



Guía de Laboratorio

Química 1

Guía de Laboratorio
Química

Primera edición digital
Huancayo, abril de 2018

De esta edición

© Universidad Continental, Oficina de Gestión Curricular

Av. San Carlos 1795, Huancayo-Perú

Teléfono: (51 64) 481-430 anexo 7361

Correo electrónico: recursosucvirtual@continental.edu.pe

<http://www.continental.edu.pe/>

Versión en PDF, disponible en <http://repositorio.continental.edu.pe/>

Cuidado de edición

Jullisa Falla Aguirre, Fondo Editorial

Diseño y diagramación

Yesenia Mandujano, Fondo Editorial

Todos los derechos reservados.

Cada autor es responsable del contenido de su propio texto.

La *Guía de Laboratorio*, recurso educativo editado por la Oficina de Gestión Curricular, puede ser impresa para fines de estudio.

Índice

Reconocimiento de normas de bioseguridad en el Laboratorio	4
Práctica 1. Reconocimiento de materiales de laboratorio	8
Práctica 2. Espectros	15
Práctica 3. Reconocimiento de los elementos de la tabla periódica	20
Práctica 4. Propiedades de los elementos de la tabla periódica	24
Práctica 5. Enlace químico	31
Práctica 6. Síntesis de compuestos inorgánicos I	39
Práctica 7. Síntesis de compuestos inorgánicos II	45
Práctica 8. Reacciones químicas	51
Práctica 9. Estequiometría	58
Práctica 10. Fórmulas químicas	65
Práctica 11. Ácido-Base	72
Referencias bibliográficas	80

RECONOCIMIENTO DE NORMAS DE BIOSEGURIDAD EN EL LABORATORIO

1. Tema

Reconocimiento de normas de bioseguridad en el laboratorio

2. Propósito

- El estudiante reconoce las normas de seguridad en el laboratorio.
- El estudiante fomenta el espíritu de trabajo, la observación y la responsabilidad en forma individual y grupal.

3. Fundamento teórico

El Laboratorio de Química es una excelente oportunidad para que el estudiante aprenda a relacionar los temas desarrollados en la teoría con sus propias observaciones experimentales, con una visión analítica y crítica. Por esta razón, debe considerarse un trabajo serio y responsable.

Al ingresar al Laboratorio, se espera que el estudiante haya leído con suficiente anticipación el tema de la práctica correspondiente; para ello se publicará y se entregará oportunamente el programa con el cronograma preparado para el Semestre.

Antes de iniciar la experiencia, los estudiantes responderán una prueba sencilla, durante 10-15 minutos, la cual permitirá evaluar el conocimiento del tema.

Las mesas de trabajo estarán conformadas por cuatro estudiantes, quienes compartirán tareas, pero harán sus propias anotaciones y sus propios cálculos. La revisión de estas anotaciones es un aspecto a considerar para la evaluación.

El éxito de un experimento se basa en la observación acuciosa de los fenómenos que ocurren, en el orden correcto de los pasos de cada procedimiento, la nitidez y habilidad para la manipulación de los aparatos, en la adquisición de buenos hábitos, que son la base de la formación del científico o ingeniero, pero lo más importante de todo es que el estudiante **PIENSE Y RAZONE**.

Los experimentos de laboratorio no son una repetición memorizada de las guías. Estas tienen por objeto seguir las indicaciones de cada experiencia, cuyo mayor ingrediente es el **RACIOCINIO** e inteligencia del estudiante para llegar al conocimiento adecuado de un principio químico.

Conviene entonces que el estudiante conozca:

Lo que debe hacer

- Leer con anticipación la guía práctica
- Anotar los datos y las medidas en el cuaderno de notas y en el reporte de resultados correspondiente en el Material de trabajo, que deberá entregarlo al profesor al término de su trabajo.
- Es un pésimo hábito anotar datos en pedazos de papel para después pasarlos al cuaderno.
- Consultar con el profesor cuando una operación o reacción química no esté explicada.
- Si se ha producido fuego, apagarlo con un paño. Conocer el lugar de ubicación del extinguidor y el manejo de este.
- Utilizar gafas de protección cuando se manipulan compuestos químicos peligrosos.
- Leer con cuidado los rótulos y las etiquetas de los reactivos químicos.
- Dejar limpios los materiales y la mesa de trabajo después de terminada la práctica.
- Limpiar de inmediato el sitio donde se ha derramado un compuesto químico.
- Abrir el caño para diluir los ácidos o soluciones sobrantes que se vierten al lavadero. Recordar que los mayores desperfectos de las tuberías de desagüe provienen del incumplimiento de esta norma.
- Depositar los papeles inservibles, palos de fósforos y otros sólidos sobrantes en el cesto de la basura.
- Informar al profesor sobre cualquier accidente por pequeño que este sea.
- Familiarizarse con los materiales de vidrio y otros, así como con la forma correcta de operar la mayoría de pasos en un experimento. En el laboratorio, hay un conjunto de dibujos que explicarán mejor todos estos aspectos.

Lo que no debe hacer

- Ser foco de conversación o ruido que molesta a sus compañeros.
- Realizar experiencias que no están en las Guías. Las experiencias no autorizadas están prohibidas. Evitar ser la causa de un accidente.
- Arrojar desperdicios sólidos al lavadero, para ello está el cesto de la basura.
- Tocar los compuestos químicos o soluciones, salvo que esté autorizado y enterado de cómo hacerlo.
- Para encender el mechero primero debe prender el fósforo, luego abrir la llave del gas, mover el fósforo encendido hacia la parte superior del mechero. Realizar esta operación con mucho cuidado y asegurarse de que el cerillo no se apague antes de que el mechero Bunsen se encienda.

- Devolver reactivos o soluciones sobrantes a sus frascos originales.
- Evitar malograr los reactivos.

Importante



- Use guardapolvo, mascarilla, lentes y gorro para protegerse de las salpicaduras de sustancias químicas o soluciones.
- Evite venir al laboratorio con ropa o prendas finas.

4. Evaluación

Una práctica de laboratorio se evalúa sobre un máximo de 20 puntos, de los cuales el estudiante puede obtener 8 puntos si responde correctamente la prueba inicial, los 12 puntos restantes se evalúan en función de los siguientes criterios:

- Calidad de las observaciones y anotaciones.
- Resultados de los experimentos.
- Calidad de las consultas hechas a los instructores.
- Habilidad para el manejo de los materiales y reactivos.
- Cuidado en el ensamble de los dispositivos de experimentación.
- Grado de exactitud de las mediciones realizadas.
- Limpieza de la mesa de trabajo.
- Comportamiento en el laboratorio.

Nota

La ruptura o daño de los equipos, materiales y herramientas es de completa responsabilidad de los estudiantes. Dichos materiales serán repuestos en un plazo de 24 horas, para ello deberán coordinar con el responsable del Laboratorio de Química y Biología.



Seguridad en el laboratorio

- Para lograr que el Laboratorio sea un lugar seguro y eficiente, se deben cumplir algunas reglas.
- Los productos químicos no se arrojarán al tacho de la basura; las sales solubles deberán ser disueltas en agua y vaciadas en el desagüe; los materiales insolubles se vaciarán en un vaso de precipitación u otro recipiente destinado específicamente para ese fin.
- Si tiene dudas sobre cómo desechar un producto químico en particular, pregúntele a su profesor.
- No toque ningún producto químico con las manos al descubierto ni con su ropa. Si accidentalmente cae un producto químico sobre su piel, lavar inmediatamente la parte afectada con abundante agua fría.
- Cualquier derrame de sustancias en la mesa debe limpiarse inmediatamente.
- En los experimentos que se liberan gases corrosivos jamás deben probarse o respirar los vapores tóxicos; trabajar siempre en la campana.
- Cuando se está calentando un tubo de ensayo nunca debe apuntarse hacia una persona.
- Cuando introduzca un tubo de vidrio a través de un tapón de jebes o de corcho, realice el siguiente procedimiento: Primero lubrique bien el tubo con glicerina, después enrolle una toalla alrededor del tubo e insértelo en el tapón.
- No deben realizarse experimentos si estos no están autorizados. Cuando tenga dudas, consúltelas con el profesor.
- En caso de salpicadura de un reactivo o un ácido a los ojos o a la piel, lave la parte afectada inmediatamente con abundante agua y con una solución diluida de bicarbonato de sodio, luego enjuagar con abundante agua.
- Si la salpicadura es una BASE, lavar la parte afectada con agua, enjuagarla con ácido bórico y finalmente con abundante agua corriente.
- Para quemaduras de la piel use una solución de ácido pícrico o úntese con pomada de picrato de butesín.
- Para pequeños cortes en los dedos, lave la herida con un poco de agua oxigenada y dé unos toques con aseptil rojo, cubra la herida con una curita.
- En términos generales, comuníquese enseguida al PROFESOR cualquier ACCIDENTE que haya ocurrido para que él disponga las medidas a tomar de inmediato.

PRÁCTICA 1

RECONOCIMIENTO DE MATERIALES DE LABORATORIO

1. Propósito de la práctica

- El estudiante reconoce los materiales de laboratorio, su uso y sus funciones.
- El estudiante realiza experimentos donde se desarrollan las operaciones básicas más comunes que se trabajan en el Laboratorio.

2. Fundamento teórico

La química como ciencia eminentemente práctica está fundamentada en resultados experimentales.

Estos resultados experimentales cuidadosamente controlados se efectúan en los laboratorios.

Un experimento es un proceso controlado que se realiza en condiciones bien específicas de un fenómeno para investigar sus leyes, sus causas o demostrar una ley general.

Experimentar es hacer prácticas de laboratorio para descubrir, demostrar ciertos fenómenos o principios científicos; el estudiante de química debe revisar con anterioridad la Guía de Laboratorio para saber qué se va a realizar.

Todo estudiante de química para ingresar al laboratorio debe cumplir las normas de seguridad, por ello debe estar debidamente protegido, debe ser prudente, ordenado en sus prácticas de laboratorio y pensar que su trabajo es una labor de investigación, por lo tanto, debe considerarlo como un trabajo muy serio.

3. Materiales y reactivos

3.1. Por su uso específico

3.1.1. Materiales de medición (Figura 1)

- Probetas graduadas
- Bureta, pipetas
- Vasos de precipitado
- Fiola
- Papeles indicadores

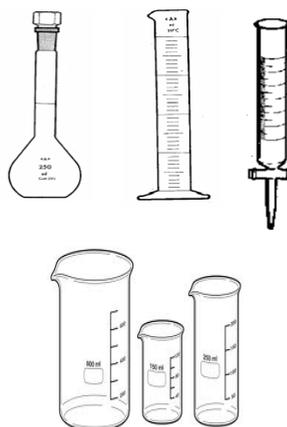


Figura 1

3.1.2. Instrumentos para medición (Figura 2)

- a) Balanzas: de brazo, eléctrica, digital y analítica
- b) Densímetros o aerómetro
- c) Potenciómetro
- d) Termómetros



Figura 2

3.1.3. Materiales para separación (Figura 3)

- a) Embudos: de vástago corto y largo
- b) Embudos Büchner
- c) Peras de separación o decantación
- d) Papel de filtro
- e) Tamices metálicos



Figura 3

3.1.4. Equipos de separación (Figura 4)

- a) De secado
- b) De filtración
- c) Centrífugas, decantadores, de evaporación, de imantación
- d) De destilación, refrigerantes

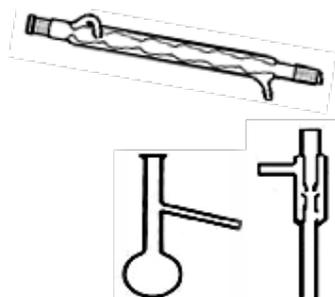


Figura 4

3.1.5. Materiales variados (para combinación, reacción y mezclas) (Figura 5)

- a) Tubos de prueba
- b) Vasos de precipitado
- c) Balones de fondo plano o esférico
- d) Crisoles
- e) Cápsulas
- f) Matraz Erlenmeyer
- g) Lunas de reloj

