



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	NORMAS DE SEGURIDAD E HIGIENE EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL	PRÁCTICA NÚMERO	1
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	
EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO		CANTIDAD	

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	CANTIDAD

SOFTWARE REQUERIDO

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR DE PROGRAMA EDUCATIVO



1.- INTRODUCCIÓN:

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

3.- TEORÍA:

NORMAS DE SEGURIDAD E HIGIENE EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL

COMPETENCIA:

Conocer las definiciones, las normas de seguridad y primeros auxilios en casos de emergencia en el laboratorio de química, para aplicarlos durante la realización de las actividades experimentales.

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

El desarrollo de las actividades experimentales en el laboratorio de química presenta una serie de características que las diferencian de las que se desarrollan en otras áreas o disciplinas. Los riesgos existentes tienen características particulares y consecuencias diferentes y que dependen de diversos factores como son las instalaciones, material, sustancias y equipo que se utiliza, así como las operaciones involucradas en el análisis químico. Por lo anterior, es primordial el conocimiento de las normas de seguridad, la forma correcta de manipular el equipo, material e instrumentos de medición, así como los riesgos asociados al incumplimiento de las reglas y procedimientos correspondientes, y sobre todo, tomar conciencia de trabajar de manera responsable y disciplinada atendiendo tanto el reglamento interno del laboratorio como el manual de procedimientos de la práctica experimental que se realiza.

Otro punto importante, es el conocimiento y aplicación de las técnicas, metodologías y procedimientos correctos para la manipulación del instrumental y equipo durante la realización del análisis, buscando minimizar el error en las mediciones para obtener resultados confiables y emitir conclusiones y recomendaciones objetivas y útiles para la toma de decisiones.

I. RECOMENDACIONES BÁSICAS PARA LA MANIPULACIÓN DE SUSTANCIAS QUÍMICAS.-

- a.** Leer la etiqueta o rótulo del envase para verificar qué sustancia está utilizando. Nunca utilizar sustancias desconocidas o sin rótulos.
- b.** Leer e interpretar cuidadosamente los riesgos y/o símbolos de peligro existentes en la etiqueta o rótulo del envase.



c. Si se utiliza el mechero bunsen u otra fuente intensa de calor, alejar ésta de los frascos con reactivos. Nunca deberá calentar productos inflamables con mechero. Cerrar la llave de gas cuando no se esté utilizando el mechero.

d. Conocer cómo reaccionan las sustancias químicas en una mezcla. No realice reacciones que no indique el manual y/o el instructor.

II. PELIGROS ORIGINADOS POR LA GENERACIÓN DE GASES TÓXICOS:

a. Evite inhalar vapores de productos químicos. Trabaje en una campana extractora siempre que use sustancias volátiles además de encender los extractores de gases.

b. Jamás se deberá oler sustancias para poder identificarlas. Procedimiento seguro: identificar la sustancia desconocida por otros sistemas o métodos.

1.- Ajustar correctamente la entrada de aire por medio del collar. La flama tendrá un cono interior azul y tendrá un poder calorífico adecuado

2.- Graduar la entrada de gas para evitar una llama excesiva.

c. No pipetear sustancias tóxicas por la boca (por peligro de inhalación y/o ingestión. Usar siempre propipetas, pipetas automáticas o dispensadores.

d. Nunca mezclar o combinar sustancias cuyos resultados son gases tóxicos, sin las medidas de seguridad necesarias. Utilice campana de gases, mascarilla, protección nasal u otros.

III. NORMAS DE SEGURIDAD DE PRODUCTOS QUIMICOS

a. Tener a la mano las hojas de datos de seguridad de los materiales (MSDS: MATERIAL SAFETY DATA SHEET), Son una fuente de información sobre las características físicas, propiedades químicas, los problemas de derrames y los cuidados en su manipulación.

b. No devolver nunca a los frascos de origen los sobrantes de los productos utilizados

c. Dejar que circule abundante agua cuando los productos químicos de desecho se viertan en la pila de desagüe, aún cuando estén debidamente neutralizados.

d. No tocar con las manos y menos con la boca, los productos químicos.

e. Los ácidos requieren un cuidado especial. Cuando requiera preparar disoluciones diluidas de ácidos nunca deberá agregar agua al ácido, sino al contrario, es decir, ácido sobre agua

f. Si se vierte sobre ti cualquier ácido o producto corrosivo lávate inmediatamente con abundante agua. bajo la regadera

g. Si se vierte cualquier reactivo o sustancia en tus ojos, lávate inmediatamente con abundante agua. En el lavadero para ojos



IV. PELIGROS EN EL USO DE PRODUCTOS CORROSIVOS

a. Nunca tomar las botellas de material cáustico o cualquier reactivo por su cuello. Sostener firmemente alrededor del cuerpo del envase con ambas manos o utilizar portador de botellas.

b. Al preparar las soluciones, los envases no deberán quedar en contacto directo con la mesa por el peligro de ruptura o derrame. Emplear un recipiente para colocar los envases en los cuales se preparará la solución. Esto evitará el derramarse, o el romperse el frasco o matraz la solución se derrame sobre el mesón. Realizar con precaución el trasvase de un recipiente a otro, utilizar un embudo en caso sea necesario.

MEDIDAS DE EMERGENCIA:

Para casos de derrame mantener a la mano neutralizantes, tales como bicarbonato de sodio (para los ácidos) y ácido acético (para los álcalis o bases).

ADVERTENCIA:

La neutralización sobre la piel de una persona por ninguna razón deberá efectuarse.

V. ROMBOS DE IDENTIFICACIÓN DE PELIGROS

EXPLOSIVOS



GASES COMPRIMIDOS





SUSTANCIAS OXIDANTES



Materia
Irritante



Materia
Venenosa



Materia
Corrosiva



SUSTANCIAS RADIATIVAS



VI. NORMAS REFERENTES A LA UTILIZACIÓN DE MATERIAL, EQUIPO E INSTRUMENTOS DE MEDICIÓN

BALANZAS.-

1. Cuando se determinen masas de productos químicos con balanzas, debe colocar la muestra en un pesa muestras o bien, utilice un vidrio de reloj. para evitar el ataque de los platos por parte de sustancias corrosivas.
2. Evitar cualquier perturbación que conduzca a un error en las mediciones, como vibraciones debidas a golpes, aparatos en funcionamiento, corriente de aire sobre los platos de la balanza, etc.

