- **CÁLCULOS Y REPORTE:**

- **RESULTADOS:**

GC-F-
025
Rev.
0



D) CONCLUSIONES:

5.- BIBLIOGRAFÍA:

Brown, Lemay, & Bursten

Química La ciencia Central
Novena Edición

Raymond Chang

Química
Sétima Edición

Gómez Chancasanampa, Isabel Roxana, Malpartida Aragón, Hugo Jair.

Manual de seguridad e higiene laboratorio químico y planta de cromado FAMAI SEAL
JET –
LIMA, 2008

Skoog, West, Holler y Crouch

Fundamentos de química analítica
Octava edición

Ricardo Vieira

Fundamentos de bioquímica
2003.

Galagovsky Kurman, Lydia

Química orgánica, Fundamentos teórico-prácticos para el laboratorio
Buenos Aires, Argentina.

6.- ANEXOS:

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

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

3.- TEORÍA:

Muchas reacciones químicas y prácticamente todos los procesos biológicos se llevan a cabo en un medio acuoso, por lo que en todas las disciplinas de la ingeniería y de las ciencias es muy importante contar con la información sobre las disoluciones acuosas y la estequiometría de las mismas.

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El soluto es la sustancia presente en menor cantidad, y el disolvente es la sustancia que está en mayor cantidad. En las disoluciones acuosas, el soluto es un líquido o un sólido y el disolvente es el agua.

Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: Electrolitos y no-electrolitos, dependiendo si al disolverse en agua conducen la corriente eléctrica o no, respectivamente. Dentro de la categoría de los electrolitos se tienen además a los electrolitos débiles y a los electrolitos fuertes, esta clasificación va ligada a la cantidad de iones disociados en la disolución y por tanto en la intensidad de la corriente eléctrica.

El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su concentración, es decir, la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolución. Los químicos utilizan varias unidades de concentración diferentes; cada una de ellas tiene ciertas ventajas, así como algunas limitaciones. Las cinco unidades de concentración más comunes son: Porcentaje en masa, fracción molar, molaridad, molalidad y partes por millón.

1. Porcentaje en masa.-

Los químicos suelen expresar las concentraciones en porcentajes (partes por cien). No obstante, esta expresión puede causar ambigüedad, ya que la composición porcentual de una disolución puede expresarse de diversas maneras. Tres métodos comunes son: a) Tanto por ciento en peso (p/p):

Partes por millón

En el caso de disoluciones muy diluidas, una forma útil de expresar la concentración es en partes por millón (ppm). Tanto Las unidades de masa del soluto y de la disolución deben concordar.

4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

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

Paso 1.- Efectúe los cálculos correspondientes para determinar que masa de NaCl debe disolver en cantidad suficiente de agua destilada para preparar 100 ml de una disolución al 20% (p/v).

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

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

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

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

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

Paso 7. Si ya se disolvió completamente el soluto, agregue cuidadosamente agua destilada con la piseta hasta la marca del aforo (ver la figura 6.2)

Paso 8.- Tape el matraz volumétrico y agite suavemente

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



(a)

(b)

(c)

(d)

PARTE I: PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE SACAROSA de 200 ppm.

Paso 1.- Efectúe los cálculos correspondientes para determinar que masa de sacarosa debe disolver en cantidad suficiente de agua destilada para preparar 25 ml de una disolución que contenga 200 ppm de sacarosa.

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

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

Paso 4. Agregue cuidadosamente aproximadamente 25 ml de agua destilada al matraz volumétrico que contiene la muestra de sacarosa

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

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

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

Paso 8.- Tape el matraz volumétrico y agite suavemente

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

PARTE III PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE VINAGRE AL 15% (V/V)

Paso 1.- Efectúe los cálculos correspondientes para determinar que volumen vinagre debe disolver en cantidad suficiente de agua destilada para preparar 50 ml de una disolución al 13% (v/v)

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

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

Paso 4. Agregue cuidadosamente aproximadamente 25 ml de agua destilada al matraz volumétrico que contiene la muestra de vinagre

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

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

Paso 8.- Tape el matraz volumétrico y agite suavemente

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

- **CÁLCULOS Y REPORTE:**

- **RESULTADOS:**

- **CONCLUSIONES:**

5.- BIBLIOGRAFÍA:

Brown, Lemay, & Bursten

Química La ciencia Central
Novena Edición

Raymond Chang

Química
Sétima Edición

Gómez Chancasanampa, Isabel Roxana, Malpartida Aragón, Hugo Jair.