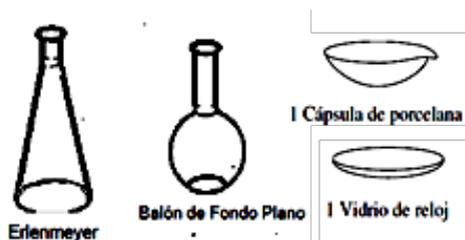


Figura 5

3.1.6. Materiales de calentamiento (Fig. 6)

- a) Mecheros de bunsen y alcohol
- b) Estufas
- c) Mufla eléctrica
- d) Planchas eléctricas

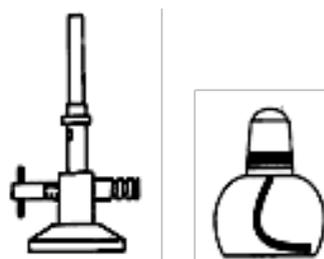


Figura 6

3.1.7. Materiales de sostén o soporte (Fig. 7)

- a) Soporte universal
- b) Rejillas
- c) Pinzas
- d) Trípodes
- e) Nueces
- f) Gradilla
- g) Anillo de extensión

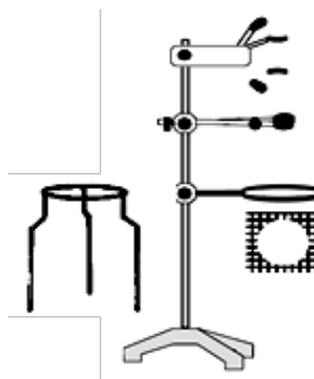


Figura 7

3.1.8. Materiales para conservación (Fig. 8)

Frascos para reactivos (de polietileno y vidrios transparentes y oscuros)

- a) Desecadores
- b) Goteros

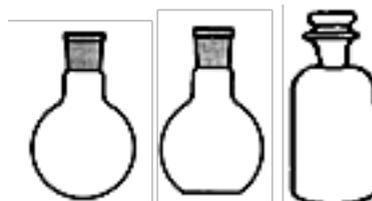


Figura 8

3.1.9. Materiales para usos diversos (Fig. 9)

- a) Varillas de vidrio
- b) Mangueras de goma
- c) Espátulas
- d) Escobillas para tubo de ensayo
- e) Tubo de desprendimiento
- f) Tapones de goma o corcho
- g) Morteros de vidrio y porcelana

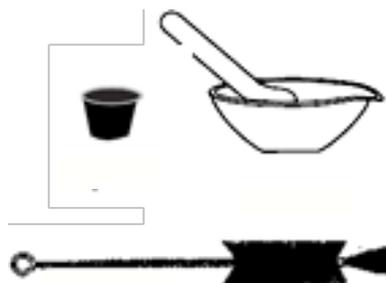


Figura 9

3.2. Por la clase de material empleado en su fabricación

- a) Madera: Gradillas para tubos, Soportes para embudos
- b) Vidrio: Vasos de precipitación, tubos de ensayo, etc.
- c) No metálico: Crisoles, cápsulas, etc.
- d) Acero: Material de alta resistencia física, es una mezcla de hierro, cromo, níquel, bronce, latón, carbón (soporte universal, pinzas, etc.)
- d) Plástico: Pisetas, probetas, etc.

Nota de seguridad



Antes de comenzar cualquier trabajo experimental, es necesario que el estudiante conozca el material que va a utilizar. Cada uno de los materiales tiene una función y su uso debe ser acorde con la tarea a realizar. La utilización inadecuada de este material da lugar a errores en los resultados obtenidos en las diferentes experiencias realizadas.

4. Aplicación en operaciones básicas de laboratorio

Reactivos

CuSO₄ , Arena, Agua destilada

Materiales

Todos los trabajados anteriormente.

5. Procedimiento experimental

Experimento 1

1. Colocar 3 g de sulfato de cobre en una luna de reloj y pesarla en la balanza digital, previamente pulsar la función (T) Tara.
2. Registrar el peso de la cápsula de porcelana.
3. Medir 10 ml de agua destilada en una probeta, enrasar con un gotero considerando el ángulo de lectura correcta y el menisco.
4. En un vaso de precipitado colocar el agua destilada y el sulfato de cobre y disolver con ayuda de la varilla de vidrio hasta obtener una mezcla homogénea, luego hacer el trasvase a la cápsula y llevar a evaporación hasta recuperar la sal. Con la pinza metálica llevar la cápsula a una rejilla y dejarla enfriar.

5. Registrar el peso de la cápsula con sulfato de cobre, determinar la cantidad de sulfato de cobre recuperada y hallar el porcentaje de error.

Experimento 2

1. Colocar 3 g de arena en una luna de reloj y pesarla en la balanza digital, utilizar la tara (T).
2. Registrar el peso del papel filtro.
3. En un vaso echar 20 ml de agua destilada y la arena, mezclar con ayuda de la varilla hasta obtener una mezcla heterogénea, luego separar por el método de filtración. Utilizar el equipo de filtración.
4. Colocar el papel filtro con la arena en una cápsula, llevar a secar en una estufa. Retirar la cápsula de la estufa con la pinza metálica y dejar enfriar.
5. Registrar el peso total del papel filtro y la arena, determinar la cantidad de arena recuperada y hallar el porcentaje de error.

Fórmula para hallar el porcentaje de error.

$$\text{Error absoluto} = V_m - V_r \quad \begin{cases} \text{Error absoluto (+) Por exceso} \\ \text{Error absoluto (-) Por defecto} \end{cases}$$

$$\text{Error relativo} = \frac{\text{Error absoluto}}{\text{Valor real}}$$

$$\% \text{ Error} = \text{Error relativo} \times 100$$

Donde:

V_m = Valor medido

V_r = Valor real

7. Cuestionario

- a) Explique qué se entiende por menisco y dé un ejemplo.
- b) Determine las partes del mechero de Bunsen y explique las llamas de combustión
- c) Elabore una instrucción de manejo del mechero de bunsen.
- d) Investigue para qué se emplea la destilación y qué materiales se usan para efectuarla.
- e) ¿Cuáles son tus observaciones y conclusiones de la práctica realizada?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 1

RECONOCIMIENTO DE MATERIALES DE LABORATORIO

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / / 2018

Duración: 45 minutos

Integrantes

1.

2.

3.

4.

Instrucciones

Responda de manera clara y concreta las siguientes preguntas relacionadas con la práctica.

1. Investigue y grafique cada uno de los materiales de laboratorio e indicar el tipo de material y el uso de los materiales de laboratorio que usted considere son los más utilizados. (4 pts.)
2. Aplicación de las operaciones básicas
 - a) Sulfato de cobre: (4 pts.)

Experimento 1	Datos
Peso inicial de la muestra	
Volumen del líquido	
Peso inicial de la cápsula	
Peso total	
Peso de la muestra recuperada	
Porcentaje de error	

b) Arena (4 ptos.)

Experimento 2	Datos
Peso de la muestra inicial	
Peso del papel filtro inicial	
Peso total	
Peso de la muestra recuperada	
Porcentaje de error	

3. Responda a las siguientes preguntas (4 ptos.):

a) Los materiales de laboratorio se utilizan para

.....

b) Existen materiales de vidrio que se pueden calentar, dé ejemplos

.....

c) De acuerdo al tipo de material de fabricación, los instrumentos de laboratorio se clasifican en:

.....

d) Los instrumentos que miden con mayor exactitud los volúmenes de líquidos son (ordénelos de mayor a menor exactitud):

.....

4. Conclusiones (2 ptos.)

.....

5. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 ptos.)

PRÁCTICA 2

ESPECTROS

1. Propósito

- El estudiante identifica en la Tabla Periódica algunos elementos químicos representativos de las principales familias.
- El estudiante determinar las características físicas como estado físico, color y densidad de algunos elementos con el fin de identificarlos.

2. Fundamento teórico

2.1. Estructura atómica

En la historia del desarrollo de la teoría de la estructura atómica hubo en esencia tres grandes pasos:

- El descubrimiento de la naturaleza eléctrica de la materia.
- El descubrimiento de que el átomo consiste en un núcleo rodeado de electrones.
- El descubrimiento de las leyes mecánicas que gobiernan la conducta de los electrones.

2.2. Espectros de absorción y emisión

Son las huellas digitales de los elementos. Cada elemento posee una serie única de longitudes de onda de absorción o emisión.

Un espectro de emisión se obtiene por el análisis espectroscópico de una fuente de luz, puede ser una llama o un arco eléctrico.

Así, cuando los gases se calientan, se excitan sus átomos o moléculas, por ejemplo, He, Ne, Ar, N, H, entre otros; emiten luz de una determinada longitud de onda.

Este fenómeno es causado, fundamentalmente, por la excitación de átomos por medios térmicos o eléctricos. Cuando se calientan sales de determinados elementos en una llama, Son ejemplos de espectros de emisión las llamas producidas por el calentamiento de sales de determinados elementos. En realidad, todo material sólido al calentarse a un promedio de 1600 °C emite luz visible.

La energía absorbida induce a los electrones que se encuentran en un estado fundamental a un estado mayor de energía. El tiempo de vida de los electrones en esta situación meta estable es corto y vuelve a un estado de excitación más bajo o al estado fundamental, la energía absorbida se libera bajo la forma de luz.

En algunos casos, los estados excitados pueden tener un periodo de vida apreciable, como el caso de la emisión de luz continúa, después de que la excitación ha cesado, a este fenómeno se le denomina fosforescencia.

a) Mechero Bunsen

Es una fuente calorífica muy empleada en el laboratorio. Este instrumento quema gases, combustibles como el metano, el propano, el butano, etc.

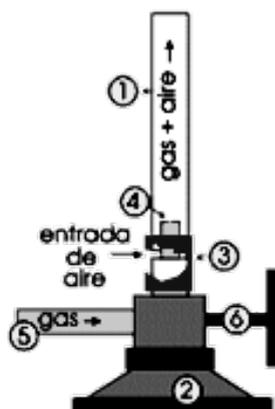
Características de la llama del mechero Bunsen

En principio se debe señalar que la llama del mechero se produce por la combustión del gas propano (metano o butano), la cual se realiza por la presencia del oxígeno en el aire. Las reacciones que producen se conocen como combustión incompleta y combustión completa.

De acuerdo a estos dos tipos de combustión se pueden producir dos clases de llamas: luminosa y no luminosa.

En la figura se muestran las partes del mechero:

1. Cañón
2. Pie
3. Virola
4. Chiclé
5. Entrada de gas
6. Llave



3. Parte experimental

3.1. Materiales

- 1 mechero Bunsen
- 7 tubos de ensayo 13 x 100
- 6 lunas de reloj
- 1 gradilla
- Alambre de nicrom n.º 14 (traer 1,5 m cada grupo, cortados cada 10 cm)

3.2. Reactivos

SrCl ₂	BaCl ₂
NaCl	LiCl
CaCl ₂	CuCl ₂
KCl	HCl(cc)
	CuO

4. Procedimiento

- Encienda el mechero de Bunsen, regule y genere una llama no luminosa.
- Coloque el extremo argollado de uno de los alambres de nicrom en la parte más caliente (zona de mayor temperatura o cono externo) de la llama, observe el color amarillo que se produce, será necesario eliminarlo para ello introducirlo en ácido clorhídrico concentrado y llevar a la llama observando la coloración.
- Repetir esta operación cuantas veces sea necesario hasta que el color amarillo de la llama desaparezca.
- Una vez limpio el alambre, introdúzcalo nuevamente en el ácido y luego en la sustancia que se le ha entregado.
- Coloque la muestra insertada en el alambre en la zona de la llama indicado anteriormente, observe el color que más predomina y anote lo observado.
- Siga el mismo procedimiento con las otras sustancias de ensayo. Para cada sustancia emplee un alambre de nicrom rotulado distinto, no mezclarlos.
- De acuerdo a los resultados obtenidos, identifique cada una de las sustancias utilizadas en el experimento.