EQUIPO ELÉCTRICO O ELECTRÓNICO

1. Antes de poner en funcionamiento el equipo, debe leer cuidadosamente las instrucciones y manual operativo del mismo.
2. Verificar que las conexiones se encuentren en perfecto estado y conectados a tierra.



3. Asegúrense de que las manos estén siempre secas.
4. Al usar equipos eléctricos productores de altas temperaturas (chispas, resistencias, etc.) asegúrense de que no haya productos inflamables en las cercanías.

MATERIAL DE VIDRIO

1. Revisar que el material no esté dañado ni trizado para evitar lesiones en las manos
2. El vidrio caliente no se diferencia a simple vista del vidrio frío. Para evitar quemaduras, dejarlo enfriar antes trabajar con él.
3. Proteja sus manos con guantes de asbesto si manipulará material caliente, o bien pinzas cuando esto aplique en la operación.
4. Proteja sus manos con guantes o trapos antes de introducir un tapón a un tubo de vidrio o matraz.

VII. FORMAS CORRECTAS DE ACTUAR Y PRIMEROS AUXILIOS EN CASO DE UNA EMERGENCIA

a. FUEGO EN EL LABORATORIO

Por pequeño que sea el fuego, se debe evacuar el laboratorio, principalmente por la salida principal de no ser posible, entonces por la salida de emergencia. Comunicar a todos los compañeros de trabajo sin que se extienda el pánico y conservando siempre la calma.

- **Fuegos pequeños:** Si el fuego es pequeño y localizado, apagarlo utilizando un extintor adecuado, arena, o cubriendo el fuego con un recipiente de tamaño adecuado que lo ahogue. Retire los productos químicos inflamables que estén cerca del fuego. Nunca utilice agua para extinguir un fuego provocado por la inflamación de un disolvente.

- **Fuegos grandes:** Aislar el fuego y usar los extintores adecuados. Si el fuego no se puede controlar rápidamente, accione la alarma de fuego, avise al sistema de extinción de incendios y evacuar el edificio.

b. FUEGO EN EL CUERPO

- Si se te incendia la ropa, grita inmediatamente para pedir ayuda. Extiéndete en el suelo y rueda sobre ti mismo para apagar las llamas.

- No corras ni intentes llegar a la ducha de seguridad si no está muy cerca de ti.

- Es tu responsabilidad ayudar a alguien que se esté quemando. Cúbrelo con una manta antifuego, condúcelo hasta la ducha de seguridad, si está cerca, o hazle rodar por el suelo.

- No utilices nunca un extintor sobre una persona. Una vez apagado el fuego, mantén a la persona tendida, cuidando que no le de hipotermia. Nunca intentar despegar trozos de ropa adheridos a la piel abrasada.



- Mientras llega la asistencia médica, si el accidentado no ha perdido el conocimiento, es dale a beber un vaso de agua con un poco de bicarbonato de sodio y una pizca de sal; esta medida intenta compensar la pérdida de líquidos a través de la quemadura.

c. QUEMADURAS

• Quemaduras pequeñas

Las pequeñas quemaduras de primer grado, producidas por material caliente, baños, placas o mantas calefactoras, etc., se trataran lavando la zona afectada con chorro de agua fría o incluso en un cubo con agua y hielo durante 10-15 minutos. Se puede aplicar compresa y crema para aliviar el ardor y la tirantez de la piel.

Quemaduras graves

Las quemaduras más graves requieren atención médica inmediata. No utilice pomada grasa y espesa en las quemaduras graves. Limitase a colocar una gasa gruesa por encima, que le aisle del aire.

d. CORTADURAS

Los cortes producidos por la rotura de material de cristal deben lavarse bien con abundante agua corriente, al menos durante 10 minutos.

Observar y eliminar la existencia de fragmentos de cristal, en este caso se retira con gasa y pinzas.

Si los cortes son pequeños y dejan de sangrar en poco tiempo, lávelos con agua y jabón y cúbralos con una venda o gasa adecuada.

Si son grandes y no paran de sangrar, colocar una gasa en la herida, aplicando una presión firme mientras llega la asistencia médica lo más urgente posible.

e. DERRAME DE PRODUCTOS QUÍMICOS SOBRE LA PIEL

Los productos químicos que se hayan vertido sobre la piel han de ser lavados inmediatamente con agua corriente abundante, como mínimo durante 15 minutos. Las duchas de seguridad instaladas en los laboratorios serán utilizadas en aquellos casos en que la zona afectada del cuerpo sea grande y no sea suficiente el lavado en un fregadero. Es necesario sacar toda la ropa contaminada a la persona afectada lo antes posible mientras esté bajo la ducha. Recuerda que la rapidez en el lavado es muy importante para reducir la gravedad y la extensión de la herida. Proporcione asistencia médica lo más pronto posible.

- **Corrosiones en la piel por ácidos:** Corte lo más rápidamente posible la ropa. Lave con agua corriente abundante la zona afectada. Neutraliza la acidez con bicarbonato de sodio durante 15-20 minutos. Saca el exceso de pasta formada, seca y cubre la parte afectada con bálsamo oleo-calcáreo o parecido.

- **Corrosiones en la piel por álcalis:** Lave la zona afectada con agua corriente abundante y aclárala con una disolución saturada de ácido bórico o con una disolución de ácido acético al 1%. Seca y cubre la zona afectada con una pomada de ácido tánico.



- **Corrosiones en los ojos:** En este caso el tiempo es esencial (menos de 10 segundos). _Cuanto antes se lave el ojo, menos grave será el daño producido_. Lave los dos ojos con agua corriente abundante al menos durante 15 minutos en una ducha de ojos, y, si no hay, con un frasco para lavar los ojos. Es necesario mantener los ojos abiertos con la ayuda de los dedos para facilitar el lavado debajo de los párpados. No frotar nunca los ojos. Es necesario recibir asistencia médica, por leve e insignificante que parezca la lesión.

f. INGESTION DE PRODUCTOS QUIMICOS

Ante un posible envenenamiento de cualquier tipo, comunicarlo inmediatamente al supervisor. Antes de cualquier actuación concreta pide asistencia médica.

Si el paciente está inconsciente, colóquelo en posición inclinada, con la cabeza de lado, y échele la lengua hacia fuera.