Manual de seguridad e higiene laboratorio químico y planta de cromado FAMAI SEAL JET –
LIMA, 2008

Skoog, West, Holler y Crouch

Fundamentos de química analítica Octava edición

Ricardo Vieira

Fundamentos de bioquímica 2003.

Galagovsky Kurman, Lydia

Química orgánica, Fundamentos teórico-prácticos para el laboratorio Buenos Aires, Argentina.

6.- ANEXOS:

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	VALORACIONES DE DISOLUCIONES ACUOSAS	PRÁCTICA NÚMERO	10
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
BALANZA GRANATARIA	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
MATRAZ VOLUMÉTRICO	1
VIDRIO DE RELOJ	1
BURETA DE 25 ml	1
PROBETA DE 100 ml	1
ESPÁTULA	1
INDICADOR ARGENTOMÉTRICO	
NaCl	
INDICADOR AgNO ₃	0.1 M

SOFTWARE REQUERIDO	
N/A	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización

1.- INTRODUCCIÓN:

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

Conocer, comprender y aplicar los conceptos relacionados con la estequiometría, concentración de disoluciones y titulación de disoluciones acuosas.

3.- TEORÍA:

Los estudios cuantitativos de las reacciones de precipitación se llevan a cabo en forma adecuada por medio de una técnica conocida como valoración o titulación. En una valoración, una disolución de concentración exactamente conocida, denominada **disolución patrón**, se agrega en forma gradual a otra disolución de concentración desconocida hasta que la reacción química entre las dos disoluciones se complete. Si se conoce el volumen de la disolución patrón, se puede calcular la concentración de la disolución desconocida. En las valoraciones de precipitación, los indicadores, pueden ser sustancias químicas que manifiestan el punto final de la reacción de precipitación mediante la aparición de un cambio de color, o en ocasiones, en la aparición o desaparición de la turbidez en la disolución que se valora.

El método más común para determinar la concentración de iones haluro en disoluciones acuosas es la valoración con una disolución patrón de nitrato de plata.

El cromato de sodio puede utilizarse como indicador en la determinación argentométrica de iones cloruro, iones bromuro y iones cianuro al reaccionar con el ion plata en la región del punto de equivalencia (punto final de la precipitación) para formar un precipitado de cromato de plata (Ag_2CrO_4) de color rojo ladrillo.

4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

Paso 1. Transferir en un matraz Erlenmeyer 20 ml de la disolución a titular (NaCl xM, la proporciona el maestro)

Paso 3.- Agregar unas gotas de indicador

Paso 4 .- Agregar gota a gota con una bureta, la disolución patrón (AgNO_3 0.1 M), observando con atención para identificar el punto final de la reacción de precipitación por él; cambio de color del indicador. (Ver figura 9.1)

Paso 5.- Anotar el volumen gastado de la disolución patrón

Paso 6.- Escribir la ecuación química balanceada

Paso 7. Realizar los cálculos estequiométricos para determinar la concentración de la disolución desconocida

Paso 8.- Reportar resultados

• CÁLCULOS Y REPORTE:



Figura 2.23. Método recomendado para la manipulación de la llave de una bureta.

- **RESULTADOS:**

- **CONCLUSIONES:**

5.- BIBLIOGRAFÍA:

Brown, Lemay, & Bursten

Química La ciencia Central
Novena Edición

Raymond Chang

Química

Sétima Edición

Gómez Chancasanampa, Isabel Roxana, Malpartida Aragón, Hugo Jair.

Manual de seguridad e higiene laboratorio químico y planta de cromado FAMA SEAL JET
– LIMA, 2008

Skoog, West, Holler y Crouch

Fundamentos de química analítica Octava
edición

Ricardo Vieira

Fundamentos de bioquímica 2003.

Galagovsky Kurman, Lydia

Química orgánica, Fundamentos teórico-prácticos para el laboratorio Buenos Aires,
Argentina.

6.- ANEXOS:

Introducción

Competencia de la práctica

Metodología

Bibliografía