5. Cuestionario

- ¿Cuál es la longitud de onda del color rojo?
- ¿Cuál es la frecuencia de los rayos X?
- ¿Qué es un espectro de emisión?
- ¿Cuál es la naturaleza de la luz?
- ¿Qué entiende por fotón y por cuanto?
- Explique el comportamiento de los electrones al ser sometidos a altas temperaturas. ¿Por qué colorea la llama?
- Escriba la ecuación química completa e incompleta que ocurre en el mechero de Bunsen

Colores del espectro visible

Colores	Rango del espectro visible (nm)
Violeta	380-450
Azul	450-495
Verde	495-570
Amarillo	570-590
Naranja	590-620
Rojo	620-750

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10^{-7} \text{ cm}$$

REPORTE DE LA PRÁCTICA 2

ESPECTROS

Asignatura: Química**Integrantes**

Docente:

1.

Sección:

2.

Grupo:

3.

Fecha: / / 2018

4.

Duración: 45 minutos

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionadas a los elementos de la tabla periódica.

- En base a los colores de los espectros de emisión observados en los experimentos, complete el siguiente reporte. (12 puntos)

Elemento	Color emitido predominante	De la radiación		
		Longitud de onda (nm)	Frecuencia (Hertz)	Energía de un fotón (Joule)
Estroncio				
Calcio				
Bario				
Cobre				
Sodio				
Potasio				
Litio				

- Resuelva el ejercicio sabiendo que en la llama del mechero Bunsen los átomos de bario provenientes de la descomposición de una muestra que contiene este elemento sufren una transición energética de $3,92 \times 10^{-12}$ ergios. Determinar la longitud de onda (en nm) y la coloración de la llama (2 puntos). Coloque su respuesta (al reverso de la hoja).
- Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 pts.)
 - 3.1.
 - 3.2.
- Criterios de cumplimiento de: normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo. (2 puntos)

PRÁCTICA 3

RECONOCIMIENTO DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1. Propósito

- El estudiante identifica algunos elementos químicos representativos de las principales familias de la tabla periódica.
- El estudiante determina las características físicas como: estado físico, color y densidad de algunos elementos con el fin de identificarlos.

2. Fundamento teórico

Con el descubrimiento de los primeros elementos se desarrolló la idea de que los átomos de los elementos podrían tener ciertas propiedades análogas a las de otros; nació con ello la idea de clasificar los elementos conocidos con base en alguna propiedad semejante en ellos.

Se realizaron diversos intentos para clasificarlos. Actualmente la clasificación de los elementos se basa en la configuración electrónica externa y se ha dado el nombre de tabla cuántica de los elementos.

Revise sus conocimientos acerca de la periodicidad química, incluyendo los conceptos relacionados con grupos, períodos, notación espectral, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, carácter no metálico.

3. Parte experimental

3.1. Materiales

Viales

3.2. Reactivos

Aluminio	Hierro	Titanio
Azufre	Litio	Yodo
Bromo	Magnesio	Zinc
Calcio	Manganeso	
Carbón	Mercurio	
Carbono	Molibdeno	
Cobre	Níquel	
Cromo	Platino	
Estaño	Plomo	
Fósforo	Sodio	

4. Procedimiento

4.1. Experimento 1: Metales alcalinos

- Identifique los elementos que pertenecen a los metales alcalinos.
- Observe las características físicas de dichos elementos
- ¿Cómo se conservan dichos elementos?
- ¿Cuáles son las características principales de los metales alcalinos?

4.2. Experimento 2: Metales alcalinos térreos

- Identifique los elementos que pertenecen a los metales alcalinos térreos
- Observe las características físicas de dichos elementos.
- ¿Cuáles son las características principales de los metales alcalinos térreos?

4.3. Experimento 3: Metales de transición

- Identifique los elementos que pertenecen a los metales de transición
- Observe las características físicas de dichos elementos
- ¿Cuáles son las características principales de los metales de transición?

4.4. Experimento 4: No metales

- Identifique los elementos que pertenecen a los no metales
- Observe las características físicas de dichos elementos
- ¿Cuáles son las características principales de los no metales

5. Cuestionario

1. Identifique a los elementos alcalinos trabajados en la práctica y realice su configuración electrónica simplificada.
2. Identifique a los elementos alcalinos térreos trabajados en la práctica y realice su configuración electrónica simplificada.
3. Clasifique a los elementos trabajados en la práctica por:
 - a) Grupo o familia
 - b) Periodo
4. Indique cuáles son las características que diferencian a los metales de los no metales.

REPORTE DE LA PRÁCTICA 3

Reconocimiento de los elementos de la tabla periódica

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo n.º:

Fecha: / / 2018

Duración: 45 minutos

Integrantes

1.

2.

3.

4.

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionadas a los elementos de la tabla periódica.

1. En las características particulares de cada elemento observado desarrolle el reporte (12 pts.)

N.º	Elemento	Símbolo y número atómico	Config. electrónica simplificada	Grupo	Periodo	Familia	Características (estado, color, estabilidad)
1	Aluminio						
2	Azúfre						
3	Calcio						
4	Carbono						
5	Cobre						
6	Cromo						
7	Estaño						
8	Fierro						
9	Fósforo						
10	Litio						
11	Magnesio						
12	Manganeso						
13	Mercurio						
14	Molibdeno						
15	Níquel						
16	Plomo						
17	Sodio						
18	Titanio						
19	Yodo						
20	Zinc						
21	Sodio						
22	Potasio						

2. Es un metal conocido por su alta resistencia a la corrosión y oxidación (condiciones que se dan en el medio ambiente). Se emplea en medicina: en los clavos para curar fracturas y remendar huesos), debido a que es un mineral altamente tolerado por el organismo. También se emplea en la industria de la construcción, así como para fabricar objetos cotidianos como relojes, joyas, láminas, palos de golf, bicicletas etc.) ¿De qué elemento se trata? (2 pts.)

.....

3. Sintetice por lo menos dos (02) conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 pts.)

3.1.....

3.2.....

4. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 pts.)

.....

PRÁCTICA 4

PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1. Propósito

- El estudiante interpreta el significado, variación e importancia de las propiedades periódicas de los elementos.

2. Fundamento teórico

Revise sus conocimientos acerca de la periodicidad química, incluyendo los conceptos relacionados con grupos, períodos, notación espectral, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, carácter no metálico.

3. Parte experimental

3.1. Materiales

- 1 mechero de alcohol
- 1 pinza múltiple
- 1 piseta
- 1 varilla de vidrio
- 3 lunas de reloj
- 3 vasos de precipitados de 100 ml
- 1 matraz con tapón
- Cucharilla de combustión
- 3 tubos de ensayo de 13 x 100

3.2. Reactivos

- Ácido clorhídrico
- Aluminio
- Anaranjado de metilo
- Azufre
- Calcio
- Fenoltaleína
- Litio
- Magnesio
- Papel de tornasol azul
- Papel de tornasol rojo
- Potasio
- Sodio

3.3. Equipos

- 1 potenciómetro
- 1 termómetro

4. Procedimiento

4.1. Determinación del carácter metálico

Experimento 1: Metales alcalinos: litio, sodio, potasio

- Coger con una pinza 0,25 gramos de litio y colocarlo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa sus observaciones.
- Coger con una pinza 0,25 gramos de sodio y colocarlo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa sus observaciones.
- Coger con una pinza 0,25 gramos de potasio y colocarlo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa sus observaciones.
- Tome tres vasos de precipitados, coloque en cada uno 20 cc de agua destilada y adiciónelos litio, sodio y potasio, respectivamente, luego tapparlos con una luna de reloj y observar qué fenómenos ocurren.
- Utilizando el papel de tornasol azul y rojo, fenolftaleína, anaranjado de metilo, determinar si la solución de cada vaso tiene un carácter básico o ácido.
- Determinar el pH de las soluciones obtenidas con el potenciómetro.
- ¿Qué temperatura tiene cada una de las soluciones obtenidas?
- ¿Cuál es valor de pH que tiene cada solución?
- ¿Cuál es el valor de la conductividad de cada solución obtenida?

Experimento 2: Metales alcalinos térreos (magnesio, calcio)

- Tome con una pinza 0,25 gramos de magnesio y colóquelo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa lo observado.
- Tome con una pinza 0,25 gramos de calcio y colóquelo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa lo observado.
- Vierta 20 cc de agua en un vaso de precipitados, luego agréguele el calcio y agite brevemente. Anotar sus observaciones.
- Vierta 20 cc de agua en un vaso de precipitados y agregue el magnesio; agitar brevemente y anotar sus observaciones.
- Utilizando papel de tornasol azul, papel de tornasol rojo, fenolftaleína y anaranjado de metilo determinar si la solución tiene un medio básico o medio ácido.
- Determine el pH de las soluciones obtenidas utilizando el potenciómetro.

- ¿Qué temperatura tiene cada una de las soluciones obtenidas?
- ¿Cuál es valor de pH que tiene cada solución?
- ¿Cuál es el valor de la conductividad de cada solución obtenida?

4.2. Determinación del carácter no metálico

Experimento 3: Azufre

- Coloque en una cucharilla 0,25 gramos de azufre en polvo y sométalo al calor
- Vierta en un matraz un poco de agua, introduzca con una cuchara de combustión un trozo de azufre encendido y tape bien. Cuando termine la combustión del azufre extraiga la cuchara, cierre y agite el matraz. Describa sus observaciones.
- Vierta en dos tubos de ensayo la solución obtenida en el procedimiento anterior y utilice el papel de tornasol azul, el papel de tornasol rojo, fenolftaleína y anaranjado de metilo; determine si la solución tiene un carácter básico o ácido.
- Determine el pH de las soluciones obtenidas utilizando el potenciómetro.
- ¿Qué sucede con el gas que está en el matraz? ¿Qué temperatura tiene la solución obtenida?
- ¿Qué es lo que se ha obtenido? ¿Cuál es valor de pH que tiene cada solución?
- ¿Cuál es el valor de la conductividad de solución obtenida?

Experimento 4: Ácido clorhídrico

El cloruro de hidrógeno es un compuesto químico, su fórmula es HCl; está formado por un átomo de cloro unido a uno de hidrógeno. A condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), es un gas más denso que el aire, es un compuesto tóxico, corrosivo, de olor picante y sofocante.

En su forma anhidra, no ataca metales ni aleaciones, pero en presencia de humedad produce vapores de ácidos que atacan a la mayoría de los metales, excepto la plata, el oro, el platino y el tantalio.

Cuando se encuentra en solución acuosa se le llama ácido clorhídrico. En CNPT la concentración máxima es de aproximadamente 37 %. También es altamente soluble en etanol y dietiléter.

- En un vaso de precipitados verter 50 ml de ácido clorhídrico 1 M.
- Verter el ácido clorhídrico en dos tubos de ensayo y, utilizando el papel de tornasol azul, el papel de tornasol rojo, fenolftaleína y anaranjado de metilo, determine si la solución tiene un carácter básico o ácido.
- Determine el pH del ácido clorhídrico

- ¿Qué temperatura tiene el ácido clorhídrico? ¿Cuál es valor de pH que tiene la solución?
- ¿Cuál es el valor de la conductividad del HCl?

5. Cuestionario

1. Ordene de mayor a menor según el grado de reactividad con el agua, los siguientes grupos de elementos:
 - Na, Li, K;
 - Ca, Mg;
 - K, Ca, Al
2. ¿Cómo varía el carácter metálico de los elementos en los grupos y en los periodos de la tabla periódica?
3. ¿Cómo varía el carácter no metálico de los elementos en los grupos y en los periodos de la tabla periódica?
4. ¿Cómo varía el potencial de ionización, radio atómico, afinidad electrónica, electro positividad, electronegatividad en la tabla periódica?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 4

PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / / 2018

Duración: 45 minutos

Integrantes

1.

2.

3.

4.

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Reporte los resultados de cada ensayo experimentado.