Si está consciente, manténgalo apoyado. Tápelo con una manta para que no tenga frío.

Prepárese para practicarle la respiración boca a boca. No lo deje sólo.

No le de bebidas alcohólicas precipitadamente sin conocer la identidad del producto ingerido. El alcohol en la mayoría de los casos aumenta la absorción de los productos tóxicos.

No provoque el vómito si el producto ingerido es corrosivo.

Cualquiera que sea el producto ingerido, déle a beber un litro de agua para que así la concentración del tóxico sea menor.

Si el producto ingerido no es un ácido fuerte, un álcali fuerte o un derivado del petróleo, Provoque el vómito para expulsar el tóxico dándole a beber un vaso de agua tibia con bicarbonato o sal.

Cuando el producto ingerido es un ácido fuerte, un álcali fuerte o un derivado del petróleo, la acción corrosiva sobre el esófago hace que las lesiones que provocan se produzcan durante el vómito. _por esta razón no está indicado inducir el vómito.

Dar el antídoto. Suministrar otra sustancia que hace desaparece su acción nociva, entonces podemos suministrar cualquiera de los llamados antídotos universales. El más práctico es el de administrar claras de huevo en un litro de agua,

creando una película protectora de la mucosa gástrica. Una vez tomadas estas medidas, el intoxicado permanecerá recostado y bien abrigado,

g. INHALACION DE PRODUCTOS QUÍMICOS

- Conduzca inmediatamente la persona afectada a un sitio con aire fresco. Solicite asistencia médica lo antes posible. Al primer síntoma de dificultad respiratoria, inicie la respiración



artificial boca a boca. El oxígeno se ha de administrar únicamente por personal entrenado. Continúe la respiración artificial hasta que el médico lo aconseje.

- Trate de identificar el vapor tóxico. Si se trata de un gas, utilice el tipo adecuado de máscara para gases durante el tiempo que dure el rescate del accidentado. Si la máscara disponible no es la adecuada, será necesario aguantarse la respiración el máximo posible mientras se esté en contacto con los vapores tóxicos.

4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

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:



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	USO DE MATERIAL, EQUIPO E INSTRUMENTACIÓN DE MEDICIÓN	PRÁCTICA NÚMERO	2
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
BALANZA GRANATARIA	

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	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

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR DE PROGRAMA EDUCATIVO



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:

1. **Métodos gravimétricos**, Determinan la masa del analito o de algún compuesto relacionado químicamente con él.
2. **Métodos volumétricos**, Cuantifican el volumen de una solución que contiene reactivo suficiente para reaccionar por completo con el analito.



3. **Métodos electroanalíticos.** Miden propiedades eléctricas tales como el potencial, corriente, resistencia y cantidad de carga eléctrica,
4. **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.

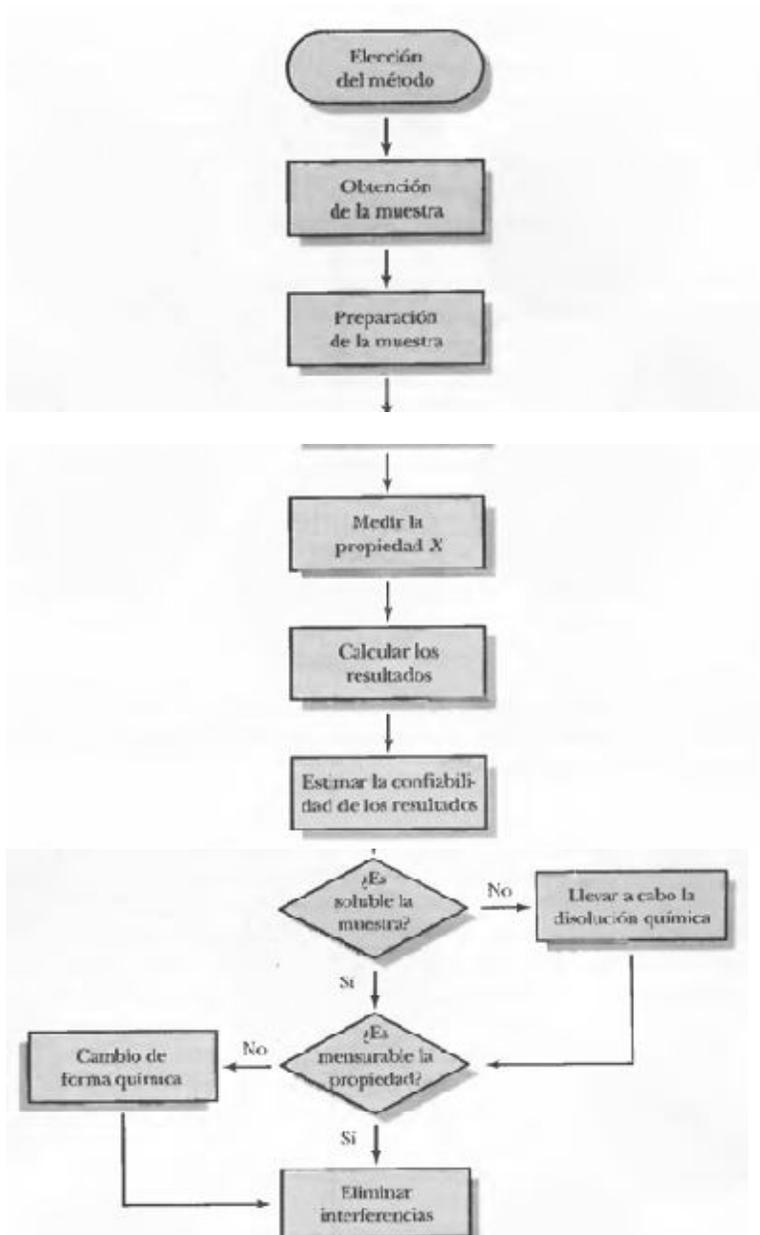


Figura 2.1 diagrama de flujo del procedimiento para un análisis químico



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.),

- a. Pesar una probeta de 100 ml sin muestra. Anotar la lectura como m_1 .
- b. Colocar en la probeta previamente pesada un determinado volumen (entre 40 y 80 ml) de la muestra. Anotar el volumen agregado y anotar la lectura como V_m .
- c. Pesar la probeta con la muestra y registrar la lectura como m_2 .
- d. Calcular la masa de la muestra: $m = m_2 - m_1$
- e. Calcular la densidad de la muestra:
- f. 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.)