1.1. Experimento 1 (3 ptos.)

Elemento	Carácter	pH	Temperatura/ conductividad	Observaciones
Litio				
Sodio				
Potasio				

1.2. Experimento 2 (4 ptos.)

Elemento	Carácter	pH	Temperatura/ conductividad	Observaciones
Calcio				
Magnesio				

1.3. Experimento 3 (2 ptos.)

Elemento	Carácter	pH	Temperatura/ conductividad	Observaciones
Azufre				

1.4. Experimento 4 (2 ptos.)

Elemento	Carácter	pH	Temperatura/ conductividad	Observaciones
Cloro				

2. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 puntos)

2.1.....

2.2.....

3. Conteste a las siguientes preguntas:

3.1. Ordene de mayor a menor, según el grado de reactividad con el agua, los siguientes grupos de elementos (3 ptos.)

a) Na, Li, K;

b) Ca, Mg;

c) K, Ca

3.2. ¿Cómo varía el carácter metálico y el carácter no metálico de los elementos en los grupos y en los periodos de la tabla periódica?

.....
.....
.....
.....
.....
.....

3.3. ¿Cómo varía la electro-positividad y electronegatividad en la tabla periódica?

.....
.....
.....
.....
.....
.....

4. Criterios de cumplimiento de: normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 pts.)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

PRÁCTICA 5

ENLACE QUÍMICO

1. Propósito

- El estudiante identifica el tipo de enlace mediante la conductividad eléctrica.
- El estudiante diferencia entre una solución iónica, parcialmente iónica y covalente de acuerdo a su conductividad eléctrica.

2. Fundamento teórico

La definición de enlace químico refiere a la unión de átomos, iones y moléculas para formar entidades más estables con propiedades diferentes a las originales. Su estudio ayuda a entender las fuerzas que participan en los diversos tipos de enlaces a nivel interatómico o intermolecular.

2.1. Enlace iónico

Se debe a interacciones electrostáticas entre los iones que pueden formarse por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro átomo o grupo de átomos y en el estado sólido se encuentran formando cristales debido a su energía reticular.

El enlace iónico se forma como resultado de la transferencia de electrones del elemento metálico a un no metálico durante una reacción química; los metales al perder los electrones se transforman en iones positivos y los no metales al ganar electrones se hacen iones negativos, originándose así una fuerte atracción electrostática entre ambos. Por las cargas diferentes forman una estructura sólida cristalina, por ejemplo, el cloruro de sodio.

Los enlaces iónicos son muy estables y resisten altas temperaturas sin descomponerse químicamente (no son combustibles); son solubles en agua, al disolverse se disocian en sus iones que conducen la corriente eléctrica.

2.2. Enlace covalente

Un enlace covalente comparte uno o más pares de electrones de valencia entre dos átomos, generalmente no metálicos, por la formación de orbitales moleculares a partir de orbitales atómicos.

Se forma como resultado de la compartición de electrones entre no metales durante una reacción química; este enlace forma moléculas con existencia individual. Las sustancias covalentes tienen bajo punto de fusión y ebullición, se descomponen por el calor y la mayoría de ellos son combustibles.

Las sustancias de origen covalente son solubles en alcohol y bencina y son poco solubles y en algunos casos insolubles en agua, por lo que no conducen la corriente eléctrica, característico de compuestos orgánicos.

2.3. Conductividad eléctrica y solubilidad

¿Se puede probar una sustancia para establecer el tipo de enlace que está presente? Sí es posible. Tanto las pruebas de conductividad eléctrica como la de solubilidad de las sustancias pueden ofrecer importantes indicios acerca de las características de sus enlaces; por ejemplo, si una pequeña cantidad de materia se disuelve en agua (solvente polar) y la solución resultante conduce la electricidad, se deduce que el material es una sustancia iónica. Si la solución no conduce la electricidad es covalente apolar; si el material que se prueba es un sólido que conduce la electricidad y tiene una apariencia brillante, la sustancia es un metal.

3. Materiales y reactivos

3.1. Materiales

- 1 equipo de conductividad
- 1 probeta de 10 ml
- 1 gradilla para tubos
- 2 lunas de reloj
- 1 multitester
- 5 tubos de prueba
- 1 pinza para tubos
- 8 vasos de precipitación de 150 ml

3.2. Reactivos

- 1 barra de aluminio
- 1 papa mediana (por grupo)
- 1 barra de cobre
- 50 ml de ácido clorhídrico al 1 N
- 1 barra de zinc
- 50 ml de agua destilada
- 1 barra de hierro
- 50 ml de agua potable
- 1 g de sulfato de cobre
- 50 ml de alcohol
- 1 ml de bencina
- 50 ml de bencina
- 1 ml de aceite
- 50 ml de cloruro de sodio al 1 N
- 1 ml de ácido clorhídrico
- 50 ml de sulfato de cobre al 1 N
- 1 g de cloruro de sodio
- 50 ml de zumo de limón (por grupo)

4. Procedimiento experimental

4.1. Experimento 1: solubilidad

- En un tubo de ensayo verter 3 ml de agua destilada, adicionar 1 g de sulfato de cobre y agitar. Anote sus observaciones.

- En un tubo de ensayo colocar 3 ml de agua destilada, agregar 1 ml de aceite y agitar. Anote sus observaciones.
- En un tubo de ensayo verter 3 ml de agua destilada, agregar 1 ml de bencina y agitar. Anote sus observaciones.
- Verter 3 ml de agua destilada en un tubo de ensayo, agregarle 1 g de cloruro de sodio y agitar. Anote sus observaciones.
- En un tubo de ensayo verter 3 ml de agua destilada, agregar 1 ml de ácido clorhídrico y agitar. Anote sus observaciones.

4.2. Experimento 2: Conductividad eléctrica de enlace iónico y covalente

- Verter 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- En un vaso de precipitados verter 50 ml de agua potable, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- Verter 50 ml de zumo de limón en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- Verter 50 ml de cloruro de sodio al 1 N en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- En un vaso de precipitados verter 50 ml de ácido clorhídrico al 1 N, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- En un vaso de precipitados verter 50 ml de sulfato de cobre al 1 N, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- En un vaso de precipitados verter 50 ml de bencina, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- Introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad de la papa y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- En un vaso de precipitados verter 50 ml de alcohol, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.

4.3. Experimento 3: Conductividad eléctrica del enlace metálico (para demostración por el docente)

- Conectar una barra de cobre al equipo de conductividad y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- Conectar una barra de hierro al equipo de conductividad y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- Conectar una barra de aluminio al equipo de conductividad y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- Conectar una barra de zinc al equipo de conductividad y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.

5. Cuestionario

1. ¿Cuál es la diferencia entre un enlace iónico y un enlace covalente?
2. ¿Cómo se puede determinar si un compuesto es iónico o molecular?
3. Esquematice, mediante la escritura de Lewis, un enlace iónico y un enlace covalente.
4. ¿Cómo se determina el tipo de enlace de acuerdo a la variación de la electronegatividad?
5. ¿Cómo se puede determinar experimentalmente si una solución forma o no una solución electrolítica?
6. ¿Cuál de las sustancias con las que ha trabajado en esta práctica son sólidos iónicos?
7. ¿Por qué los ácidos inorgánicos, como el ácido clorhídrico, son solubles en agua y son buenos conductores de la electricidad?
8. ¿Cómo se da la conductividad en las sustancias de origen iónico y en las sustancias metálicas?
9. Mencione 10 ejemplos de compuestos iónicos.
10. Mencione 10 ejemplos de sustancias covalentes.

REPORTE DE LA PRÁCTICA 5 ENLACE QUÍMICO

Asignatura: Química

Integrantes

Docente:

1.

Sección:

2.

Grupo:

3.

Fecha: / / 2018

4.

Duración: 45 minutos

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Reporte los resultados de solubilidad en agua de las sustancias experimentadas. (2 pts.)

Compuesto	Fórmula química	Estado de agregación inicial	¿Es soluble en agua?	Tipo de enlace
Ácido clorhídrico				
Bencina				
Cloruro de sodio				
Sulfato de cobre				
Tetracloruro de carbono				

2. Reporte los resultados de conductividad eléctrica del enlace iónico y covalente. (6 pts.)

Compuesto	Fórmula química	¿Conduce la corriente eléctrica?		Tipo de enlace
		Sí o no	¿Con intensidad alta media o baja? (utilizar el multítester)	
Ácido clorhídrico				

Compuesto	Fórmula química	¿Conduce la corriente eléctrica?		Tipo de enlace
		Sí o no	¿Con intensidad alta media o baja? (utilizar el multítester)	
Agua destilada				
Agua potable				
Alcohol				
Cloruro de sodio				
Papa				
Sulfato de cobre				
Zumo de limón				

3. Reporte los resultados de la conductividad eléctrica del enlace metálico (2 pts)

Elemento	Fórmula química	Conductividad de la corriente e intensidad (utilizar el multítester)	Observaciones
Aluminio			
Cobre			
Hierro			
Zinc			

4. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (2 pts.)

4.1.....

4.2.....

5. Desarrolle el cuestionario de la práctica (6 ptos.)

5.1. ¿Cuál es la diferencia entre enlace iónico y enlace covalente?

5.2. Esquematice mediante la escritura de Lewis un enlace iónico y un enlace covalente de la práctica.

5.3. ¿Cómo puede determinar experimentalmente si una solución forma o no una solución electrolítica?

5.4. ¿Cuáles de las sustancias con la que ha trabajado en esta práctica son sólidos iónicos?

5.5. ¿Por qué los ácidos inorgánicos como el ácido clorhídrico son solubles en agua y son buenos conductores de la electricidad?

5.6. ¿Cómo se da la conductividad en las sustancias de origen iónico y en las sustancias metálicas?

.....
.....
.....
.....
.....

6. Criterios de cumplimiento de: normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 puntos)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

PRÁCTICA 6

SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS I

1. Propósito

- El estudiante sintetiza los compuestos inorgánicos de forma experimental a partir de elementos.
- El estudiante realiza reacciones químicas, fórmula y nombra utilizando las nomenclaturas (Tradicional, IUPAC y Stock) de los productos sintetizados

2. Fundamento teórico

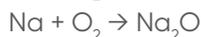
La química está presente en todo lo que nos rodea. Las reacciones químicas se dan en la naturaleza de manera espontánea o inducida para que la vida sea posible. En el laboratorio la capacidad para crear reacciones químicas útiles o para entenderlas viene dada por el dominio del conocimiento de todos aquellos elementos que intervienen en una reacción.

Actualmente existen tres tipos de nomenclatura: la Stock en honor al químico alemán Alfred Stock, la nomenclatura tradicional y la establecida por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), llamada también funcional o sistemática, con el tiempo se espera que esta última sustituya el uso de los otros sistemas de nomenclatura.

Los compuestos inorgánicos que vamos a sintetizar son:

– Óxidos básicos

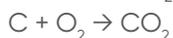
Metal + O₂ → óxido básico



Ejemplos: Na₂O, MgO, Al₂O₃, Fe₂O₃, ZnO

– Óxidos ácidos o anhídridos

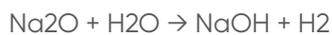
No metal + O₂ → óxido ácido (anhídrido)



Ejemplos: SO₂, SO₃, CO₂, CO, NO, NO₂, Cl₂O₃, P₂O₅

– Hidróxidos

Óxido básico + H₂O → Hidróxido



Ejemplos: NaOH, Mg(OH)₂, Al(OH)₃, Fe(OH)₃, Ca(OH)₂

3. Materiales y reactivos

3.1. Materiales

- 3 lunas reloj
- 1 pinza de uso múltiple
- 1 mechero de alcohol
- 5 tubos de ensayo 13 x 100
- 1 gradilla para tubos
- 1 varilla de vidrio
- 1 frasco lavador
- 1 cucharilla de combustión
- 1 pinza para tubos
- 2 vasos de 150 mL

3.2. Reactivos

- Sodio
- Anaranjado de metilo
- Cobre
- Fenolftaleína
- Cinta de magnesio
- Papel de tornasol rojo
- Azufre en polvo
- Papel de tornasol azul
- Óxido de magnesio
- Ácido clorhídrico
- Hidróxido de sodio

4. Procedimiento

4.1. Óxidos básicos

- Tome un pedazo de sodio y colóquelo sobre una luna de reloj; observar su estado físico, si cambia, ¿qué se formó? Realizar su reacción química y escribir el nombre el producto obtenido.
- Tome un pedazo de magnesio, colóquelo sobre una luna de reloj; observar su estado físico. Si no cambia aparentemente, someterlo a la llama del mechero de Bunsen y describa qué se formó. Realice la reacción química y dé nombre al producto obtenido.
- Tome un pedazo de cobre colóquelo sobre una luna de reloj y observe su estado físico. Si no cambia aparentemente, someterlo a la llama del mechero de Bunsen. ¿Qué se formó? Realice la reacción química y dé nombre el producto obtenido.

4.2. Hidróxidos

- Introduzca el sodio utilizado en el procedimiento anterior a un vaso con 10 ml de agua destilada, tape el vaso con una luna de reloj y esperar a que reaccione. Separe la sustancia obtenida en 3 tubos de ensayo, 1 ml por cada tubo. Añada al primer tubo el papel de tornasol rojo, al segundo tubo, 3 gotas de fenolftaleína y al tercer tubo 3 gotas de anaranjado de metilo. Escribir, balancee las reacciones químicas y dé nombre al producto.
- Tome una pequeña cantidad de óxido de magnesio y combínelo con 10 ml de agua en un vaso de precipitados. Agite y deje en reposo, comprobar el producto obtenido con papel de tornasol, solución alcohólica de fenolftaleína y anaranjado de metilo.

4.3. Óxidos ácidos o anhídridos

- Encienda una porción de azufre. Huela ligeramente el gas que se desprende y apague el azufre, identifique la sustancia formada. Realice las reacciones químicas, qué forma se obtuvo y dé nombre a los productos.

6. Cuestionario

1. Elabore un mapa conceptual que congregue a los grupos funcionales desarrollados en clase.
2. ¿Qué grupo funcional caracteriza a los hidróxidos?
3. Mencione 5 óxidos básicos, 5 óxidos ácidos y 5 hidróxidos de mayor aplicación industrial.
4. Algunos compuestos son más conocidos por su nombre común que por el sistemático. Determine las fórmulas y los nombres sistemáticos para: amoníaco, hielo seco, gas hilarante, mármol o piedra caliza, cal viva, cal apagada, polvo de hornear, leche de magnesia, yeso, pirita.

REPORTE DE LA PRÁCTICA 6

SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS I

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / / 2018

Duración: 45 minutos

Integrantes

1.

2.

3.

4.

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Reporte de resultados de los experimentos de óxidos básicos (10 pts.)

Elementos evaluados		sodio + oxígeno	magnesio + oxígeno	cobre + oxígeno
Observaciones de la oxidación de las sustancias				
Formule y balancee la ecuación química				
Nombre los óxidos sintetizados (si corresponde)	Tradicional			
	IUPAC			
	Stock			

2. Después de combinar en agua el sodio y el óxido de magnesio, respectivamente, describa sus resultados. (4 pts.)

Compuestos evaluados		sodio + agua	óxido de magnesio + agua
¿Qué coloración se observa?	con el papel de tornasol		
	con el anaranjado de metilo		
	con la fenolftaleína		
Carácter del pH			
Formule y balancee la ecuación química			
Nombre los hidróxidos formados	Tradicional		
	IUPAC		
	Stock		

3. Describa las observaciones del experimento de obtención de óxidos ácidos. (2 pts.)

Ensayo	Azufre + oxígeno
Observaciones	
Formulación y balanceo de la ecuación química	
Nomenclatura del producto	

4. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada. (2 pts.)

4.1.....
.....
.....
.....
.....
.....

4.2.....
.....
.....
.....
.....
.....

5. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 pts.)

.....
.....
.....
.....
.....
.....

PRÁCTICA 7

SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS II

1. Propósito

- El estudiante sintetiza los compuestos inorgánicos de forma experimental a partir de compuestos.
- El estudiante realiza reacciones químicas, formula y nombra utilizando las nomenclaturas (tradicional, IUPAC y Stock) de los productos sintetizados.

2. Fundamento teórico

2.1. Ácidos hidrácidos

Son compuestos binarios que no poseen oxígeno en su estructura química; se obtienen a partir de la combinación de un no metal (anfígenos y halógenos) y el hidrógeno.

halógeno o azufre + $H_2 \rightarrow$ ácido hidrácido

Ejemplos: HF, HCl, HBr, HI, H_2S

2.2. Ácidos oxácidos

Son compuestos ternarios que poseen oxígeno e hidrógeno en su fórmula química; se obtienen a partir de la combinación de un óxido ácido y agua.

Óxido ácido (anhídrido) + $H_2O \rightarrow$ ácido oxácido

Ejemplos: H_2CO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , $HMnO_4$, $HClO_4$, etc.

2.3. Sales haloideas

Son compuestos binarios que no poseen oxígeno en su composición química; se obtienen mediante la combinación de un ácido hidrácido y un hidróxido.

ácido hidrácido + hidróxido \rightarrow sal haloidea

Ejemplos: NaI, KBr, Na_2S , NaCl, PbI_2 , etc

2.4. Sales oxisales

Son compuestos que poseen oxígeno en su composición química; se obtienen a partir de la combinación de un ácido oxácido y un hidróxido.

Ácido oxácido + hidróxido \rightarrow sal oxisal

Ejemplos: $CaCO_3$, $KMnO_4$, $MgSO_4$, K_2CrO_4 , $CuSO_4$, etc.

3. Materiales y reactivos

3.1. Materiales

- 1 matraz de 125 ml
- 1 tapón de jebe
- 1 cucharilla
- 1 matraz de kitasato (sulfhidricador)
- 1 estufa
- 1 mechero de alcohol
- 2 vasos de precipitados de 150 ml
- 1 rejilla de asbesto
- 1 varilla de vidrio
- 1 cápsula de evaporación
- 1 gradilla para tubos de ensayo
- 3 tubos de ensayo

3.2. Reactivos

- Ácido clorhídrico
- Fenoltaleína
- Hidróxido de sodio granulado
- Anaranjado de metilo
- Azufre en polvo
- Papel de tornasol azul
- Hidróxido de magnesio
- Papel de tornasol rojo
- Sulfuro de hierro
- Ácido sulfúrico

4. Procedimientos

4.1. Obtención de ácidos oxácidos

Coloque un trozo de azufre encendido en una cuchara de combustión y súmelo en un matraz con agua, tape bien. Cuando culmine la combustión del azufre extraiga la cuchara, cierre y agite el matraz. ¿Qué sucede con el gas que está en el matraz? Compruebe los resultados con papel de tornasol azul y solución alcohólica de anaranjado de metilo.

4.2. Obtención de un ácido hidrácido

En un equipo sulfhidricador hacer reaccionar sulfuro de hierro (pirita) y ácido clorhídrico, esperar a que reaccione. Si no reacciona, someter a calentamiento, recibir el gas obtenido en un vaso de precipitado con agua, comprobar la sustancia obtenida con el papel de tornasol azul y solución alcohólica de anaranjado de metilo. Escribir la reacción química.

4.3. Obtención de sales haloideas

En un vaso de precipitados colocar 0,2 g de hidróxido de sodio granulado y disolverlo con agua destilada, luego sulfhidricar utilizando el experimento realizado en 4.2, observar el color del precipitado. Nombrar, balancear y escribir la reacción química del producto formado.

Neutralice una solución diluida de ácido clorhídrico con una solución de hidróxido de sodio en un vaso de precipitados. Ponga un poco de esta solución neutralizada en una cápsula y deje evaporar a sequedad, hasta obtener un residuo sólido; pruebe el sabor de este residuo. Escribir las ecuaciones químicas y nombrar el producto obtenido.

4.4 Obtención de sales oxisales

En un tubo de ensayo colocar hidróxido de magnesio (0,2 g), previamente disuelto en agua, luego agregar gota a gota ácido sulfúrico hasta observar la formación del precipitado; realizar las ecuaciones químicas y nombrar el producto formado (precipitado).

5. Cuestionario

1. En qué se diferencia una sal oxisal de una sal haloidea.
2. ¿Cuál es la diferencia entre ácidos y bases?
3. Tenemos dos tubos de ensayo con soluciones incoloras, uno contiene un ácido y el otro una base. ¿Cómo estableces las diferencias y cómo las reconoces?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 7

SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS II

Asignatura: Química**Integrantes**

Docente:

1.

Sección:

2.

Grupo:

3.

Fecha: / / 2018

4.

Duración: 45 minutos

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Describa las observaciones del experimento realizado para obtener óxido ácido. (2 puntos)

Ensayo	Azufre + oxígeno
Observaciones	
Formulación y balanceo de la ecuación química	
Nomenclatura del producto	

2. Describa las observaciones, formulación y nomenclatura de las sustancias obtenidas en la síntesis de ácidos oxácido. (2 pts.)

Compuestos evaluados	Dióxido de azufre + agua
Observaciones de la reacción	
Función inorgánica correspondiente	
¿Qué coloración se observa?	con el papel de tornasol
	con el anaranjado de metilo
	con la fenolftaleína
Carácter del pH	
Formule y balancee la ecuación química	
Nomenclatura del producto	

3. Describa las observaciones del experimento de obtención de ácidos hidrácidos. (4 pts.)

Ensayo	FeS + HCl
Observaciones	
Formulación y balanceo de la ecuación química	
Nomenclatura del producto	

4. Describa las observaciones del experimento de la obtención de sales haloidas. (4 pts.)

Ensayo	NaOH +H₂S
Observaciones	
Formulación y balanceo de la ecuación química	
Nomenclatura del producto	

Ensayo	NaOH +HCl
Observaciones	
Formulación y balanceo de la ecuación química	

5. Describa las observaciones del experimento de la obtención de sales oxisales. (4 pts.)

Compuestos evaluados	Hidróxido de magnesio + ácido sulfúrico
Observaciones de la reacción	
Función inorgánica correspondiente	
Formule y balancee la ecuación química	
Nomenclatura del producto	

6. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada (2 puntos)

6.1.
.....
.....
.....
.....

6.2.
.....
.....
.....
.....

7. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 puntos)

.....
.....
.....
.....
.....
.....

PRÁCTICA 8

REACCIONES QUÍMICAS

1. Propósito

- El estudiante sintetiza los compuestos inorgánicos de forma experimental a partir de compuestos.
- El estudiante realiza reacciones químicas, formula y nombra utilizando las nomenclaturas (tradicional, IUPAC y Stock) de los productos sintetizados.

2. Fundamento teórico

Las reacciones químicas se pueden clasificar en los siguientes tipos:

- **Reacciones de combinación:** Son aquellas en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactantes.



- **Reacciones de descomposición:** Son aquellas en las que se forman dos o más productos a partir de uno. Muchos compuestos se comportan de esta manera cuando se calientan.



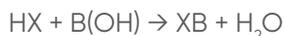
- **Reacciones de desplazamiento simple:** Las reacciones de desplazamiento son aquellas en que un elemento sustituye a otro en un compuesto.



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



También se incluye el de neutralización (ocurre entre un ácido y una base).



- **Reacción de oxidación-reducción o redox:** Es el proceso mediante el cual un reactivo pierde electrones y otro debe ganarlos. La oxidación de una sustancia siempre va acompañada por la reducción de otra al transferirse electrones de una a la otra.

- 1) **Oxidación:** La oxidación se produce cuando un átomo, ion o molécula adquiere una carga más positiva, es decir, cuando pierde electrones.
- 2) **Reducción:** La reducción se da cuando un átomo, ion o molécula adquiere una carga más negativa, es decir, cuando gana electrones.