- a. Determinar el volumen, por el principio de flotabilidad (para cuerpos irregulares); o por su geometría (para cuerpos regulares)
- b. Calcular la densidad de la muestra:
- c. Reportar resultados.

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

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

6.- ANEXOS:



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	MASA, MASA MOLAR Y MOL DE ELEMENTOS:	PRÁCTICA NÚMERO	3
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
BALANZA GRANATARIA	1

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	CANTIDAD
VIDRIO DE RELOJ	1
VASOS DE PRECIPITADOS DE 250 ML	5
ESPÁTULA	1
PINZAS	1
NaCl (s)	
SACAROSA	
HIERRO (EN CLAVOS)	
MONEDAS DE COBRE	
CARBÓN VEGETAL	
AGUA DESTILADA	

SOFTWARE REQUERIDO
N/A

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR DE PROGRAMA EDUCATIVO



1.- INTRODUCCIÓN:

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

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

3.- 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:

$$n=m/M$$

Dónde:

n= número de moles de sustancia

m= cantidad de la sustancia en gramos

M_o= 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,

N_A= número de Avogadro=6.02x10²³ entidades elementales

4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

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. Registre sus resultados y observaciones.

Paso 6. Calcule los electrones de valencia presentes en la muestra que pesó.

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

Fig. 3.1

Fuente: Raymond Chang, Química, Séptima edición

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

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:



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	MASA, MASA MOLAR Y MOL DE UNA SUSTANCIA	PRÁCTICA NÚMERO	4
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
BALANZA GRANATARIA	1

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	CANTIDAD
VIDRIO DE RELOJ	1
VASOS DE PRECIPITADOS DE 250 ML	5
BALANZA GRANATARIA	
ESPÁTULA	1
PINZAS	1
NaCl (s)	
SACAROSA	
AGUA DESTILADA	
BICARBONATO DE SODIO	

SOFTWARE REQUERIDO
N/A

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR DE PROGRAMA EDUCATIVO



1.- INTRODUCCIÓN:

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

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

3.- 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 (M_o) 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:

$$n = m/M$$

Dónde:

n = número de moles de sustancia

m = cantidad de la sustancia en gramos

M_o = 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,

N_A = número de Avogadro = 6.02×10^{23} entidades elementales

4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

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.

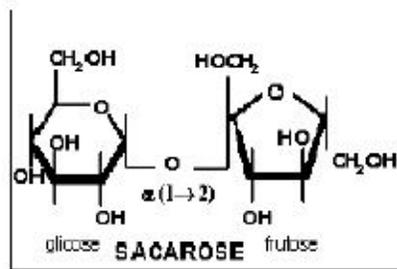


Fig. 4.1 Fórmula estructural de la sacarosa

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

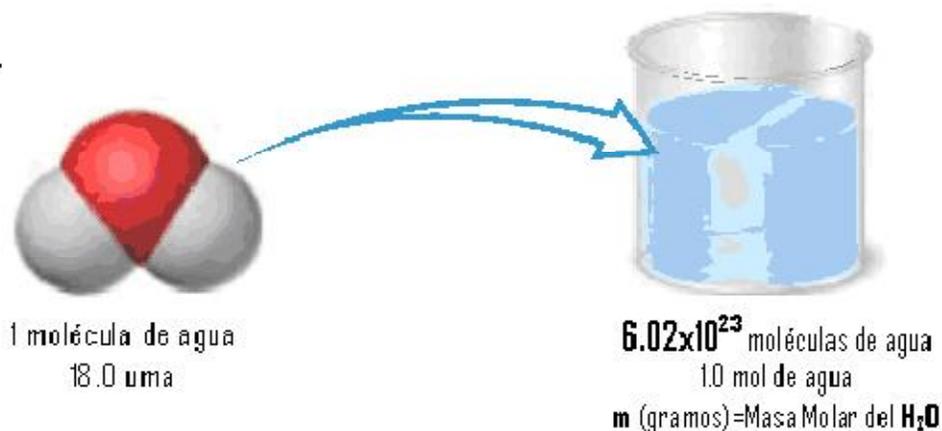
Paso 4.- Coloque la muestra de sacarosa y pese la cantidad que calculó en el paso 1,

Paso 5. Registre sus resultados y observaciones.

Paso 6.- Calcule el número de átomos de cada elemento que constituyen a la muestra que pesó.

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

- i. 0.15 mol de cloruro de sodio (sal de mesa),
- ii. 0.35 mol de bicarbonato de sodio y
- iii. 1.7 mol de agua.





Paso 8.-Reporte sus resultados, observaciones y conclusiones.

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

D) CONCLUSIONES:

5.- BIBLIOGRAFÍA:

1. 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:



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS	PRÁCTICA NÚMERO	5
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	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	6 M
IODURO DE POTASIO	0.1 M
ALAMBRE DE COBRE	
NITRATO DE PLOMO II	0.1 M
SUSPENSIÓN DE $Mg(OH)_2$ (LECHE DE MAGNESIA)	

SOFTWARE REQUERIDO
N/A

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR DE PROGRAMA EDUCATIVO



1.- INTRODUCCIÓN:

2.- 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.

3.- 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 si 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.

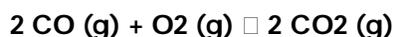
En términos de moléculas:	2 moléculas de hidrógeno	Reaccionan con	Una molécula de oxígeno	Para formar	Dos moléculas de agua
En términos de moles:	2 mol de moléculas de hidrógeno		Un mol de moléculas de oxígeno		Dos mol de moléculas de agua
En términos de masa:	4.04 g de hidrógeno		32.00 g de oxígeno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



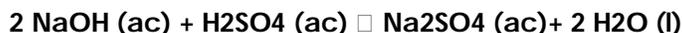
4) Reacciones de metátesis o doble desplazamiento.- Son aquellas en las cuales hay un intercambio de elementos o de radicales entre los compuestos reaccionantes.



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**.



4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

PARTE 1.-

Paso 1.- En un vaso de precipitados de 100 ml colocar aproximadamente 30 ml de una disolución de nitrato de plomo (II),

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

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

Paso 4.-Apoyándose en 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.