3. Materiales y reactivos

3.1. Materiales

- 4 tubos de ensayo 13 x 100
- Tubo de ensayo 15 x 150
- 1 tubo sulfhidricador
- 1 matraz de 150 ml
- Vasos de 100 ml
- 1 pipeta de 10 ml
- 1 pinza para tubo
- 1 pinza múltiple
- 1 pinza para bureta
- 1 nuez
- 1 soporte universal
- 1 mechero Bunsen
- Piseta con agua destilada
- Gradilla para tubos
- Mechero Bunsen

3.2. Reactivos

- Cinta de magnesio
- Cinta o alambre de cobre
- Solución saturada de hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- Carbonato de calcio (CaCO_3)
- Solución de nitrato de plata al 4 % (AgNO_3)
- Ácido clorhídrico concentrado $\text{HCl}(\text{cc})$
- 2 granallas de zinc (Zn)
- Hidróxido de sodio en lentejas (NaOH)
- Sulfato de magnesio (MgSO_4)
- Ácido clorhídrico diluido $\text{HCl}(\text{dd})$ 1:4 en volumen
- Solución de nitrato de plata al 1M
- Sulfato de cobre (CuSO_4) al 1 M
- Alambre de hierro o clavo (Fe)
- Lija

4. Procedimiento experimental

4.1. Reacción 1

- Con unas pinzas tome un pedazo de cinta de magnesio y quémela usando el mechero de Bunsen.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.



4.2. Reacción 2

- Vierta 5 ml de solución de nitrato de plata al 4 % en un vaso de 100 ml de capacidad e introduzca la pieza de cobre limpia.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.



4.3. Reacción 3

- Vierta 5 ml de solución de nitrato de plata al 4 % en un vaso de 100 ml de capacidad e introduzca la pieza de cobre limpia.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.



4.4. Reacción 4

- Colocar 1 g de hidróxido de sodio y 10 ml de agua destilada en un vaso de 100 ml, agite muy bien hasta que lograr la disolución completa.
- En otro vaso de 100 ml agregue 1,5 g de sulfato de magnesio y 15 ml de agua, agite hasta disolver.
- Vierta lentamente la solución de sulfato de magnesio en la solución de hidróxido de sodio.

- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.

4.5. Reacción 5

- Llene con agua destilada las dos terceras partes de un tubo de ensayo de 15 x 150, agregarle 3 gotas de nitrato de plata al 4 % y dos o tres gotas de ácido clorhídrico diluido (1:4 en volumen).
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.

4.6. Reacción 6

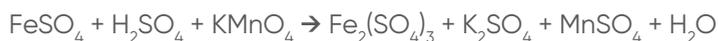
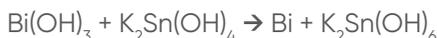
- Coloque 1 ml de solución de HNO₃ 1M en un tubo de ensayo.
- Introduzca en el tubo de ensayo un pedazo de alambre de cobre y deje que la reacción ocurra por unos minutos, luego anote sus observaciones.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.

4.7. Reacción 7

- Coloque 1 ml de solución de CuSO₄ 1M en un tubo de ensayo, luego introduzca un pedazo de alambre de hierro previamente lijado y limpio, deje que la reacción ocurra por espacio de unos minutos.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.

5. Cuestionario

1. ¿Por qué se da el nombre de reacción química a un cambio químico?
2. Balancee las siguientes reacciones, utilizando el método Redox, e identifique al agente oxidante y al agente reductor:



- Ejemplifique cada uno de los diferentes tipos de reacciones químicas.
- Los compuestos PbSO_4 , Ni(OH)_2 y Ag_2CrO_4 son sólidos prácticamente insolubles en agua. Complete y balancee las siguientes reacciones de precipitación.



- ¿Cuál es la reacción química que produce el sarro cuando se hierve el agua potable? ¿Qué tipo de reacción es?
- ¿Cuál es la reacción química por la cual el bicarbonato de sodio actúa como antiácido de la acidez estomacal y qué tipo de reacción es?
- ¿Qué le ocurre al agente oxidante y al agente reductor en una reacción de oxidación-reducción?
- ¿Por qué se dice que el peróxido de hidrógeno es un agente oxidante y reductor? Explique.
- ¿Por qué el HCl es un ácido fuerte y por qué se dice que el ácido acético es un ácido débil?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 8

REACCIONES QUÍMICAS

Asignatura: Química**Integrantes**

Docente:

1.

Sección:

2.

Grupo:

3.

Fecha: / / 2018

4.

Duración: 45 minutos

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Reporte los resultados de las reacciones obtenidas en cada ensayo. (14 pts.)

Reacción	Clasificación de la reacción	Formula y balancea la ecuación química correspondiente	Nombre el (los) producto(s) obtenido(s)
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			

2. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 puntos)

2.1.

2.2.....
.....
.....
.....

2.3.....
.....
.....
.....

2.4.....
.....
.....
.....

3. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 puntos)

.....
.....
.....
.....
.....
.....

PRÁCTICA 9

ESTEQUIOMETRÍA

1. Propósito

- El estudiante interpreta la información de una ecuación química.
- El estudiante realiza cálculos estequiométricos.

2. Fundamento teórico

El término químico estequiometría se deriva de la palabra griega stoicheion, que significa constituyente elemental y metrein, medida.

La estequiometría se define como el cálculo de las cantidades de las diferentes sustancias que intervienen en una reacción química.

En una ecuación balanceada se pueden identificar cuántos moles de diversas sustancias intervienen en la reacción.

Una relación muy simple es la que existe entre el oxígeno (O₂) y el hidrógeno (H₂) para la producción de agua (H₂O). La proporción en la que se combinan es 2:1 (dos partes de hidrógeno por una de oxígeno) y la ecuación balanceada es:



Los valores numéricos que acompañan a la fórmula química en una ecuación balanceada hacen referencia a la cantidad de moles con que participa cada sustancia en la reacción y se denominan coeficientes. Al multiplicar el número de moles por el peso molecular (gramos/mol) se obtiene la cantidad en gramos.

Reactivo limitante

Es el reactivo que se consume primero en una reacción química. La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante. En la práctica, por lo común eligen el reactivo más costoso como reactivo limitante.

3. Materiales y reactivos

3.1. Materiales

- 1 pisseta
- 1 mechero de ron
- 4 vasos de precipitación de 100 ml
- 1 trípode

- 1 varilla de vidrio
- 1 rejilla con asbesto
- 1 espátula
- 1 pinza para vasos
- 1 embudo de vidrio
- 1 estufa
- 1 luna de reloj
- 1 papel de filtro
- 1 caja de fósforos
- 1 soporte universal
- 1 soporte en aro

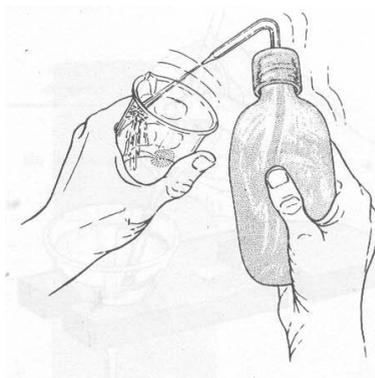
3.2. Reactivos

- AgNO_3 (s)
- K_2CrO_4 (0,2 M)
- NaCl (s)
- AgNO_3 (0,2 M)

4. Procedimiento experimental

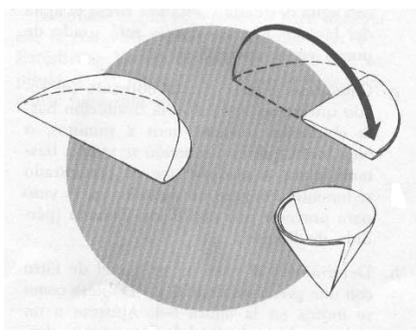
4.1. Experimento 1

1. Rotule un vaso de precipitación con el número 1 y péselo, luego añada aproximadamente 0,2 g de AgNO_3 y 5 ml de agua destilada, y agite hasta que no observe ningún cambio.
2. Rotule un vaso limpio y seco de 100 ml con el número 2 y péselo, luego añada 0,25 g de NaCl y 5 ml de agua destilada, agite hasta que no se observe cambio alguno.
3. Mientras agita fuertemente la disolución de AgNO_3 en el vaso 1, añada lentamente la disolución de NaCl , y observe el resultado. El sólido blanco obtenido es el AgCl . Lavar el vaso vacío número 2 con unos 2 o 3 ml de agua destilada del frasco lavador dirigiendo el agua a las paredes del vaso.
4. Añadir el agua de lavado al vaso número 1. Lavar el vaso número 2 nuevamente con agua destilada y descarte el agua.
5. Caliente el precipitado obtenido (el sólido que se sedimenta) y la disolución hasta la ebullición durante unos 2 minutos o bien hasta que la disolución se

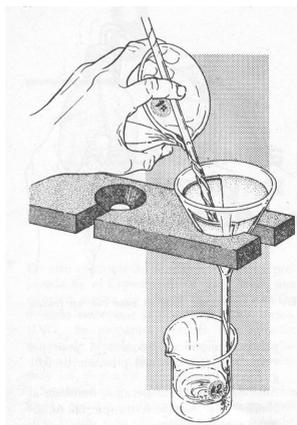


vuelva bastante clara a medida que el precipitado sedimenta. Colocar una varilla de vidrio en el vaso para prevenir la ebullición violenta (pérdida de líquido).

- Halle la masa de un papel de filtro y doblar como se indica en la figura. Colocar el papel en un embudo de vidrio previamente humedecido con el agua destilada proveniente del frasco lavador.



- Ponga el embudo para la filtración, tal como se indica en la figura, y colocar el vaso número 2 debajo del embudo. El extremo del embudo debe colocarse sobre el vaso de forma que se deslice por su pared un flujo constante.



Decantar el líquido transparente del vaso número 1 sobre el

embudo, echándolo en el mismo mediante una varilla de vidrio. Una pequeña cantidad del precipitado puede pasar al papel de filtro, pero procure conservar la mayor parte en el vaso, donde podrá lavarse más fácilmente.

- Lave el precipitado del vaso con unos 10 ml de agua destilada, agite con una varilla de vidrio para perfeccionar el lavado. Repetir una vez más.
- Después de la filtración, poner el papel de filtro y el sólido en el vaso 1.
- Marque el vaso 1 con el nombre de uno de sus compañeros y colóquelo en una estufa a una temperatura entre 70 °C y 80 °C, durante 10 minutos. Luego, con una pinza para vasos, retírelo de la estufa y colóquelo en el desecador por 10 minutos.
- Con ayuda de la pinza retire el vaso del desecador y colóquelo en la balanza para pesarlo.

4.2. Experimento 2

- Pese dos vasos de precipitación vacíos, luego, agregue a uno de los vasos 10 ml de K_2CrO_4 y al otro vaso 10 ml de solución de $AgNO_3$.
- Vuelva a pesar los vasos, primero en forma individual, y luego ambos vasos y anote las cantidades en la tabla.
- Vierta ahora una solución sobre la otra, Pese nuevamente ambos vasos utilizando la misma balanza y regístrelos en la tabla.

5. Cuestionario

5.1. Dada la siguiente ecuación química: $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$, calcular:

- ¿Cuántos gramos de oxígeno son necesarios para reaccionar con 1 mol de etanol?
- ¿Cuántas moles de agua se producen cuando reaccionan con 12 moles de oxígeno?
- ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen cuando reaccionan con 92 g de etanol?
- ¿Cuántas moles de oxígeno son necesarias para producir 44 g de CO_2 ?
- ¿Cuántos gramos de agua se va a producir si reaccionan 23 g de etanol?

5.2. En una experiencia de laboratorio se hace reaccionar 14,3 g de óxido cuproso con 10 g de SCu_2 , de acuerdo con la siguiente ecuación:



- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de Cu se producen?

5.3. El amoníaco se produce mediante el proceso de Haber con gas hidrógeno y nitrógeno. Si 85,90 g de nitrógeno reaccionan con 21,66 g de hidrógeno y la reacción produce 98,67 g de amoníaco, según la siguiente ecuación química:



- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?
- ¿Qué cantidad del reactivo en exceso (en gramos) se recuperó al completarse la reacción?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 9 ESTEQUIOMETRÍA

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo n.º:

Fecha: / / 2018

Duración: 45 minutos

Integrantes

1.

2.

3.

4.