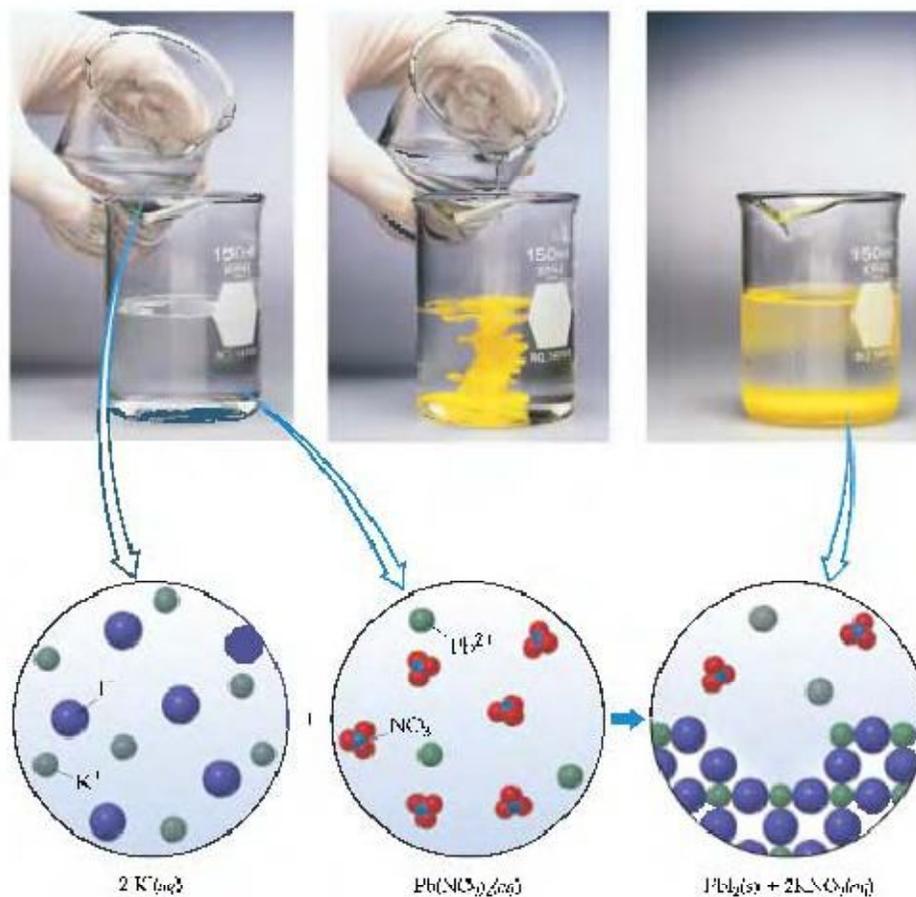


Figura 5.1

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

PARTE II.-

Paso 1. Colocar en un tubo de ensaye 5 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;



c. Escribir La ecuación química balanceada

d. Calcular la cantidad de plata depositada sobre el alambre

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

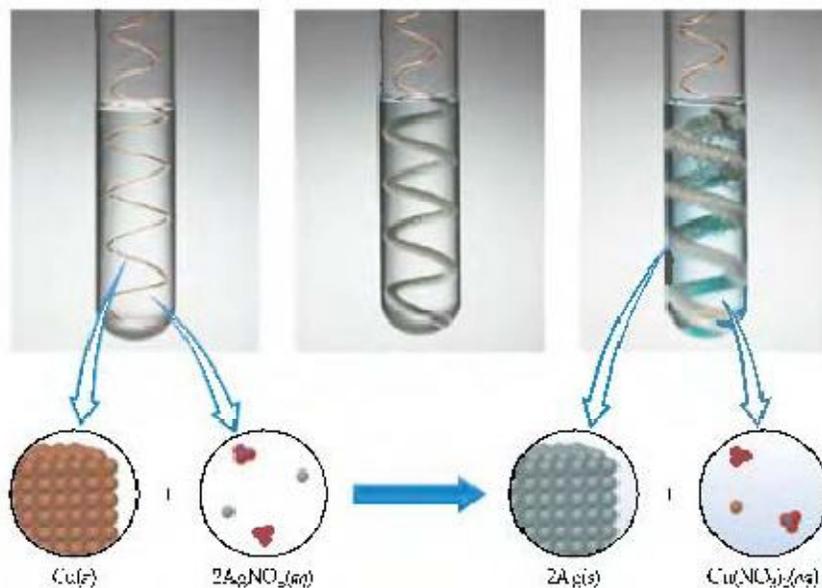


Figura 5.2

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

PARTE III.-

Paso 1.- En un vaso de precipitados de 100 ml coloque aproximadamente 30 ml de suspensión de $Mg(OH)_2$ (leche de magnesia).

Paso 2.- Agregue cuidadosamente una cantidad suficiente de HCl 6M, 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 5.3

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

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

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 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:



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUIMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRACTICA	LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA	PRACTICA NUMERO	6
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NUMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUIMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Balanza analítica o semianalítica	1
Matraz erlenmeyer de 250 ml	2
Probeta de 100 ml	1
Vaso de precipitados de 25 ml	1
Mortero con pistilo	1
Globos	2
Pipeta 10 ml	1

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	CANTIDAD
Alka-Seltzer	1 tableta
Bicarbonato de sodio	1.700 grs
Acido clorhídrico	
Agua destilada	
sulfato de cobre	
hidróxido de amonio	

SOFTWARE REQUERIDO
N/A

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR EDUCATIVO



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

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.



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

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 PRACTICA

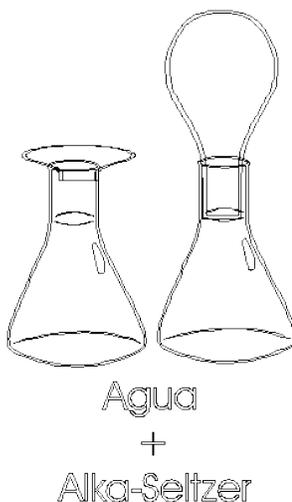
EXPERIMENTO #1

- 1) Pese el matraz erlenmeyer.
- 2) Coloque en el matraz erlenmeyer 20 ml de agua destilada empleando la probeta. Vuelva a pesar.
- 3) En el mortero triture con el pistilo una tableta de alka-seltzer.
- 4) Pese la tableta de alka-seltzer que trituró.
- 5) Pese el globo que va a ser utilizado.
- 6) A continuación vierta el polvo en el interior de un globo, teniendo cuidado de que no quede en las paredes exteriores del mismo.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

- 7) Embone la boca del globo con la del matraz erlenmeyer, asegurándose de que no caiga alka-seltzer dentro del matraz.
- 8) Vuelva a pesar para determinar la masa de todo el sistema.
- 9) Levante el globo para que el alka-seltzer caiga dentro del matraz y espere a que la reacción que se produce finalice.
- 10) Determine nuevamente la masa de todo el sistema.
- 11) Determine el diámetro del globo inflado.