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica,

1. Reporte los resultados del Experimento 1 (5 pts.)

a) Realice la ecuación química:

Material/Sustancia	Masa (g)
Masa del vaso 1	
Masa del AgNO ₃	
Masa del vaso 2	
Masa del NaCl	
Masa del papel de filtro	
Masa del vaso 1 + masa del precipitado + masa del papel filtro	
Masa real AgCl (práctica)	
Reactivo limitante	
Exceso	
Masa teórica AgCl	
% de rendimiento	

2. Reporte los resultados del experimento 2. (5 ptos.)

2.1. Escriba la ecuación química del Experimento 2

Masas	Masa de vasos vacíos (g)	Masa de vasos con muestra (g)	Vaso muestra-vaso vacío resultado teórico
Vaso 1			
Vaso 2			
Masa total de las muestras 1 y 2			

Nueva masa para los vasos

Masa vaso n.º 1 + muestra del vaso n.º 2 = masa n.º 3	
Masa n.º 3 - Masa vaso vacío n.º 1 = Resultado experimental	
Cálculo del rendimiento $\%R = VR/VT \times 100$	

3. Conteste las siguientes preguntas: (4 puntos)

3.1. ¿Hay diferencia en alguna de las dos pesadas con respecto al experimento 2?

.....

3.2. ¿Qué es un precipitado?

.....

3.3. ¿Qué es el reactivo en exceso?

.....

3.4. ¿Por qué es importante emplear ecuaciones balanceadas en la resolución de problemas estequiométricos?

.....
.....
.....

4. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 puntos)

4.1.
.....
.....

4.2.
.....
.....

4.3.
.....
.....

4.4.
.....
.....
.....

5. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 puntos)

.....
.....
.....
.....
.....
.....

PRÁCTICA 10

FÓRMULAS QUÍMICAS

1. Propósito

- El estudiante determina mediante procedimientos experimentales, las fórmulas químicas de dos compuestos, uno por medio de una reacción química y el otro, por deshidratación de una sal higroscópica.
- Determinar la composición porcentual de un compuesto químico, mediante datos obtenidos en el laboratorio
- Obtener mediante datos experimentales la fórmula empírica de un compuesto químico.

2. Fundamento teórico

Los químicos utilizan combinaciones de letras (símbolos) para indicar la composición química exacta de los compuestos (fórmulas químicas); además, usan fórmulas para indicar cómo se forman compuestos nuevos por combinaciones químicas de otros ya existentes (reacciones químicas). Sin embargo, antes de que podamos aprender cómo se escriben las fórmulas químicas, debemos conocer los símbolos utilizados para representar a los elementos que forman dichos compuestos (tema tratado en la Práctica 3).

3. Parte experimental

3.1. Materiales

- 1 vaso de precipitación de 100 ml
- 1 probeta graduada de 10 ml
- 1 cápsula de porcelana
- 1 pinza de madera
- 1 rejilla con asbesto
- 1 estufa eléctrica
- 1 balanza digital

3.2. Reactivos

- Zinc
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- HCl 6M

3.3. Equipo

Mufla

4. Procedimiento experimental

4.1. Experimento 1. Cloruro de zinc

- Pese una cápsula de porcelana limpia, seca y fría; luego agréguele cerca de 0,5 g de zinc y vuélvala a pesar, y registre el peso total. No manipule directamente la cápsula con las manos, use la pinza de madera con precaución, para evitar dejarla caer o utilice unos guantes de látex.
- En la estufa coloque la rejilla de calentamiento y sobre ésta la cápsula. Lentamente, añada a la cápsula que contiene zinc 8 ml de HCl 6M medidos en la probeta. Una reacción vigorosa tendrá lugar, se producirá gas hidrógeno (H_2). Si parte del zinc no reacciona y no se desprende más H_2 , añada 3 ml más de HCl; de ser necesario, continúe agregando porciones de 3 ml del ácido, hasta que todo el zinc haya reaccionado. Siga calentando hasta que todo el líquido se evapore y el sólido se torne blanquecino; si es necesario, lleve a la mufla. No permita que el compuesto obtenido se funda o se perderá muestra por sublimación.
- Al observar el compuesto seco, retire con cuidado la cápsula de la mufla usando la pinza de madera, déjela enfriar a temperatura ambiente por unos 15 minutos, pésela y anote los datos. Caliente de nuevo la cápsula, muy suavemente enfríela (en el desecador), y vuélvala a pesar. Si los dos pesos no concuerdan en un margen de $\pm 0,02$ g, repita el calentamiento, enfriamiento y pesaje hasta que ambos pesos concuerden. A este procedimiento se le conoce como secado a peso constante y es la única manera de estar seguro de que toda la humedad ha sido removida. El cloruro de zinc es muy inestable y debe ser pesado rápidamente.

4.2. Experimento 2. Sulfato de cobre

- Pese un vaso de precipitado de 100 ml y anote la masa.
- Añadir al vaso cerca de 1,5 g de sulfato de cobre hidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) y pesar, luego esparza el sólido lo mejor posible en el fondo del vaso.
- Sobre la estufa coloque la rejilla y luego el vaso de 100 ml con el sulfato de cobre, mantenga en la misma temperatura hasta que el sulfato de cobre pierda su color azul intenso y se torne grisáceo; en ese momento suspenda el calentamiento, pero no retire el vaso de la estufa hasta que se obtenga el sulfato de cobre anhidro, que presenta un color ligeramente gris a blanco. Anote sus observaciones.
- Retire el vaso cuidadosamente de la estufa, y déjelo enfriar dentro del desecador hasta que enfríe a temperatura ambiente (por 15 min.) No manipule el vaso directamente con las manos, utilice guantes de látex. Cuando el vaso esté a temperatura ambiente péselo y anote los datos.
- Una vez más ponga el vaso a calentar en la estufa durante 5 minutos. Registre el peso, repita este paso, hasta que obtenga un peso constante con una variación $\pm 0,02$ g.

- Terminado el experimento y después de recabar todos los datos, debe recuperar el sulfato de cobre anhidro en un recipiente dispuesto para tal fin. El profesor seleccionará uno o dos grupos para realizar la rehidratación de los cristales y los estudiantes podrán observar dicho proceso. Para ello se agregará 1 ml de agua destilada al sulfato de cobre anhidro, observar y anotar.

5. Cuestionario

Antes de realizar la práctica, usted debe responder a las siguientes preguntas:

1. En el análisis de una sustancia se encontró que contenía 36,11 % de calcio y 63,89 % de cloro. ¿Cuál es la fórmula empírica de la sustancia?
.....
.....
2. Dos tercios de los átomos que constituyen el H_2S son hidrógeno. ¿Qué porcentaje en peso representan los 2 átomos de H en el H_2S ?
.....
.....
3. Un análisis de nicotina (componente venenoso que tiene el tabaco) con un peso molecular de 162,23 g/mol da la siguiente composición porcentual: 74,0 % de C; 8,65 % de H y 17,3 % de N. ¿Cuál es la fórmula empírica y la fórmula molecular de la nicotina?
.....
.....
.....
4. ¿Cuántos gramos de cloruro de zinc podrían formarse a partir de la reacción de 4,96 g de zinc con exceso de HCl?
.....
.....
5. ¿Cuáles son los porcentajes de cada elemento para el $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$?
.....
.....
6. ¿Qué tanto por ciento de agua (H_2O) de cristalización contiene: i) una molécula de carbonato sódico decahidratado ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$), ii) una molécula de ácido oxálico dihidratado ($C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$).
.....
.....
7. Desecados 1,23 gramos de sulfato de magnesio ($MgSO_4$) hasta perder toda su agua de cristalización, pesan 0,6 gramos. Averiguar con cuántas moléculas de agua se cristaliza dicha sal.
.....
.....

REPORTE DE LA PRÁCTICA 10

FÓRMULAS QUÍMICAS

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo n.º:

Fecha: / / 2018

Duración: 45 minutos

Integrantes

1.

2.

3.

4.

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

A. Experimento 1. Cloruro de zinc

Peso de la cápsula (g)	Datos
Peso del zinc (g)	
Peso de la cápsula + zinc (g)	
Peso de la cápsula + cloruro de zinc (g)	
Se reporta la última pesada, obtenida a peso contante, o la menor de las pesadas (menos humedad).	Primera pesada
	Segunda pesada
	Tercera pesada
Peso del cloruro de zinc (g)	

- Calcule las masas del Zn y la del cloruro de zinc obtenido; la diferencia entre ellas es la masa del cloro en el cloruro de zinc. Con esta información calcule la fórmula empírica y la molecular del cloruro de zinc; escriba y balancee la ecuación química que corresponde.
- Calcule la composición porcentual experimental en base a las masas obtenidas de cada elemento.
- Calcule el error relativo porcentual para el peso empírico experimental determinado.

Resultados

Peso de cloruro de zinc (g)	
Peso del cloro en el cloruro de zinc (g)	
Fórmula empírica del cloruro de zinc experimental	
Fórmula empírica del cloruro de zinc corregida	
Corregida	
% de Zn experimental:	
% de cloro experimental:	
% error relativo porcentual para el peso empírico	
Ecuación química balanceada para la formación del cloruro de zinc a partir de zinc y ácido clorhídrico	

B. Experimento 2. Sulfato de cobre

Peso del vaso de precipitación 100ml (g)	
Peso del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (g)	
Peso del vaso + CuSO_4 anhidro (g)	
Se reporta la última pesada obtenida a peso contante o la menor (menos humedad)	1 ^{ra} pesada
	2 ^{da} pesada
	3 ^{ra} pesada
Peso del sulfato de cobre anhidro (g)	
Peso del agua evaporada (g)	

- Calcule la masa del sulfato de cobre anhidro y la del agua contenida como hidratos por diferencia entre el sulfato cobre hidratado y el sulfato de cobre anhidro. Con esta información, se puede obtener la fórmula del sulfato de cobre hidratado indicando el número de hidratos presentes, compare el número de hidratos teóricos con el determinado experimentalmente, calcule el % de agua para el sulfato de cobre y el error relativo porcentual para el peso fórmula experimental conociendo que la fórmula teórica del sulfato de cobre hidratado es $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- Realice todas estas operaciones en su informe. Explique lo observado durante la rehidratación.

Resultados

Peso de sulfato de cobre anhidro (g)	
Peso del agua en forma de hidratos (g)	
Número de hidratos determinados experimentalmente	
Fórmula del sulfato de cobre experimental	
Fórmula del sulfato de cobre corregido	
% de agua en el sulfato de cobre de la fórmula corregida	
% de error relativo porcentual para el peso fórmula si el teórico es 251,5 g/mol ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)	

2. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (2 pts.)

2.1.

2.2.....

3. Desarrolle el cuestionario de la practica (6 pts.)

3.1. ¿En qué difiere el peso molecular del peso fórmula?

3.2. ¿En que difiere la fórmula empírica de la fórmula molecular?

3.3. Un análisis de nicotina (componente venenoso que tiene el tabaco) con un peso molecular de 162,23 g/mol, da la siguiente composición porcentual: 74,0 % de C; 8,65 % de H y 17,3 % de N. ¿Cuál es la fórmula empírica y la fórmula molecular de la nicotina?

.....

.....

.....

.....

4. Criterios de cumplimiento de: normas de bioseguridad + insumos encomendados + Orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 puntos)

.....

.....

.....

.....

.....

PRÁCTICA 11

ÁCIDO-BASE

1. Propósito

- El estudiante identifica el pH de sustancias mediante indicador y determina su valor con un pH metro.
- El estudiante determina la concentración de una solución problema usando otra de concentración conocida.

2. Fundamento teórico

Los ácidos y bases son los dos tipos de sustancias más comunes en el laboratorio y en el mundo cotidiano. A finales del siglo XIX, Arrhenius formuló la primera definición:

- Ácido: Toda sustancia capaz de ceder protones (H⁺).
- Base: Toda sustancia capaz de ceder oxhidrilos (OH⁻).

En 1923 Brønsted y Lowry propusieron una definición más amplia:

- Ácido: Toda sustancia capaz de ceder protones (H⁺).
- Base: Toda sustancia capaz de aceptar protones (H⁺).