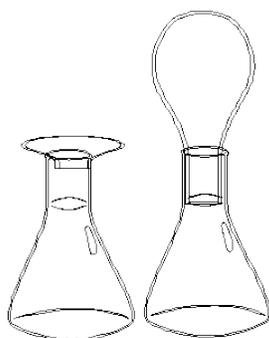


EXPERIMENTO #2

- 1) Coloque en un matraz erlenmeyer 10 ml de HCl, empleando la pipeta.
- 2) Coloque en el interior del globo 1,5 g aproximadamente de NaHCO_3 , teniendo cuidado de que no quede en las paredes exteriores del mismo.
- 3) A continuación vierta el polvo en el interior de un globo, teniendo cuidado de que no quede en las paredes exteriores del mismo.
- 4) Embone la boca del globo con la del matraz erlenmeyer, asegurándose de que no caiga NaHCO_3 dentro del matraz.
- 5) Determine la masa del todo el sistema.
- 6) Levante el globo para que el NaHCO_3 caiga dentro del matraz y espere a que la reacción que se produce finalice.
- 7) Determine nuevamente la masa del todo el sistema.



**UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA**



Ácido Clorhídrico
+
Bicarbonato de Sodio

10 ml HCL (36%) pesan 11.6 gr

EXPERIMENTO #3

- 1) En un vaso de precipitado mezcle el sulfato de cobre con hidróxido de amonio (reacción que se da de inmediato dando hidróxido de cobre), observe el cambio de color.
- 2) Agregue a la mezcla anterior ácido clorhídrico (la cual da una reacción formando cloruro de cobre) observe los cambios en el color.
- 3) Escriba las reacciones químicas, y balancéelas, explique la ley de la conservación de la materia.

B) CALCULOS Y REPORTE

C) RESULTADOS

D) CONCLUSIONES

La diferencia entre las masas iniciales y finales es causada por el efecto de flotación que se genera cuando el gas producido en la reacción desplaza aire atmosférico al inflarse el globo. Se comprueba la ley de la conservación de la materia. La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. La masa permanece constante pero el peso no. Se percibe la diferencia entre masa y peso.

E) CUESTIONARIO

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



**UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA**

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

Actividad	Masa inicial del sistema	Masa final del sistema
2		
3		

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.



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUIMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRACTICA	DIFERENCIAS ENTRE ELEMENTO, COMPUESTO Y MEZCLA	PRACTICA NUMERO	7
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NUMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUIMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Tubos de ensayo	3
Vidrios de reloj	2
Agitador	1
Anillo de hierro	1
Balanza granataria	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-REACTIVO REQUERIDO	CANTIDAD
Disulfuro de Carbono [CS ₂]	2 ml
Limadura de hierro	1.5 grs
Azufre en polvo	1 gr

SOFTWARE REQUERIDO
N/A

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR EDUCATIVO



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA

FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

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:



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRACTICA

EXPERIMENTO #1: Propiedades físicas del hierro y el azufre

- a) Coloque 0.5 g de limadura de hierro en un vidrio de reloj y describa sus propiedades físicas, que puedes identificar mediante una observación atenta.

0.5 g de limadura de Fe



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

Propiedades físicas del hierro: _____

- c) 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: _____

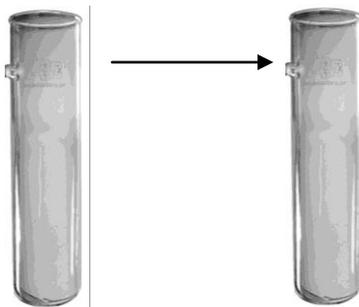
- d) Coloca 0.2 g de azufre en polvo en cada uno de los tubos de ensayo, agrega 2 ml de agua destilada (H_2O) al primero y 2 ml de disulfuro de carbono (CS_2) al segundo. Tapa los tubos y agítalos ligeramente. ¿En cuál líquido se disuelve el azufre? Anota tus observaciones.

Agregar S



Agregar 2 ml de H_2O al primer tubo

Agregar 2 ml de CS_2 al segundo tubo





**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA**

Observaciones: _____

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

- a) En un vidrio de reloj, mezcla 0.5 g de azufre en polvo con 0.5 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

- a) En una capsula de porcelana pon una pequeña cantidad de mezcla de azufre en polvo con limadura de hierro.
- b) Coloca la capsula obre la tela de asbesto y calienta con un mechero de Bunsen (el ambiente debe estar bien ventilado).
- c) Continúa el calentamiento hasta que no haya desprendimiento de gases.
- d) Deja enfriar y transfiere la sustancia obtenida a un mortero para triturlarla hasta que se polvorice.
- e) Observa el estado de agregación, color, brillo, olor y dureza de la sustancia obtenida. Acerca un imán.
- f) Investiga su solubilidad en agua destilada (H_2O) y disulfuro de carbono (CS_2)
- g) Anota tus observaciones.



**UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA**

1. Escribe las propiedades físicas de la sustancia obtenida.
2. La sustancia obtenida, ¿Es atraída por el imán?, ¿Puedes separar el hierro con el imán?
3. ¿Qué tipo de fenómeno se desarrollo durante el calentamiento de la mezcla de Fe y S?
4. Compara el tipo de sustancias (elemento, compuesto o mezcla) que hay antes y después de la modificación.

B) CALCULOS Y REPORTE

C) RESULTADOS

D) CONCLUSIONES

E) CUESTIONARIO

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 AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUIMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRACTICA	ENLACE QUIMICO	PRACTICA NUMERO	9
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NUMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUIMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Espátulas	4
Goteros	4
Agitador de vidrio	1
Circuito electrico	1
Vasos de precipitados	4

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO		CANTIDAD
Agua destilada	Metanol	
Acetona	Sacarosa	
Acido acético	Sulfato de cobre	
Amoniaco		
Cloruro de sodio		
Cromato de potasio		
Dicromato de potasio		
Etanol		
Glucosa		
Hidróxido de sodio		

SOFTWARE REQUERIDO
N/A

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR EDUCATIVO



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA

FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

1.- INTRODUCCION:

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 hidrogeno 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.- OBJETIVO (COMPETENCIA)

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

3.- TEORIA:

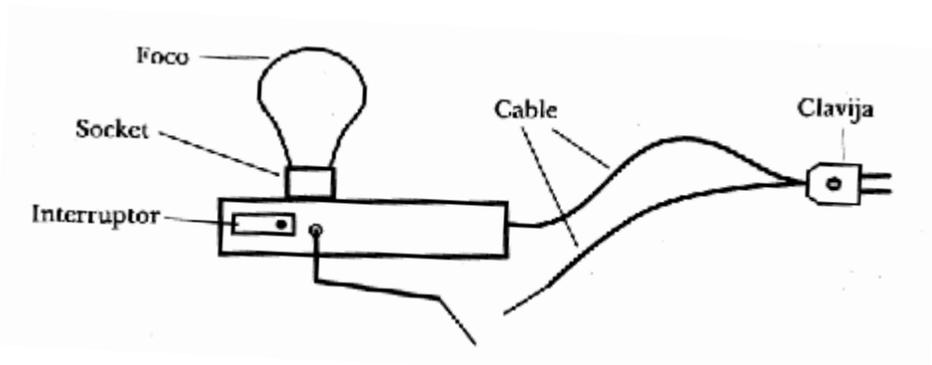
4.- DESCRIPCION:

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRACTICA

Arma un circuito simple como el de la siguiente figura:



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA



EXPERIMENTO #1: Clasificación de compuestos sólidos.

- 1) Primero conecta la clavija a la toma de corriente, asegúrate de que el interruptor esté en encendido y une los dos cables que no tienen aislante. El foco debe encender. Después acciona el interruptor del circuito.
- 2) Vierte aproximadamente 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitados, 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 vaso.
- 3) Ahora con una espátula agrega unos granitos de cloruro de sodio al agua, agita hasta que se disuelvan completamente. Prueba si la solución conduce la corriente eléctrica utilizando para ello el circuito.
- 4) Enjuaga las terminales con suficiente agua. Desecha la solución del vaso de precipitados, lávalo perfectamente y repite el experimento con las otras sustancias sólidas.
- 5) Cambia la espátula y el agitador para cada prueba o lávalos perfectamente.
- 6) Con los datos obtenidos llena la siguiente tabla:

SOLUCION	CONDUCTIVIDAD ELECTRICA	COMPUESTO IONICO	COMPUESTO COVALENTE
Cloruro de sodio			
Sulfato de cobre			
Sacarosa			
Hidróxido de sodio			
Cromato de potasio			
Dicromato de potasio			
Glucosa			



**UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA**

EXPERIMENTO #2: Clasificación de compuestos líquidos.

- 1) Vierte aproximadamente 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitados.
- 2) Con un gotero agrega 5 gotas de etanol al agua, agita hasta que se mezclen completamente.
- 3) Prueba si la solución conduce la corriente eléctrica utilizando el circuito.
- 4) Enjuaga las terminales con suficiente agua.
- 5) Desecha la solución del vaso de precipitados y lávalo perfectamente.
- 6) Repite el experimento con los otros compuestos líquidos.

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

- 7) Con los datos obtenidos llena la siguiente tabla:

SOLUCION	CONDUCTIVIDAD ELECTRICA	COMPUESTO IONICO	COMPUESTO COVALENTE
Etanol			
Metanol			
Acido acético			
Acetona			
Amoniaco			
Acido sulfúrico			

B) CALCULOS Y REPORTE

C) RESULTADOS

D) CONCLUSIONES

E) CUESTIONARIO



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

1. Cita cinco metales y cinco no metales que tengan características para formar compuestos iónicos.
2. Nombra por lo menos un compuesto iónico que esté formado por elementos no metálicos.
3. Señala las principales características de los compuestos covalentes.
4. Describe las principales diferencias entre los compuestos no iónicos y los covalentes moleculares.

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.



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES ACUOSAS: COMPOSICIÓN PORCENTUAL PARTES POR MILLÓN	PRÁCTICA NÚMERO	6
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	
EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO		CANTIDAD	
BALANZA GRANATARIA		1	

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	CANTIDAD
VIDRIO DE RELOJ	2
MATRAZ VOLUMÉTRICO DE 100, 50 Y 25 ml	1
PISETA	1
ESPÁTULA	2
NaCl (s)	
SACAROSA	
NaHCO ₃	
VINAGRE	
AGUA DESTILADA	

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



1.- INTRODUCCIÓN:

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

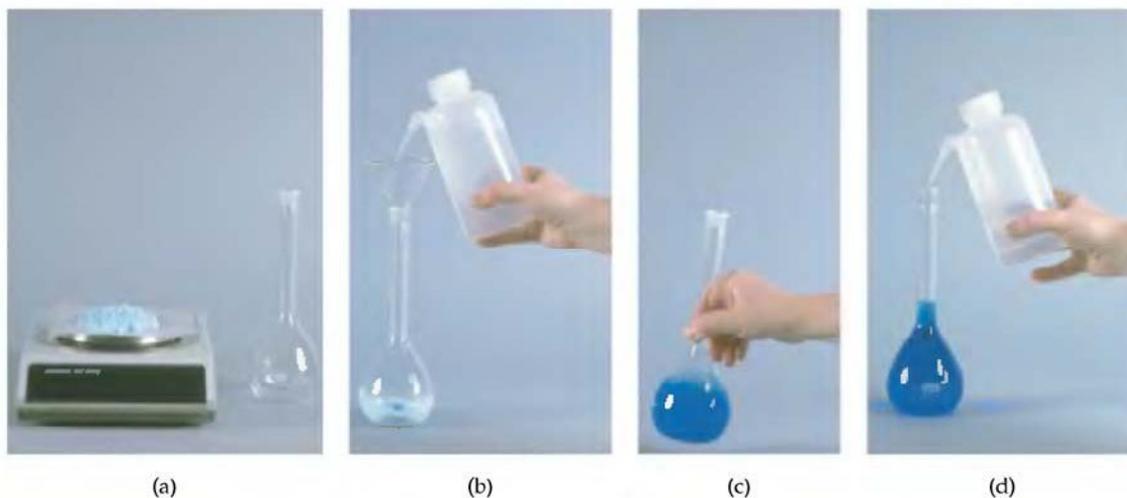
Paso 6.- Verifique que se ha disuelto el soluto, si es necesario agregue un poco mas de agua destilada

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.