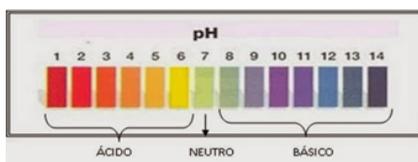
Considerando que el H₂O es el solvente por excelencia y puede actuar como aceptor o dador de H⁺, la reacción de autoionización correspondiente es:



Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la [H⁺], pero suelen ser cantidades muy pequeñas y poco cómodas de manejar; una medida más práctica es la basada en la definición de pH del químico danés Soren Sorensen en 1909, obtenida cuando realizaba un trabajo para el control de calidad de la elaboración de la cerveza, que es usada actualmente en todos los ámbitos de la ciencia, medicina e ingeniería.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Se establece una escala de acidez o escala de pH, en base al producto iónico del H₂O a 25 °C (K_w = 1x 10⁻¹⁴), que varía en el intervalo 0 y 14. Las soluciones ácidas tienen más H⁺ (pH < 7), las soluciones básicas tienen más OH⁻ (pH > 7) y en las soluciones neutras es [H⁺] = [OH⁻], pH = 7



2.1. Medición del pH en el laboratorio

2.1.1. Indicadores

La forma más rápida, económica y sencilla es utilizar un indicador ácido-base: sustancia colorida que en un valor de pH determinado cambia súbitamente de color. En una sustancia ácida el anaranjado de metilo (rojo) o papel de tornasol rojo y en una sustancia básica la fenolftaleína (grosella) o el papel de tornasol azul.

Indicador	Color (medio ácido)	Rango de pH	Color (medio básico)
Anaranjado de metilo	Rojo	3- 4,5	Amarillo
Fenolftaleína	Incoloro	8-10	Rojo grosella
Azul de bromotimol	Amarillo	6-8	Azul

2.1.2. pH-metro

Aparato empleado para realizar mediciones de pH más precisas. Consta de dos electrodos conectados a un voltímetro. Uno de los electrodos (de referencia) tiene un valor de potencial constante, mientras que en el otro el potencial varía en proporción directa a la $[H_3O^+]$.



2.2. Reacción de neutralización

La reacción mediante la cual una base neutraliza las propiedades de un ácido recibe el nombre de neutralización porque en ella se neutralizan las propiedades características del ácido y de la base y se ajusta.

En términos generales, a una ecuación química del tipo: ácido + base \rightarrow sal + agua. Si el ácido y la base considerados son fuertes, en disolución acuosa están completamente ionizados.

La ecuación iónica de esta reacción es $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Por lo tanto, el cambio químico que se produce en una reacción de este tipo es la formación de agua a expensas de los iones H^+ y OH^- .

2.3. Soluciones normales

La normalidad se mide y se expresa como el número de equivalentes gramo de una sustancia por volumen de la solución, expresado en litros.

$$N = \frac{\#Equiv-g}{V(\text{litros})}$$

Eq-g de un ácido = PM ácido / # H^+

Eq-g de una base = PM base / # OH^-

2.4. Valoración o titulación

Es la determinación de la normalidad de una base o de un ácido, por medio de un ácido o base de normalidad conocida (estándar) respectivamente.

En toda neutralización ácido-base, el número de equivalentes gramo del ácido es igual al número de equivalentes gramo de la base. Luego, es válida la siguiente expresión:

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$$

a = ácido

b = base

En consecuencia, si se trata de hallar la concentración de una base (titular) conociendo la normalidad del ácido (solución estándar), bastará medir los volúmenes del ácido y de la base necesaria para su neutralización y así obtener:

$$N_b = \frac{N_a \cdot V_a}{V_b}$$

Para saber que se llegó al punto de neutralización en una titulación es necesario hacer uso de un indicador.

3. Materiales y reactivos

3.1. Materiales

- 12 tubos de ensayo 13x100
- 1 vaso de 100 ml
- 1 gradilla
- 1 piseta

- 1 varilla
- 1 matraz de 250 ml
- 1 pipeta de 10 ml
- 1 montaje de titulación

3.2. Reactivos

- HCl
- NaOH al 0,1N
- NaCl
- Agua destilada
- Fenolftaleína
- Anaranjado de metilo
- Azul de bromotimol
- Zumo de limón 1 ml (traer por grupo)
- Leche de magnesia 1ml (traer por grupo)

4. Procedimiento experimental

4.1. Indicador

1. En 5 tubos de ensayo añadir 1 ml de solución de HCl y en otros 5 tubos 1 ml de NaOH; luego agregar una gota de cada indicador a cada tubo, agitar y anotar el color observado.
2. En 5 tubos de ensayo añadir 1 ml de solución de zumo de limón y en otros 5 tubos 1 ml de leche de magnesia; luego agregar una gota de cada indicador a cada tubo, agitar y anotar el color observado.
3. En 5 tubos de ensayo añadir 1 ml de solución de cloruro de sodio y en otros 5 tubos 1 ml de agua destilada; luego agregar una gota de cada indicador a cada tubo, agitar y anotar el color observado.
4. Completar el cuadro del reporte clasificándolos como ácidos o bases.

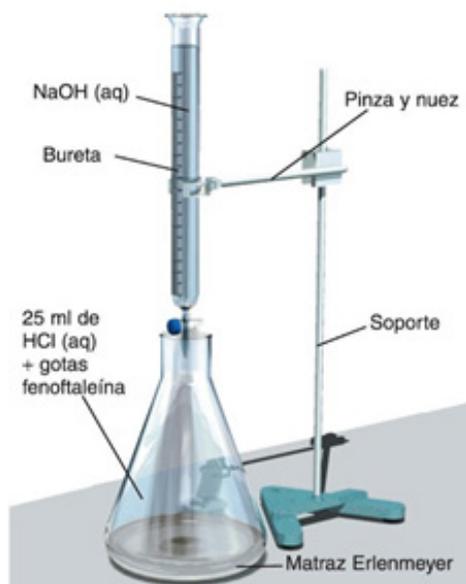
4.2. Titulación

1. Titulación de la solución de HCl con una solución de hidróxido de sodio.

- Lavar bien la bureta, luego enjuagar su interior con una solución estándar de hidróxido de sodio 0,1N y escurrir en un vaso de precipitados para luego desecharlo.
- Cerrando la llave, llene la bureta con hidróxido 0,1N, hasta un volumen referencial teniendo en cuenta la lectura del menisco. No olvide eliminar las burbujas de aire en la bureta.

- Con la pipeta trasvase 10 ml de una solución problema de ácido clorhídrico a un Erlenmeyer de 250 ml. Añadir 2 o 3 gotas de indicador fenolftaleína.
- Agregar lentamente y con precaución la solución de hidróxido de sodio de la bureta, abriendo la llave con la mano izquierda y agitando con la mano derecha el matraz continuamente hasta que la solución se torne color rojo grosella.
- Leer el volumen de solución de NaOH gastado, en la escala de la bureta. Repetir la operación hasta que los volúmenes gastados en dos experiencias difieran como máximo en 0,5 ml.

HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
ácido clorhídrico		hidróxido de sodio		cloruro de sodio		agua



5. Cuestionario

1. ¿Cuáles son los componentes de un módulo de titulación?
2. Diferencie un compuesto ácido de uno básico.
3. ¿Qué otros indicadores orgánicos permiten identificar un compuesto ácido-básico?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 11

ÁCIDO-BASE

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / / 2018

Duración: 45 minutos

Integrantes

1.

2.

3.

4.

Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Completar el cuadro indicando el color observado con cada indicador. (4 pts.)

Sustancia de prueba	Leche de magnesia	HCl	NaCl	NaOH	Zumo de limón	Agua destilada
Fenolftaleína						
Anaranjado de metilo						
Papel de tornasol rojo						
Papel de tornasol azul						
Azul de bromotimol						

2. Identifique las sustancias ácidas, básicas o neutras y completar el cuadro (3 pts.)

Sustancia de prueba	Ácido	Base	Neutra
Leche de magnesia			
HCl			
NaCl			
NaOH			
Zumo de limón			
Agua destilada			

3. Complete la tabla con los datos y cálculos obtenidos. (8 pts.)

Reactivos	Resultados
Volumen 1: gastado del NaOH (lt)	
Volumen 2: gastado del NaOH (lt)	
Concentración del NaOH(N)	
Volumen de HCl medido(lt)	
Cálculos para la determinación de la concentración del HCl $N_b = \frac{N_a \cdot V_a}{V_b}$	

4. Conteste las siguientes preguntas: (3 pts.)

4.1. ¿Qué materiales volumétricos utilizaría para la medición de volúmenes?

.....
.....
.....
.....

4.2. ¿Investiga en qué tipo de recipientes se deben almacenar las soluciones de hidróxido de sodio?

.....
.....
.....
.....

4.3. ¿Qué error se cometería en una titulación si una burbuja de aire quedara atrapada en el pico de la bureta y desapareciera?

.....
.....
.....
.....

5. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (2 pts.)

5.1.....
.....
.....
.....

5.2.....
.....
.....
.....

6. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo. (2 pts.)

.....
.....
.....
.....
.....

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Básica

Chang, R. (2007). *Química*. México: Mc Graw Hill Interamericana de México S. A. Código del Cendoc: 540/CH518.

Complementaria

AUCALLANCHI, F. (2007). *Química*. Racso.

BERAN, J. (2010). *Laboratory Manual for Principles of General Chemistry*. USA: John Wiley & Sons Inc., 2010.

BROWN, L. (2004). *Química*. México: Pearson.

BURNS, R. (.2006). *Fundamentos de química*. México: Pretince Hall Hispanoamericana S. A.

CASTAÑEDA, L. (2013). *Química experimental aplicaciones*. Colombia: Macro. E.I.R.L. 2013.

GARZÓN, G. (2000). *Fundamentos de química general*. México: Mc Graw Hill.

HILL, John-Kolb, Doris (2002). *Química para el nuevo milenio*. México Prentice May Hispanoamericana S. A.

TORRENEGRA, R.; PEDROZO, J. (2000). *Exploremos la química*. Colombia: Pearson Educación de Colombia Ltda.

WHITTEN, W.; DAVIS, R.; PEC,K M. Y STANLEY, G. (2008). *Química*. Cengage Learning

Enlaces y direcciones electrónicas

Herradón, Bernardo (setiembre 2011). La química: Ciencia central en el siglo XXI. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://www.madrimasd.org/blogs/quimicaysociedad/2011/09/10/132641>

Modelos atómicos. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://qmk-com-level.jimdo.com/teor%C3%ADa/teor%C3%ADa-cu%C3%A1ntica-de-planck/>

Ejercicios de configuración electrónica. [Consulta en línea]. Recuperado de http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1162/html/35_ejercicios_de_configuracin_electrnica.html

Confirman un nuevo elemento en la tabla periódica: el Ununseptio. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://www.muyinteresante.es/ciencia/articulo/confirman-un-nuevo-elemento-de-la-tabla-periodica-el-ununseptio-451399379827->

- Enlace químico. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://www.fullquimica.com/2011/04/enlace-quimico.html>.
- Fuerzas intermoleculares. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/53-fuerzas-intermoleculares.html>.
- Formulación y nomenclatura. Química Inorgánica. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://www.eis.uva.es/~qgintro/nomen/nomen.html>.
- Reacciones químicas. [Consulta en línea]. Recuperado de http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema6/index6.htm.
- Estequiometría. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/unidades/unidad-4-estequiometr%C3%AD.html>.
- Ácidos y bases. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4856/html/index.html>.
- Introducción a la química orgánica. [Consulta en línea]. Recuperado de https://quimicaeo11.files.wordpress.com/2012/04/formulacion_quimica_organica_basica.pdf.
- Polímeros sintéticos. [Consulta en línea]. Recuperado de <http://www.textoscientificos.com/polimeros/sinteticos>
- Polímeros naturales. [Consulta en línea]. Recuperado de <https://books.google.com.pe/books?id=rpdvyucaUmoC&pg=PA143&dq=polimeros+naturales&hl=es&sa=X&ved=0ahUKEwjSgbXlgMDKAhUE4SYKHfr5B2sQ6AEIJzAC#v=onepage&q=polimeros%20naturales&f=false>