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 mas 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 de 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.

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

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



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA ENSENADA

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	PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES ACUOSAS: CONCENTRACIÓN MOLAR Y CONCENTRACIÓN MOLAL	PRÁCTICA NÚMERO	7
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	2
MATRACES VOLUMÉTRICOS AFORADOS A 100 ml	2
ESPÁTULA	2
PICETA	1
NaCl (s)	
NaHCO ₃	
AGUA DESTILADA	

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



1.- INTRODUCCIÓN:

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.

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.

Molaridad

Es la relación entre los moles de soluto y el volumen de la disolución expresado en litros

$$\text{Molaridad} = n_{\text{soluto}} / V_{\text{disolución}} \text{ (L)}$$

Molalidad

La molalidad es el número de moles de soluto disueltas en 1000 gramos de un disolvente, es decir,

$$\text{Molalidad} = n_{\text{soluto}} / m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}$$

Es la relación entre los moles de soluto y el volumen de la disolución expresado en litros



4.- DESCRIPCIÓN

A) PROCEDIMIENTO Y DURACION DE LA PRÁCTICA:

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 de NaCl 0.18 M

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 mas 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 7.1)

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.

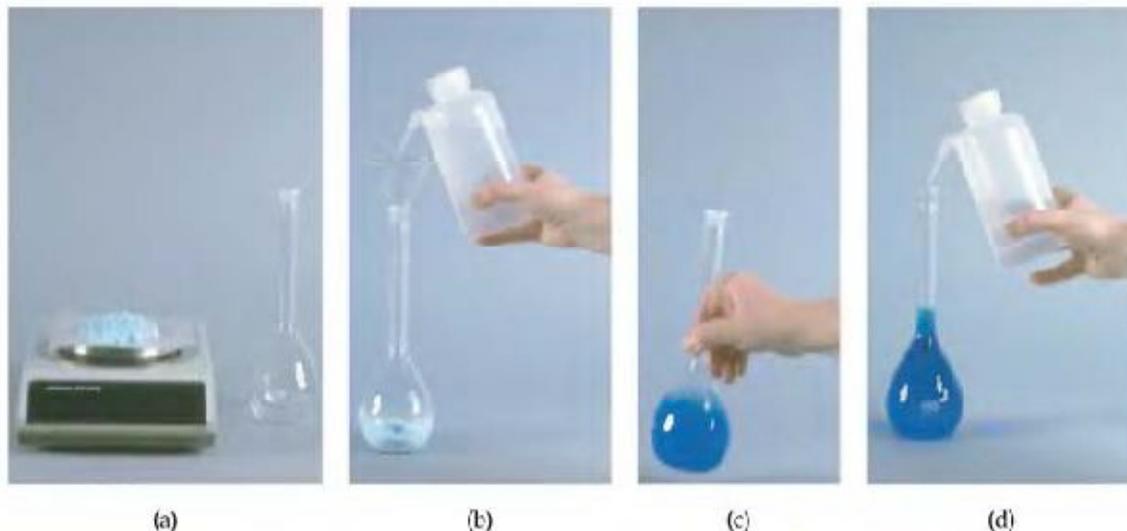


Figura 7.1: Pasos para la preparación de disoluciones acuosas



PARTE II PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE NaHCO_3 0.6 molal (0.6 m)

Paso 1.- Efectúe los cálculos correspondientes para determinar que masa de **NaHCO_3** debe disolver en de agua destilada para preparar 50 gramos de una disolución 0.6 molal.

Paso 2.- Pese el matraz volumétrico en el que preparará la disolución.

Pese la cantidad de **NaHCO_3** que requiere, según sus cálculos en el paso 1.

Paso 3.- Deposite cuidadosamente en el matraz la muestra de **NaHCO_3**

Paso 4. Agregue cuidadosamente un poco de agua destilada al matraz volumétrico que contiene la muestra de **NaHCO_3** ,

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 mas de agua destilada

Paso 7. Si ya se disolvió completamente el soluto, agregue cuidadosamente la cantidad de agua destilada con la piseta hasta obtener la masa final de 50 gramos de la solución

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.

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

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:



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



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:

1. Transformar la masa conocida en gramos de una sustancia en el número de moles correspondiente,
2. 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.
3. Reconvertir los datos obtenidos en moles en las unidades métricas que precisa la respuesta y verifique que el resultado obtenido sea razonable en términos físicos.

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

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

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de la reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendría si reaccionara todo el reactivo limitante. Por tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación química



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

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, los químicos utilizan el término rendimiento porcentual, que describe la proporción de rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. 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 5.0 g de NaHCO_3 y colocarlos en un vaso de precipitados de 100 ml

Paso 2.- Agregar cuidadosamente, gota a gota, depositándolo por la pared del vaso de pp 20 ml de HCL 1.0 M

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 .

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:



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:



REQUERIMIENTOS PARA REALIZACION DE PRÁCTICAS EDUCATIVAS EN LABORATORIOS DE LA FIE

NOMBRE DE LA MATERIA	QUÍMICA GENERAL	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	VALORACIONES DE DISOLUCIONES ACUOSAS	PRÁCTICA NÚMERO	9
PROGRAMA EDUCATIVO		PLAN DE ESTUDIO	
NOMBRE DEL PROFESOR/A		NÚMERO DE EMPLEADO	
LABORATORIO	QUÍMICA	FECHA	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
BALANZA GRANATARIA	1

MATERIAL-REACTIVO REQUERIDO	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	
NOMBRE Y FIRMA DEL PROFESOR	NOMBRE Y FIRMA DEL COORDINADOR DE PROGRAMA EDUCATIVO



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 el 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



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

B) CÁLCULOS Y REPORTE:

C) RESULTADOS:

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: