

Guía de Laboratorio

QUÍMICA EN SALUD



**Guía de Laboratorio
QUÍMICA**

**Segunda edición digital
Huancayo, Agosto de 2023**

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.

Introducción

La Química es una ciencia experimental, se fundamenta en el trabajo práctico en el laboratorio, en la observación, en la obtención de datos, etc., el cual permitirá al estudiante, complementar la temática tratada en las clases teóricas, consolidando así, su aprendizaje de una ciencia, de gran importancia en el desempeño profesional.

Esta guía de laboratorio, es indispensable para el trabajo práctico del estudiante de la asignatura de Química, enfocada a estudiantes de Ciencias de la Salud.

Está constituida por 12 prácticas siendo las siguientes: Reconocimiento y manejo de materiales e instrumentos de laboratorio, Determinación de densidades de líquidos y sólidos, Espectros, Reconocimiento y Propiedades de los elementos de la tabla Periódica, Enlace Químico, Reacciones Químicas, Estequiometría, Preparación de soluciones, Osmolaridad, Ácido-Base, Reconocimiento del Carbono e Hidrógeno y Determinación de Glúcidos y Proteínas

Índice

Normas de bioseguridad en el Laboratorio	6
	6
PRÁCTICA 1: Reconocimiento y manejo de materiales e instrumentos de laboratorio	9
Reporte de la práctica 1	16
PRÁCTICA 2: Determinación de densidades de líquidos y sólidos	18
Reporte de la práctica 2	22
PRÁCTICA 3: Espectros	24
Reporte de la práctica 3	28
PRÁCTICA 4: Reconocimiento y propiedades de los elementos de la Tabla Periódica	30
Reporte de la práctica 4	34
PRÁCTICA 5: Enlace químico	37
Reporte de la práctica 5	40
PRÁCTICA 6: Reacciones químicas	43
Reporte de la práctica 6	47
PRÁCTICA 7: Estequiometría	48
Reporte de la práctica 7	51
PRÁCTICA 8: Preparación de soluciones	53
Reporte de la práctica 8	55
PRÁCTICA 9: Osmolaridad	57
Reporte de la práctica 9	60
PRÁCTICA 10: Ácido-base	61
Reporte de la práctica 10	65
PRÁCTICA 11: Reconocimiento del Carbono e Hidrógeno	68
Reporte de la práctica 11	70
PRÁCTICA 12: Determinación de glúcidos y proteínas	72
Reporte de la práctica 12	76
Referencias bibliográficas:	77

Normas de bioseguridad en el Laboratorio

Propósito:

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

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 reporte de resultados de la práctica 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.

Lo que no debe hacer:

- Ser foco de conversación o ruido que molesta a sus compañeros.
- Realizar experiencias que no están en las Guías.
- Arrojar desperdicios sólidos al lavadero, para ello está el cesto de la basura.
- Tocar los compuestos químicos o soluciones sin la autorización del docente.
- Prender el fósforo, luego abrir la llave del gas del mechero Bunsen.
- Devolver reactivos o soluciones sobrantes a sus frascos originales, y 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.

1. Evaluación:

Una práctica de laboratorio se evalúa con un máximo de 20 puntos, de los cuales 8 puntos si responde correctamente la prueba inicial, los 12 puntos restantes en función de los criterios:

- Calidad de las observaciones y anotaciones.
- 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, comunique enseguida al PROFESOR cualquier ACCIDENTE que haya ocurrido para que él disponga las medidas a tomar de inmediato.



PRÁCTICA 1 RECONOCIMIENTO Y MANEJO DE MATERIALES E INSTRUMENTOS DE LABORATORIO

PRÁCTICA 1: Reconocimiento y manejo de materiales e instrumentos de laboratorio

1. Propósito:

- Al finalizar la práctica el estudiante reconoce los materiales de laboratorio, su uso y funciones, desarrollando las habilidades de manejo de los materiales e instrumentos de medición básica del 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.

Es necesario que antes de comenzar cualquier trabajo experimental, el alumno conozca los materiales y equipos del laboratorio. Cada uno de los materiales y equipos tienen una función específica y su uso debe ser acorde con la tarea a realizar. La utilización inadecuada de este material o equipo lleva a errores en las experiencias realizadas y aumenta el riesgo de un accidente en el laboratorio.

La metrología es una ciencia que se encarga de estudiar todo lo referente a las mediciones. En nuestras sociedades existen ciertos sistemas físicos que pueden ser caracterizados por medio de la metrología. Entre los Instrumentos de medición más usados en el laboratorio tenemos:

A) El vernier o pie de rey. -Es una de las herramientas que más se utiliza en los talleres para la medición de diversos objetos, así como para verificar que la medida es correcta. El vernier consta de un par de reglas, una fija y una móvil o deslizante, el calibrador común permite medir dimensiones exteriores, interiores y profundidades de los objetos. La regla móvil o nonio tiene marcadas diez divisiones que abarcan nueve divisiones de la regla fija o principal, de tal forma que esto corresponde a $9/10$ de una división de la regla principal. Sus partes son:

Pata Fija.- Corresponde a la mordaza para medir el exterior de la pieza deseada.

Pata Móvil.- Corresponde a la mordaza para medir el exterior de las piezas, permite ajustar la superficie de medición debido al deslizamiento que tiene.

Punta Fija.- Parte de la mordaza para medir interiormente la pieza deseada.

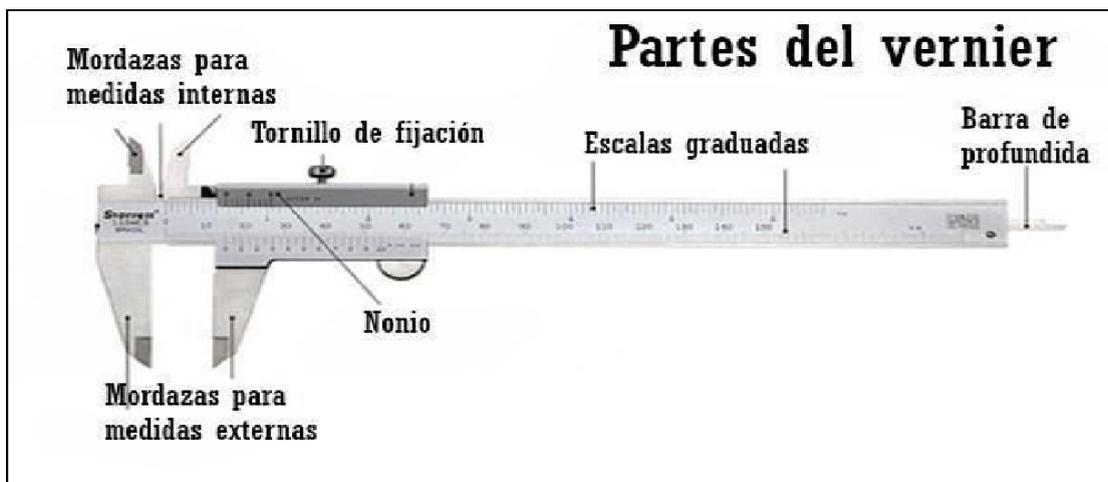
Punta Móvil.- Parte de la mordaza para medir el interior de las piezas, permite ajustar la superficie de medición por medio del deslizamiento que tiene.

Impulsor.- También es conocido como botón de deslizamiento y freno, permite apoyar el dedo pulgar para desplazar el cursor.

Tornillo de fijación o freno.- Tornillo situado en la mordaza móvil o punta móvil, al ser enroscado permite fijar la medida obtenida actuando sobre la lámina de ajuste.

Nonio.- Escala del calibrador que otorga la precisión de la herramienta según su cantidad de divisiones, el nonio corresponde a la lectura de las fracciones de milímetros (parte inferior) o de pulgadas (parte superior) en que esté dividido.

Reglilla de profundidad.- Se encuentra unida al cursor y permite tomar medidas de profundidad.



B) pHmetro digital. - Instrumento para medir el pH de una solución. Seguramente el método más simple y rápido de medida de pH. Una vez realizado la calibración del pHmetro digital, se realiza los siguientes pasos para medir el pH :

1. Introduce el ph metro en el líquido a medir
2. Espera 1 minuto hasta asegurar que la lectura se ha estabilizado
3. El valor que te marca el phmetro es tu medida. Anota la medida
3. Es fundamental entre medida y medida limpiar con agua destilada y secar bien el pHmetro para que no se produzca ningún error en la medida.



C) Balanza. - Las balanzas de laboratorio son instrumentos de medición diseñados especialmente para su uso en el laboratorio, que permiten determinar el peso de un cuerpo con una división mínima de al menos 0,1 gramos. Según su tecnología podemos clasificar las balanzas de laboratorio en dos grandes grupos, balanzas de laboratorio mecánicas y electrónicas, mientras que en función de su precisión podemos clasificarlas en balanzas de precisión fina (o balanzas de precisión) y balanzas de precisión especial (o balanzas analíticas). Entre los tipos de balanzas de laboratorio según su tecnología: Balanzas de laboratorio mecánicas y Balanzas de laboratorio electrónicas o digitales.

Reglas generales para el uso óptimo de una balanza electrónica:

- No se deben pesar las sustancias directamente sobre el plato de la balanza.
- Se debe utilizar un recipiente limpio y seco. Por ejemplo, una luna de reloj o un recipiente lo más pequeño posible. Y se debe tarar (poner el valor a 0).
- El recipiente y la carga que se han de pesar tienen que estar a la misma temperatura que el entorno de la balanza.
- El material que se quiere pesar se debe colocar en el centro del plato de la balanza.
- Siempre se debe retirar el recipiente del plato de la balanza para echar la sustancia que queremos pesar. Así evitaremos que se nos caiga sobre el plato y deteriore a la balanza. Además, si la sustancia cae sobre el plato y no sobre el recipiente tarado, la sustancia pesada no se corresponderá con la que hay en el recipiente.



D) Mechero Bunsen. -Es un instrumento utilizado en laboratorios para calentar muestras y sustancias químicas. Está constituido por un tubo vertical que va enroscado a un pie metálico con ingreso para el flujo de gas, el cual se regula a través de una llave sobre la mesa de trabajo. En la parte inferior del tubo vertical existen orificios y un anillo metálico móvil o collarín también horadado. Ajustando la posición relativa de estos orificios (cuerpo del tubo y collarín respectivamente), los cuales pueden ser esféricos o rectangulares, se logra regular el flujo de aire que aporta el oxígeno necesario para llevar a cabo la combustión.



Técnica de encendido y de regulación del Mechero Bunsen

- Conectar un extremo del tubo de goma a la boca de toma de gas con la llave cerrada y el otro extremo del mismo a la entrada de gas ubicada en la base del mechero.
- Verificar que la entrada de aire del mechero se encuentre cerrada.
- Encender un fósforo teniendo la precaución de hacerlo alejado del cuerpo.
- Acercar el fósforo encendido a unos 5 cm por encima de la boca del mechero y en simultáneo abrir la llave de salida de gas, en ese momento se forma una llama de color amarillo. Una llama de estas características nunca debe ser usada para calentar.
- Permitir el ingreso de aire por medio de la apertura de los orificios o del giro de la roldana. A medida que ingresa más oxígeno la llama se vuelve azulada, difícil de ver, con un cono interior coloreado y se oye un sonido grave (llama “sonora”). Cualquiera de las dos situaciones mencionadas representa una llama útil para calentar. Cuando se usa una llama de tipo “sonora” tener presente que la temperatura más alta de la misma se encuentra en el vértice superior del cono interno coloreado.
- Si la llama del mechero se entrecorta o “sopla” es indicio de un exceso de oxígeno durante la combustión; en tal caso se deberá cerrar el ingreso de aire hasta una posición tal que permita obtener una llama de las características indicadas en el párrafo anterior.

Clasificación de los materiales y equipos del laboratorio:

3.1. Por su uso específico

3.1.1. Materiales de medición:

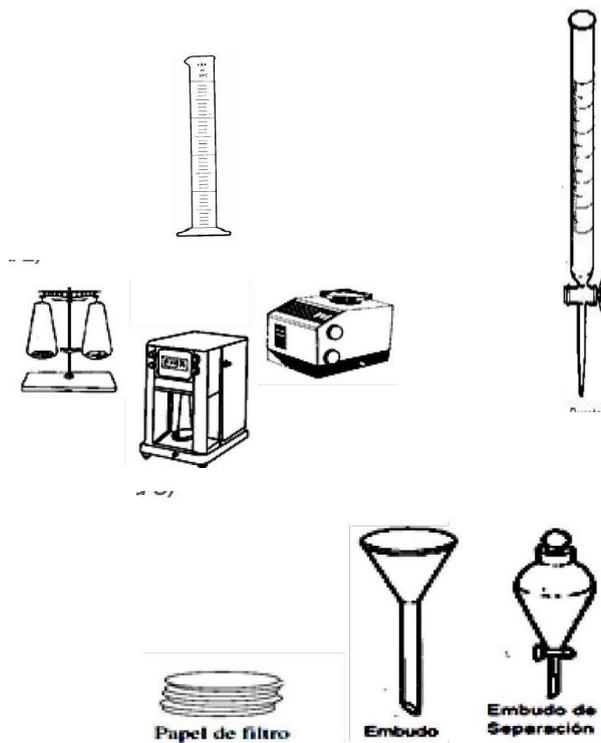
- Probetas graduadas
- Bureta, pipetas
- Vasos de precipitado
- Fiola
- Papeles indicadores

3.1.2. Instrumentos para medición:

- Balanzas: de brazo, eléctrica, digital y analítica
- Densímetros o aerómetro
- Potenciómetro
- Termómetros

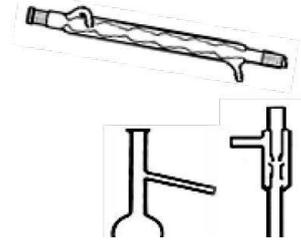
3.1.3. Materiales para separación:

- Embudos: de vástago corto y largo
- Embudos Büchner
- Peras de separación o decantación
- Papel de filtro
- Tamices metálicos



3.1.4. Equipos de separación:

- De secado
- De filtración
- Centrífugas, decantadores, de evaporación, de imantación
- De destilación, refrigerantes



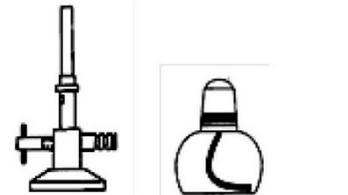
3.1.5. Materiales variados (para combinación, reacción y mezclas) :

- Tubos de prueba
- Vasos de precipitado
- Balones de fondo plano o esférico
- Crisoles
- Cápsulas
- Matraz Erlenmeyer
- Lunas de reloj



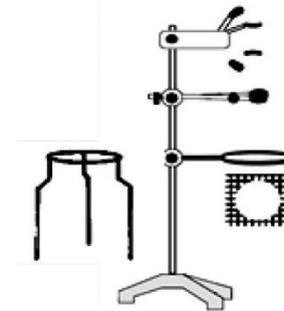
3.1.6. Materiales de calentamiento:

- Mecheros de bunsen y alcohol
- Estufas
- Mufla eléctrica
- Planchas eléctricas



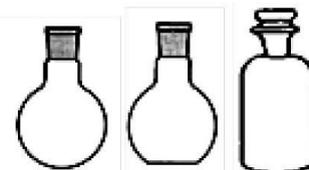
3.1.7. Materiales de sostén o soporte:

- Soporte universal
- Rejillas
- Pinzas
- Trípodes
- Nueces
- Gradilla
- Anillo de extensión



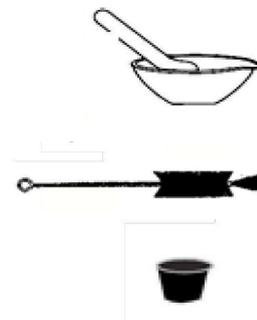
3.1.8. Materiales para conservación:

- Frascos para reactivos (de polietileno y vidrios transparentes y oscuros)
- Desecadores
- Goterros



3.1.9. Materiales para usos diversos:

- Varillas de vidrio
- Mangueras de goma
- Espátulas
- Escobillas para tubo de ensayo
- Tubo de desprendimiento
- Tapones de goma o corcho
- Morteros de vidrio y porcelana



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.)
- e) Plástico: Pissetas, 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.

3. Parte experimental:

Equipos y Materiales:

- Mechero Bunsen
- Balanza digital
- Pie de rey
- 1 luna de reloj mediana
- papel filtro
- 1 canica, 1 dado (trae alumno)
- pHmetro digital
- Espátula
- 1 tubo de ensayo 13 x 100
- fósforo
- Equipo de soporte universal
- Equipo de calentamiento

Reactivos:

- 50 g de Sulfato de Cobre
- . Arena fina
- Agua destilada

Procedimiento experimental:

Experimento 1: Manejo del mechero Bunsen

- Examine cuidadosamente el mechero notando todas sus partes, tanto las ajustables como las fijas; ubique las válvulas de entrada de aire y de gas y asegúrese que estén cerradas.
- Enciende un fósforo o un encendedor colocándolo al lado de la boca del mechero, gire la llave del gas un cuarto de vuelta y luego abra la válvula de entrada de gas al mechero.
- Ajuste la entrada de aire hasta obtener una llama azul pálida en el cono interno.
- Observe la llama formada y los cambios que en ella suceden cuando usted mueve las partes ajustables del mechero. Vuelva a graduar hasta obtener la llama azul.
- Muestre a la profesora la llama que obtuvo.

Experimento 2: Manejo de la balanza digital

- Comprobar que la balanza está limpia y en caso contrario proceder a su limpieza.
- Comprobar que la balanza está enchufada.
- Colocar el interruptor en posición ON y esperar a que se estabilice los ceros en la pantalla.
- Tener en cuenta el límite máximo de peso para cada balanza.
- Colocar sobre el platillo y sin sobrepasar los bordes del mismo, la luna de reloj.
- Presionar el botón de tara y esperar que vuelvan a aparecer los ceros estabilizados.
- Realizar las siguientes pesadas: 1,5g de CuSO_4 , un dado, una canica, un lapicero.
- Una vez efectuada la pesada, retirar la luna de reloj con el producto.
- Cuando se hayan realizado todas las pesadas previstas, volver a colocar el interruptor en la posición OFF y limpiar la balanza.
- Registre los resultados

Experimento 3: Manejo del pie de rey o vernier

- Obtenga las medidas siguientes: Diámetro de una esfera, dado, diámetro interior de la boca de un tubo de ensayo, altura de un objeto rectangular.
- Anote las medidas en la tabla

Experimento 4: Manejo del pH digital

- Siguiendo los pasos descritos anteriormente realice lo siguiente
- Mida el pH de las soluciones básicas y ácidas, proporcionadas por la profesora.
- Mida 40 ml de agua destilada en la probeta y trasvase a un vaso de precipitación, enseguida mida su pH.

4. Cuestionario:

- Explique qué se entiende por menisco y dé un ejemplo.
- Determine las partes del mechero de Bunsen y explique las llamas de combustión.
- Diga cuál es la diferencia entre:
medición y mensurado
precisión y exactitud
- ¿Qué es una medición directa? Ponga un ejemplo.
- ¿Qué es una medición indirecta? Ponga un ejemplo.

REPORTE DE LA PRÁCTICA 1 RECONOCIMIENTO Y MANEJO DE MATERIALES E INSTRUMENTOS DE LABORATORIO

Reporte de la práctica 1

Asignatura: Química

Integrantes:

Docente:

1.

Sección:

2.

Grupo:

3.

Fecha: / /

4.

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

1. Grafique y escriba su función de 8 materiales de laboratorio que usted considere sean los más utilizados en el laboratorio de química. (8ptos.)

N°	Nombre	Dibujo	Función
1			
2			
3			
4			
5			
6			

7			
8			

2. Responda a las siguientes preguntas (6 ptos.):

a) ¿Existen materiales de vidrio que se pueden calentar?, dé ejemplos

.....

.....

b) De acuerdo al tipo de material de fabricación, los materiales de laboratorio se clasifican en:

.....

.....

c) Según la exactitud con la que miden volúmenes de líquidos (ordénelos de mayor a menor exactitud):

.....

.....

3. Señale el material adecuado para las siguientes mediciones: (4 ptos.)

Función	Material de laboratorio
Condensar líquidos	
Separar líquidos de diferente densidad	
Mezclar o revolver por medio de la agitación	
Para obtener precipitados	

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

PRÁCTICA 2 DETERMINACIÓN DE DENSIDADES DE LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

PRÁCTICA 2: Determinación de densidades de líquidos y sólidos

1. Propósito de la práctica:

Al finalizar la sesión el estudiante reconoce técnicas y resultados obtenidos experimentalmente en la determinación de densidades de sólidos regulares e irregulares. Así mismo la densidad de líquidos.

2. Fundamento teórico:

La densidad absoluta de un sistema material, es la razón entre la masa y el volumen del mismo. Es una magnitud que mide la cantidad de materia contenida en la unidad de volumen de un sistema. Es una propiedad intensiva, es decir es independiente de la cantidad de materia observada. Las propiedades intensivas son especialmente importantes en los estudios químicos, porque suelen usarse, entre otras aplicaciones, en la identificación sustancias, pureza de las mismas y concentración de disoluciones.

Fórmula de densidad absoluta:

$$d = m / v$$

m = masa
v = volumen



Las unidades básicas en el Sistema Internacional (S.I), de masa y volumen son el Kg y el m³, respectivamente. Por lo tanto la unidad de densidad sería Kg / m³, pero es una unidad muy grande, por lo que en química se expresa generalmente en g/cm³ ó g / ml para sólidos y líquidos y en g / l para gases. Para un mismo estado de agregación, la densidad depende de la temperatura, pues el volumen varía con la misma, mientras la masa permanece constante. Se debe indicar a la temperatura a la que se realiza la experiencia, por ejemplo: la densidad del agua H₂O a 4°C = 1,000 g / ml, densidad del H₂O a 20°C = 0,9982 g / ml

La densidad relativa de una sustancia es el cociente entre su densidad y la de otra sustancia diferente que se toma como referencia o patrón: Para sustancias líquidas se suele tomar como sustancia patrón el agua cuya densidad a 4 °C es igual a 1,000 g/cm³. Para gases la sustancia de referencia la constituye con frecuencia el aire que a 0 °C de temperatura y 1 atm de presión tiene una densidad de 1,293 g/l. Como toda magnitud relativa, que se obtiene como cociente entre dos magnitudes iguales, la densidad relativa carece de unidades físicas.

Cálculo de la densidad de sólidos:

Este método se emplea tanto para cuerpos irregulares como regulares. Consiste en llenar una probeta con agua hasta un volumen definido (volumen inicial: v_i), a continuación, se introduce el cuerpo, con la probeta inclinada, para evitar derramar agua y no romper el fondo de la probeta. Luego se mide el volumen (volumen final: v_f), teniendo la precaución de que no haya burbujas y el cuerpo esté totalmente sumergido. Por diferencia entre el v_f y el v_i , se obtiene el volumen del cuerpo. El líquido utilizado no debe reaccionar, ni disolver al sólido.

En el trabajo práctico se determinará el volumen del cuerpo regular por dimensiones y del irregular por desplazamiento de líquido.

Cálculo de la densidad de líquidos:

1- Densimetría: El densímetro es un cuerpo cilíndrico de vidrio, hueco, con un lastre en su extremo inferior (de forma piriforme) y su extremo superior (delgado) contiene una escala graduada en unidades de densidad de diferentes rangos, por ejemplo, de 0,800 a 1,000 g/ml si se quiere medir densidades de líquidos menos densos que el agua. De 1,000 a 1,200 g/ml, de 1,200 a 1,500 g/ml, etc, para líquidos más densos que el agua. La graduación 1,000 g/ml corresponde a la densidad del agua a 4 °C. Su funcionamiento se basa en el Principio de Arquímedes, que establece: “todo cuerpo sumergido en un líquido, experimenta un empuje de abajo hacia arriba igual al peso del volumen del líquido desalojado”. Al sumergir el densímetro en el líquido cuya densidad se quiere determinar, se hunde por el lastre que presenta, pero recibe una fuerza hacia arriba por efecto del empuje. Cuando las fuerzas se equilibran, el densímetro flota en el líquido y se lee en la escala graduada la densidad del mismo. El densímetro se encuentra calibrado de tal manera que, a temperatura ambiente, cuando se lo sumerge en agua destilada, la superficie del agua coincide con la marca 1.00 de la columna graduada. Cuando se sumerja al densímetro en una solución de mayor densidad que el agua, el empuje que reciba será mayor y por lo tanto flotará más. Esto se expresará en la graduación de la columna, en donde se podrá leer la densidad relativa. El caso inverso resultará con los líquidos de menor densidad.

PROCEDIMIENTO:

- Se coloca el líquido en una probeta de 200 ml
- Se introduce el densímetro en el líquido. Se debe tener cuidado de no soltarlo y que golpee el fondo de la probeta, para evitar posible rotura. Al introducirlo se hace con un movimiento de giro del densímetro, para que quede en el medio y de esa manera no toque las paredes de la probeta (ya que no flotaría libremente)
- Se mira donde el menisco del líquido enrasa con la escala graduada y se determina la densidad.

2- Aplicando la fórmula: Se determina la masa de un volumen definido del líquido y el cociente entre ellos nos da la densidad. En un vaso de precipitado apropiado, previamente tarado, se colocan 20 ml del líquido y se determina su masa.

3. Parte experimental:

3.1. Materiales

- Balanza digital
- Pie de rey
- 1 Probeta de 50 ml y 100 ml
- 2 Vaso de precipitado de 150 ml

3.2. Reactivos

Agua destilada

TRAE EL GRUPO:

- 1 canica mediana
- 1 dado mediano
- 2 objetos de forma irregular (tamaño mediano)
- Leche evaporada (1 tarro pequeño)

Procedimiento

- **DENSIDAD DE UN SÓLIDO IRREGULAR.**- Para determinar la densidad de un sólido irregular y regular, se aplica el principio de Arquímedes; para ello se debe considerar la masa del sólido y su volumen. Se aplica la siguiente fórmula de densidad.

EXPERIMENTO N° 1:

1. Pese el objeto seco y limpio en una balanza digital cuya precisión sea mínimo de 0,01 g. Llene la probeta hasta la mitad con agua y determine el volumen.
2. Introducir el sólido pesado en la probeta (se debe tener la precaución de que no queden burbujas de aire adheridas a la superficie del sólido. Para ello golpea suavemente la base de la probeta sobre un trapo depositado en la mesa).
3. Determine el nuevo volumen y anótalo como volumen final.

El volumen del sólido será: **Volumen final – Volumen inicial.**

Determine la densidad del objeto, aplicando la fórmula.

- **DENSIDAD DE UN SÓLIDO REGULAR:**

La densidad de un sólido de forma regular (por ejemplo, cubo, esfera, cilindro etc.); puede determinarse directamente a partir de su masa y su volumen (aplicando los conceptos geométricos).

Volumen esfera:

$$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3$$

Volumen cubo:

$$V_c = a^3$$

Dónde: r = radio;
a = arista

EXPERIMENTO N° 2:

1. Pese la esfera de cristal (canica) seco y limpio en una balanza digital.
2. Llene la probeta hasta la mitad con agua y determine el volumen (con agua, para introducir la esfera se deberá inclinar de 35-50 grados la probeta).

El volumen del sólido será: **Volumen final – Volumen inicial.**

Este volumen será el volumen experimental.

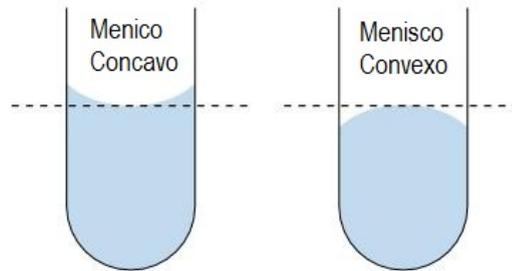
3. Para determinar el volumen teórico, se deberá medir el diámetro de la esfera de cristal con ayuda del vernier o pie de rey. Luego aplicar la fórmula del volumen de una esfera.

4. Determine la **densidad experimental** de la esfera dividiendo el peso del sólido con el volumen experimental y determine la densidad teórica de la esfera de vidrio dividiendo el peso del sólido con el volumen teórico.

EXPERIMENTO N° 3:

Realizar el mismo procedimiento del experimento N° 3 utilizando el cubo (dado).

LA DENSIDAD DE UN LÍQUIDO UTILIZANDO UNA BALANZA DIGITAL Y LA BURETA:



EXPERIMENTO N° 4:

- Pese un vaso de precipitado de 50 ml limpio y seco.
- Cargue una bureta con leche entera y precisa exactamente el volumen de partida.
- Vierta, cuidando no salpicar, un volumen determinado de líquido al vaso.
- Pese el vaso con el líquido.
- La masa del líquido se calcula restando el peso del vaso con el líquido del vaso vacío.
- Aplicando la fórmula de densidad y sustituyendo por los valores obtenidos, determine la densidad de la leche.

4. Cuestionario:

- 4.1. ¿Cómo determinarías la densidad de un sólido que flota en el agua? Idee un método, por ejemplo, para determinar la densidad de un trozo de corcho.
- 4.2. Un trozo de papel de aluminio mide 12,0 pulgadas por 15,5 pulgadas, tiene una masa de 5,17 gramos. Si el aluminio tiene una densidad de 2,70 g/cm³. Calcule el espesor del papel en cm.
- 4.3. ¿Cómo varía la densidad con respecto a la temperatura?
- 4.4. ¿Cuál es la diferencia entre peso específico y densidad? y ¿En qué condiciones serán numéricamente iguales?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 2 DETERMINACIÓN DE DENSIDADES DE LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

Reporte de la práctica 2

Asignatura: Química

Integrantes:

Docente:

1.

Sección:

2.

Grupo:

3.

Fecha: / /

4.

Instrucciones: Reporte los resultados de la práctica.

1. Reporte de resultados de la medición de las densidades de los sólidos irregulares(4ptos).

sólido (forma irregular)	Masa(g)	Volumen (ml)			Densidad (g/cm ³) d = m/v
		V ₁	V ₂	V _{sólido} = V ₂ - V ₁	

2. Reporte de resultados de la medición de las densidades de sólidos regulares(4ptos).

Sólido (forma regular)	Masa (g)	Volumen experimental (cm ³)	Volumen teórico (cm ³)	Densidad experimental (g/cm ³)	Densidad teórica (g/cm ³)	% de Error
Esfera (canica)						
Cubo (dado)						

3. Reporte de resultados de la medición de las densidades de líquidos (4ptos)

Sustancia	Masa (g)	Volumen (ml)	Densidad experimental (g/ml)	Densidad Teórica (g/ml) (Tablas)	% de Error
	m_{LIQUIDO}				
Agua				1000 g/l	
Leche entera				1032 g/l	

4. Resuelva en el reverso de la hoja los siguientes ejercicios (2 ptos)

- 4.1. Un cilindro de Zinc de 1,1 cm de radio, tiene una masa de 120 gramos. Si el Zinc a 15°C tiene una densidad de 7,1 g/cm³. ¿Cuál es la altura de este cilindro de Zinc?
- 4.2. Un trozo de papel de aluminio tiene un área de 12 pulg por 15,5 pulg y una masa de 5,17 g. Si el aluminio tiene una densidad de 2,7 g/cm³. Halle el espesor del papel en cm. (1 pulg=2,54 cm)

5. Escriba 2 conclusiones de la práctica realizada (4ptos)

a)

.....

.....

b)

.....

.....

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



PRÁCTICA 3 ESPECTROS

PRÁCTICA 3: Espectros

1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante identifica y diferencia elementos o compuestos químicos mediante la observación del espectro emitido de la luz.
- Determina la longitud de onda, frecuencia y energía de los fotones observados.

2. Fundamento teórico:

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.

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 continua, después de que la excitación ha cesado, a este fenómeno se le denomina fosforescencia.

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

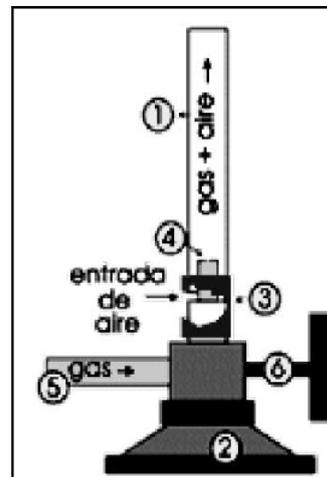
Características de la llama del mechero Bunsen:

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
- 1 tubos de ensayo 13 x 100 pirex
- 7 lunas de reloj
- 1 gradilla para tubos
- 1 espátula
- fósforo
- 1 alicate con punta

3.2. Reactivos

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

TRAE EL GRUPO:

- 70 cm de alambre de nicrom (calibre 21, 22 ó 23)

3.3. 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.

4. 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 de la combustión completa e incompleta que ocurre en el mechero de Bunsen

Fórmulas:

$$E = h \times f \quad E = \frac{h \times c}{\lambda} \quad f = \frac{c}{\lambda}$$

Donde:

E = energía de un fotón

f = frecuencia de la radiación

h = constante de Max Planck

C = velocidad de la luz

λ = longitud de onda

REPORTE DE LA PRÁCTICA 3 ESPECTROS

Reporte de la práctica 3

Asignatura: Química

Integrantes:

Docente: 1.

Sección: 2.

Grupo: 3.

Fecha: / / 4.

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

1. En base a los colores de los espectros de emisión observados en los experimentos, complete el siguiente reporte. (10 puntos)

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

2. Resuelva el ejercicio (4 pts)

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 Coloque su respuesta (al reverso de la hoja).

3. Sintetice por lo menos dos 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 puntos)

TABLA DE VALORES DE ESPECTROS:

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

Conversión: (Ver el Formulario N°1)

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

$$1 \text{ Joule} = 10^7 \text{ ergios}$$



PRÁCTICA 4
RECONOCIMIENTO Y PROPIEDADES DE LOS
ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

PRÁCTICA 4: Reconocimiento y propiedades de los elementos de la Tabla Periódica

1. Propósitos de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante reconoce los elementos químicos en la tabla periódica e interpreta el significado de la variación e importancia de las propiedades periódicas.
- El estudiante identifica algunos elementos químicos representativos de las principales familias de la tabla periódica.
- El estudiante determina las características físicas de cada elemento químico, como: estado físico, color de algunos elementos con el fin de identificarlos.

2. Parte experimental:

PRIMERA PARTE: Reconocimiento de los elementos de la tabla periódica:

1.1. Materiales

- Viales

1.2. Reactivos

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

1.3. Procedimiento

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?

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?

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 de los metales de transición?

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

3. Cuestionario:

- a). Identifique a los elementos alcalinos trabajados en la práctica y realice su configuración electrónica simplificada.
- b). Identifique a los elementos alcalinotérreos trabajados en la práctica y realice su configuración electrónica simplificada.
- c). Clasifique a los elementos trabajados en la práctica por grupo, familia y periodo.
- d). Indique las características que diferencian a los metales de los no metales.

SEGUNDA PARTE: Propiedades de los elementos de la tabla periódica.**2.1. 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

2.2. Reactivos

- Ácido clorhídrico
- Aluminio
- Anaranjado de metilo
- Azufre
- Calcio
- Fenolftaleína
- Litio (trozos pequeños)
- Magnesio
- Papel de tornasol azul
- Papel de tornasol rojo
- Potasio (trozos pequeños)
- Sodio (trozos pequeños)

2.3. Equipos

- 1 potenciómetro digital
- 1 termómetro

2.4. Procedimiento:**Experimento 1:** Determinación del carácter metálico y reactividad de Metales alcalinos.

- Coger con una pinza un trozo 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 un trozo 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 un trozo 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 ml de agua destilada y adicione el Litio, Sodio y Potasio, respectivamente, luego taparlos 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 un trozo 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 ml de agua en un vaso de precipitados, luego agréguele el calcio y agite brevemente. Anotar sus observaciones.
- Vierta 20 ml 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?

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 y la temperatura del ácido clorhídrico.

2.5. Cuestionario:

a). 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

b). ¿Cómo varía el carácter metálico de los elementos en los grupos y en los periodos de la tabla periódica?

.....

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

.....

d). ¿Cómo varía el potencial de ionización, radio atómico, afinidad electrónica, electro positividad, electronegatividad en la tabla periódica?

.....

REPORTE DE LA PRÁCTICA 4 RECONOCIMIENTO Y PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

Reporte de la práctica 4

Asignatura: Química

Integrantes:

Docente: 1.

Sección: 2.

Grupo: 3.

Fecha: / / 4.

PRIMERA PARTE: (10 puntos.)

Con las características particulares de cada elemento observado desarrolle la siguiente tabla:

N°	Elemento	Símbolo	Número Atómico	Grupo	Periodo	Familia	Configuración Electrónica Simplificada	Características Físicas	
								Estado físico	Color
1	Aluminio								
2	Azufre								
3	Calcio								
4	Carbono								
5	Cobre								
6	Cromo								
7	Estaño								
8	Hierro								
9	Fósforo								
10	Lítio								

11	Magnesio								
12	Manganeso								
13	Mercurio								
14	Molibdeno								
15	Niquel								
16	Plomo								
17	Sodio								
18	Titanio								
19	Yodo								
20	Zinc								

SEGUNDA PARTE: (10 puntos)

2.1. Experimento 1

(3 ptos.)

Elemento	Carácter	PH	Temperatura	Observaciones
Litio				
Sodio				
Potasio				

2.2. Experimento 2

(2 ptos.)

Elemento	pH	Temperatura	Observaciones	Carácter (marca con una x)	
				metálico	No metálico
Calcio					
Magnesio					

2.3. Experimento 3

(1 ptos.)

Elemento	Carácter	PH	Temperatura	Observaciones
Azufre				

2.4. Experimento 4

(1ptos.)

Elemento	Carácter	PH	Temperatura	Observaciones
Cloro				

3.- Conteste las siguientes preguntas:

(3 ptos)

3.1. ¿Qué reacción tuvo el elemento más reactivo al adicionarlo al vaso con agua?

.....

.....

.....

.....

3.2. ¿Qué consideraciones tuvo para saber el carácter metálico de un elemento químico?

.....

.....

.....

.....

3.3. ¿En la combustión del Azufre, a qué se debe la llama azul que se observa?

.....

.....

.....

.....



PRÁCTICA 5 ENLACE QUÍMICO

PRÁCTICA 5: Enlace químico

1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante identifica el tipo de enlace por su solubilidad y conductividad eléctrica de una sustancia. 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.

1.1. 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.

1.2. 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.

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. Parte experimental:

3.1. Materiales

- 1 equipo de conductividad
- 1 gradilla para tubos
- 1 multitester
- 1 pinza para tubos
- 1 probeta de 10 ml
- 2 lunas de reloj
- tubos de prueba
- 8 vasos de precipitación de 150 ml
- 1 alicate con mango aislante de electricidad

3.2. Reactivos

- 1 barra de aluminio
- 1 barra de cobre
- 1 barra de zinc
- 1 barra de hierro
- 1 g de sulfato de cobre
- 1 ml de bencina
- 1 ml de aceite
- 1 ml de ácido clorhídrico
- 1 g de cloruro de sodio
- 50 ml de ácido clorhídrico 1 N
- 50 ml de agua destilada
- 50 ml de agua potable
- 50 ml de alcohol
- 50 ml de bencina
- 50 ml de cloruro de sodio 1 N
- 50 ml de sulfato de cobre al 1 N

TRAE EL GRUPO:

- 50 ml de zumo de limón
- 1 papa mediana

3.3. Procedimiento

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.

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.

Experimento 3: Conductividad eléctrica del enlace metálico

- 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.

4. 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. Esquematiza, 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

Reporte de la práctica 5

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

Integrantes:

1.

2.

3.

4.

Instrucciones:

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

1. Reporte los resultados de solubilidad en agua de las sustancias experimentadas. (5 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. (7 pts)

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

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

Elemento	Fórmula química	¿Conduce la corriente eléctrica?		Intensidad			Tipo de enlace
		SI	NO	Baja	Media	Alta	
Aluminio							
Cobre							
Hierro							
Zinc							

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

4.1.....

.....

.....

4.2.....

.....

.....

5. Desarrolle el cuestionario de la práctica (2 ptos)

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

.....

.....

.....

5.2. ¿Cuáles de las sustancias con la que ha trabajado en esta práctica son sustancias de origen iónico?

.....

.....

.....

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



PRÁCTICA 6 REACCIONES QUÍMICAS

PRÁCTICA 6: Reacciones químicas

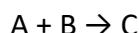
1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante realiza las reacciones químicas, e identifica según el tipo de reacción al que pertenecen.
- 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, Sistemática y Stock) de los productos sintetizados.

2. Fundamento teórico:

Las reacciones químicas se pueden clasificar en los siguientes tipos:

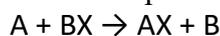
- **Reacciones de combinación:** Son aquellas en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactantes.



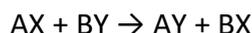
- **Reacciones de descomposición:** Son aquellas en las que se forman dos o más productos a partir de uno. Muchos compuestos se comportan de esta manera cuando se calientan.



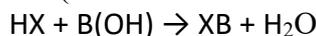
- **Reacciones de desplazamiento simple:** Las reacciones de desplazamiento son aquellas en que un elemento sustituye a otro en un compuesto.



- **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. Parte experimental:

3.1. Materiales

- 4 tubos de ensayo 13 x 100
- 1 tubo de ensayo 15 x 150
- 1 tubo con tapa
- 1 propipeta
- 2 vasos de 100 ml
- 1 pipeta de 10 ml
- 1 pinza para tubo
- 1 varilla de vidrio
- 1 pinza de uso múltiple
- 1 espátula
- 1 lija pequeña
- 1 mechero Bunsen
- Piseta
- Gradilla para tubos
- 1 balanza digital
- 1 gotero

3.2. Reactivos

- Cinta de Magnesio (trozos)
- Solución saturada de Hidróxido de calcio
- Solución de Nitrato de Plata al 4 %
- 2 granallas de Zinc (Zn)
- Sulfato de Magnesio ($MgSO_4$)
- Solución de Nitrato de Plata QP
- Alambre de Hierro o clavo (Fe)
- Cinta o alambre de Cobre (trozos)
- Carbonato de Calcio ($CaCO_3$)
- Ácido Clorhídrico concentrado
- Hidróxido de Sodio en lentejas
- Ácido clorhídrico diluido HCl (1:4)
- Sulfato de Cobre ($CuSO_4$) al 1 M
- Ácido Nítrico (HNO_3) QP

3.3. Procedimiento:

Reacción 1: Quemar cinta de Magnesio

- Con una pinza 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.



Reacción 2: Nitrato de Plata y Cobre

- Vierta 5 ml de solución de Nitrato de Plata al 4 % en un tubo de 13x100 e introduzca la pieza de Cobre limpia.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción
- Anote sus observaciones.



Reacción 3: HCl con Zinc

- Vierta 5 ml de solución de HCl en un tubo de 13 x100 e introduzca la granalla de Zinc.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.



Reacción 4: Hidróxido de Sodio y Sulfato de Magnesio

- Colocar 1 g de Hidróxido de Sodio y 20 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 25 ml de agua, agite con la varilla de vidrio 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.

Reacción 5: Nitrato de Plata y Ácido Clorhídrico

- Llene con agua destilada las dos terceras partes de un tubo de ensayo de 15 x 150 y adicione 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.

Reacción 6: Ácido Nítrico y Cobre

- 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

Reacción 7: Sulfato Cúprico y Hierro

- Coloque 3 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.
- Escriba la ecuación química.
- Identifique el tipo de reacción que se produce.
- Anote sus observaciones.

4. Cuestionario:

- a. ¿Por qué se da el nombre de reacción química a un cambio químico? Escriba un ejemplo.
- b. Balancee las siguientes reacciones, utilizando el método Redox, e identifique al agente oxidante y al agente reductor:
 - a. $\text{Bi(OH)}_3 + \text{K}_2\text{Sn(OH)}_4 \rightarrow \text{Bi} + \text{K}_2\text{Sn(OH)}_6$
 - b. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - c. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMNO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - d. $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- c. Escriba 2 ejemplos de cada tipo de reacción química.
- d. 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.
 - a. $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$
 - b. $\text{NiCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots + \dots$
 - c. $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \dots + \dots$
- e. ¿Cuál es la reacción química que produce el sarro cuando se hierve el agua potable? ¿Qué tipo de reacción es?
- f. ¿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?
- g. ¿Qué le ocurre al agente oxidante y al agente reductor en una reacción de oxidación-reducción?
- h. ¿Por qué se dice que el peróxido de hidrógeno es un agente oxidante y reductor? Explique.
- i. ¿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 6

REACCIONES QUÍMICAS

Reporte de la práctica 6

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

Integrantes:

1.....

2.....

3.....

4.....

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)

Nº	Ecuación Química balanceada	Clasificación de la reacción	Nombre del producto obtenido
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			

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

2.1.-

.....

2.2.-

.....

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



PRÁCTICA 7 ESTEQUEOMETRÍA

PRÁCTICA 7: Estequiometria

1. Propósito de la práctica:

- El estudiante identifica el reactivo limitante y exceso en una reacción química y realiza cálculos estequiométricos

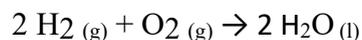
2. Fundamento teórico:

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

La estequiometria 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. Parte experimental

3.1. Materiales

- | | |
|--------------------------------------|----------------------------------|
| • 1 piseta | • 1 espátula |
| • 1 mechero de ron | • 1 pinza para vasos |
| • 3 vasos de precipitación de 150 ml | • 1 embudo de vidrio |
| • 1 trípode | • 1 estufa |
| • 1 varilla de vidrio | • 1 luna de reloj |
| • 1 rejilla con asbesto | • 1 papel de filtro |
| • 1 caja de fósforo | • 1 soporte universal con nueces |

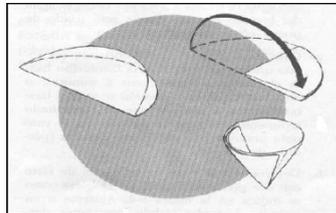
3.2. Reactivos

- AgNO_3 (s)
- NaCl (s)

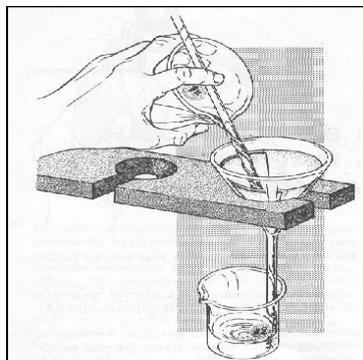
3.3.Procedimiento:

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 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).



6. 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.
7. Coloque 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.



8. Decantar el líquido transparente del vaso número 1 sobre el embudo, echándolo en el mismo mediante una varilla de vidrio.
9. 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.
10. 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.
11. Después de la filtración, poner el papel de filtro y el sólido en el vaso 1.
12. 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, retíralo de la estufa y colóquelo en el desecador por 10 minutos.
13. Con ayuda de la pinza retire el vaso del desecador y colóquelo en la balanza para pesarlo.

4. Cuestionario:

4.1. Dada la siguiente ecuación química:



calcular:

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

4.2. En una experiencia de laboratorio se hace reaccionar 14,3 g de óxido cuproso con 10 g de Cu_2S , de acuerdo con la siguiente ecuación:



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

4.3. 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:



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

REPORTE DE LA PRÁCTICA 7 ESTEQUIOMETRÍA

Reporte de la práctica 7

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

Integrantes:

1.....

2.....

3.....

4.....

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

1. Reporte los resultados del experimento (8 pts)

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	
Reactivo en exceso	
Masa teórica AgCl	
% de rendimiento	

Cálculos:

2. Conteste las siguientes preguntas: (6 puntos)

2.1. ¿Qué son leyes ponderales? ¿Cuáles son? Indique el científico que postuló cada ley.

.....
.....

2.2. ¿Qué es un precipitado?

.....
.....

2.3. ¿Qué es el reactivo limitante?

.....
.....

2.4. ¿Qué es el reactivo en exceso?

.....
.....

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

.....
.....

2.6. ¿Qué factores determinan el rendimiento de una reacción?

.....
.....

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

3.1.
.....
.....

3.2.
.....
.....

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



PRÁCTICA 8 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

PRÁCTICA 8: Preparación de soluciones

1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante prepara diferentes soluciones.
- Verifica que las soluciones son sistemas homogéneos y las cantidades de los componentes de una solución: soluto y solvente pueden variar.
- Comprende que existe varias formas de expresar las concentraciones de las soluciones.

2. Fundamento teórico:

Las soluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias formadas por disolventes y soluto. El soluto es la sustancia que interviene en menor proporción y el disolvente en mayor proporción.

La solución es una mezcla, la preparación de sus componentes es variable. Existen muchas formas de expresar las concentraciones de las soluciones física o químicas.

3. Parte experimental:

3.1. Materiales y equipos

- 1 balanza analítica
- 1 fiola de 500 ml
- 2 fiolas de 250 ml
- 4 fiola de 100 ml
- 1 propipeta
- 1 pipeta de 10 ml
- 1 pizeta
- 1 varilla de vidrio
- 1 espátula
- 2 lunas de reloj (medianos)
- 2 vasos de 150 ml

3.2. Reactivos

- 50 g de NaCl
- 50 g de NaOH
- 50 g de dextrosa
- 50 ml de HCl Q.P.

3.3. Procedimiento

- Usando las formulaciones para cada tipo de soluciones determinar la cantidad de solutos para cada solución.
- Medir, pesar los solutos con las precauciones respectivas
- Disolver cada soluto en un vaso, con los procedimientos y cuidados correctos
- Agregarlos a cada fiola utilizando el embudo.
- Agregar disolvente agua destilada hasta la mitad del volumen de la fiola y mezclar agitando la fiola con cuidado.
- Finalmente aforar hasta la marca que tienen las fiolas con agua destilada.
- Preparar las siguientes soluciones:
 1. 500 mL de solución de NaCl al 1.5 %
 2. 100 mL de solución de NaOH 0.1 N
 3. 100 mL de solución de HCl 0.1 M
 4. 50 mL de Dextrosa
 5. 50 mL de Suero Fisiológico.
 6. Preparar 50 mg de cloruro de sodio en 100 ml de agua. Calcular
 - a) La Molaridad
 - b) La Osmolaridad

4. **Cuestionario:**

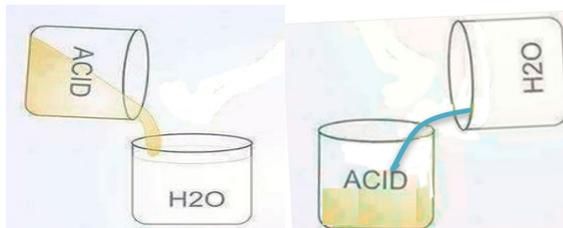
a. ¿Cuál es el orden correcto en la preparación de una solución ácida? ¿Por qué?

.....

.....

.....

.....



b. ¿Qué es menisco?

.....

.....

.....

.....

REPORTE DE LA PRÁCTICA 8

Preparación de soluciones

Reporte de la práctica 8

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

Integrantes:

1.

2.

3.

4.

1. Escriba los materiales de laboratorio, los pasos y los cálculos para la preparación de las soluciones en la presente práctica.

a) 250 ml de solución de NaCl al 0.9 %

(4 puntos)

Materiales de laboratorio	Procedimiento	Cálculos

b).100 ml de solución de NaOH 0.1 N

(4 puntos)

Materiales de laboratorio	Procedimiento	Cálculos

c).250 ml de solución de HCl al 0.1M

(4 puntos)

Materiales de laboratorio	Procedimiento	Cálculos

2. Responder las siguientes preguntas relacionadas con la práctica: (2 puntos)

2.1. ¿Qué precauciones tuviste al preparar la solución ácida?

.....
.....

2.2. ¿Qué precauciones debes tener al manejar el ácido y la sosa?

.....
.....

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

3.1.....
....

.....
....

.....
....

3.2.

.....

.....

...

.....

...

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

PRÁCTICA 9 OSMOLARIDAD

PRÁCTICA 9: Osmolaridad

1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante demuestra el proceso de ósmosis de forma experimental.
- El estudiante demuestra el proceso de ósmosis de forma experimental.
- El estudiante entiende la importancia de los procesos osmóticos.

2. Fundamento teórico:

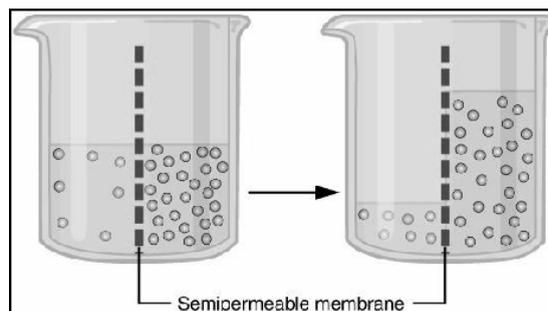
La ósmosis es un fenómeno en el que se produce el paso o difusión de un disolvente a través de una membrana semipermeable (que permite el paso de disolventes, pero no de solutos), desde una disolución más diluida a otra más concentrada.

El agua y la ósmosis:

El agua es la molécula más abundante en el interior de todos los seres vivos, y mediante la ósmosis es capaz de atravesar membranas celulares que son semipermeables para penetrar en el interior celular o salir de ella. Esta capacidad depende de la diferencia de concentración entre los líquidos extracelular e intracelular, determinada por la presencia de sales minerales y moléculas orgánicas disueltas.

Medios acuosos separados por membranas semipermeables pueden tener diferentes concentraciones, y se denominan hipertónicos (elevada concentración de solutos) y los hipotónicos (baja concentración de solutos con respecto a otros).

Las moléculas de agua en la ósmosis difunden desde los medios hipotónicos hacia los hipertónicos, provocando un aumento de presión sobre la cara de la membrana del compartimiento hipotónico, esta presión se denomina presión osmótica.



3. Parte experimental:

3.1. Equipos y materiales

- Balanza digital
- 1 probeta de 50ml
- 3 trozos de papa (cuadrados iguales)

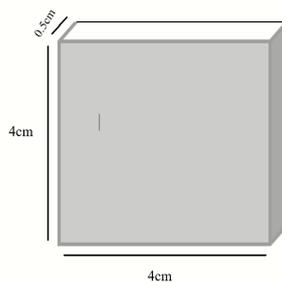
- 3 vasos de 150ml
- 1 pinza de uso múltiple
- 1 varilla de vidrio

3.2. Reactivos

- Agua destilada
- Sal (NaCl), sólido.

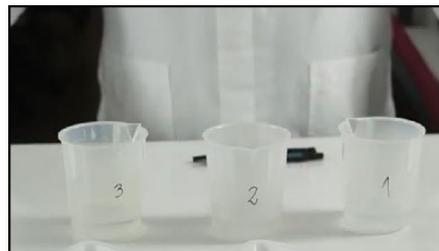
TRAE EL GRUPO: -

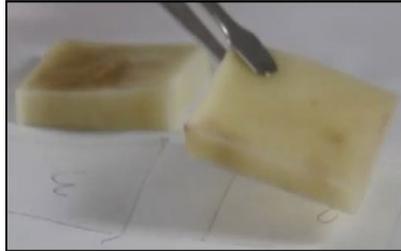
- 2 papeles bond.
 - Papel toalla.
 - 3 trozos cuadrados de papa con las siguientes medidas: 4cm x 4cm x 0.5cm
- Nota: No traer los trozos de papa en agua, deben traer en una bolsa de plástico.



3.3. Procedimiento

- -Rotula los 3 vasos de precipitación con los números 1, 2 y 3.
- -Dibuja en el papel bon el contorno de cada trozo de papa y ponle los números 1, 2 y 3.
- -Mida 100ml de agua destilada y vierta al vaso 1 (**solución hipotónica**).
- -Mida 100ml de agua destilada y vierta al vaso 2 , enseguida añada 1g de sal, agite con la varilla (**solución isotónica**).
- -Mida 100ml de agua destilada y vierta al vaso 3, enseguida añada 20g de sal, agite con la varilla (**solución hipertónica**).
- -Con la pinza coloque el trozo 1 en el vaso 1.
- -Con la pinza coloque el trozo 2 en el vaso 2.
- -Con la pinza coloque el trozo 3 en el vaso 3.
- -Después de 30min con la pinza retira los trozos y colócalos encima del papel absorbente, para luego colocarlos encima de cada dibujo de sus contornos de sus respectivos números.
- -Finalmente anota tus observaciones.





4. Cuestionario:

- a) ¿Qué es la osmolaridad y cómo se calcula?
- b) ¿Qué quiere decir baja osmolaridad?
- c) ¿Cuál es la diferencia entre difusión y ósmosis?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 9 OSMOLARIDAD

Reporte de la práctica 9

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

Integrantes:

1.

2.

3.

4.

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

1. Reporte los resultados de la práctica realizada en el siguiente cuadro (6 pts)

SOLUCIÓN	TAMAÑO INICIAL Y FINAL	TIPO DE SOLUCIÓN
Agua destilada	Ti <input type="checkbox"/> Tf	
Sal al 1%	Ti <input type="checkbox"/> Tf	
Sal al 20%	Ti <input type="checkbox"/> Tf	

2. Conteste las siguientes preguntas: (8 pts)

a) ¿Qué pasó con el tamaño de los trozos de papa después de remojarlos en las soluciones de sal por 30 min?

.....
.....

b) Explique los pasos que siguió para realizar esta práctica.

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

c) Explique cómo preparó las soluciones.

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

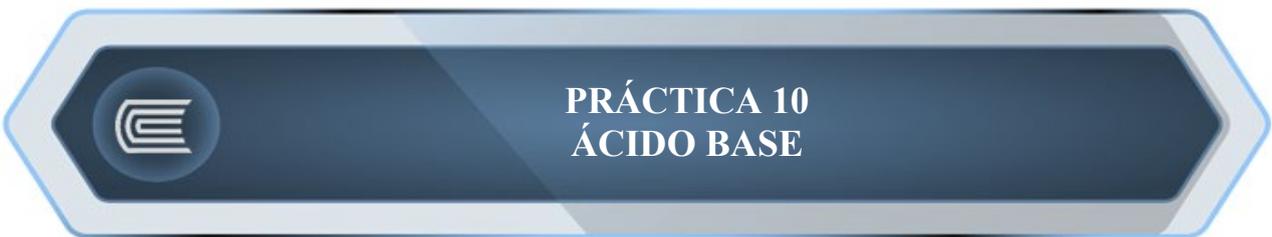
d) Diga Ud. qué cuidados tuvo para realizar esta práctica.

.....
.....

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

3.1.
.....
3.2.....
.....

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



PRÁCTICA 10
ÁCIDO BASE

PRÁCTICA 10: Ácido-base

1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante identifica el pH de diferentes sustancias mediante indicadores orgánicos 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:

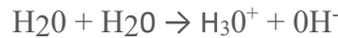
Los ácidos y bases son los dos tipos de sustancias más comunes en el laboratorio y en el mundo cotidiano. A finales del siglo XIX, Arrhenius formuló la primera definición:

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

En 1923 Brönsted 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 H_2O es el solvente por excelencia y puede actuar como aceptor o dador de H^+ , la reacción de autoionización correspondiente es:

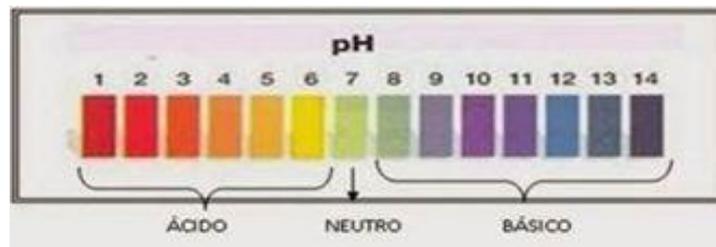


Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la $[H^+]$, pero suelen ser cantidades muy pequeñas y poco cómodas de manejar; una medida más práctica es la basada en la definición de pH del químico danés Soren Sorensen en 1909, obtenida cuando realizaba un trabajo para el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

$$pH = -\log [H^+]$$

Se establece una escala de acidez o escala de pH, en base al producto iónico del H_2O a $25^\circ C$ ($K_w = 1 \times 10^{-14}$), 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 $[H^+] = [OH^-]$, $pH = 7$



Medición del pH en el laboratorio

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

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 $[H_3O^+]$.



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 → 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^- .

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.

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN:

Molaridad	M	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litro de sln}}$
Molalidad	m	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de ste}}$
Normalidad	N	$N = \frac{\# \text{ de equivalentes de sto}}{\text{Litro de sln}}$

Eq-g de un ácido = $PM \text{ ácido} / \#H^+$
 Eq-g de una base = $PM \text{ base} / \#OH^-$

Valoración o titulación. -Es la determinación de la normalidad de una base o de un ácido, por medio de un ácido o base de una 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. Como se define en la siguiente expresión:

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

Donde: 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.

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

3. Parte experimental:

3.1. Materiales

- 15 tubos de ensayo 13 x100
- 1 gradilla para tubos
- 1 vaso de 100 ml
- 1 piseta con agua destilada
- 1 varilla de vidrio
- 1 pipeta de 10ml
- 1 propipeta

3.2. Reactivos

- HCl (solución diluida)
- NaOH (solución al 0,1N)
- NaCl (solución 1M)
- Agua destilada
- Fenolftaleína
- Anaranjado de metilo
- Azul de bromotimol
- Papel de tornasol rojo
- Papel de tornasol azul

TRAE EL GRUPO:

- 20 ml de leche de magnesia
- 20 ml de zumo de limón

3.3. Procedimiento

1. En 5 tubos de ensayo añadir 1 ml de leche de magnesia y en otros 5 tubos 1 ml de solución de HCl; 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 NaCl 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.
3. En 5 tubos de ensayo añadir 1 ml de zumo de limón 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 los cuadros del reporte de la práctica de ácidos o bases.

REPORTE DE LA PRÁCTICA 10 ÁCIDO-BASE

Reporte de la práctica 10

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

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. (6 pts)

Indicador	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 marque con una (x) donde corresponda (6 pts)

Sustancia de prueba	Ácido	Base	Neutro
Leche de Magnesia			
HCl			
NaCl			
NaOH			
Zumo de limón			
Agua destilada			

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

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

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

4. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (3 ptos)

4.1.....

.....

.....

4.2.....

.....

.....

.....

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



PRÁCTICA 11 RECONOCIMIENTO DE CARBONO E HIDRÓGENO

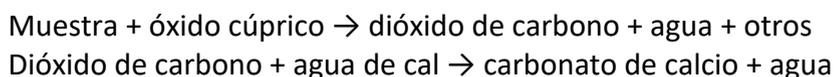
PRÁCTICA 11: Reconocimiento del Carbono e Hidrógeno

1. Propósitos de la práctica:

- El estudiante al finalizar la sesión identifica el carbono e hidrógeno en las reacciones químicas.
- Identificar elementos carbono e hidrógeno en la aspirina.
- Reconocer un compuesto orgánico

2. Fundamento teórico:

En la caracterización de los compuestos orgánicos es esencial conocer los elementos químicos que lo forman. Los que se encuentran con mayor frecuencia en estas sustancias son, además del carbono y el hidrógeno, el oxígeno, azufre, nitrógeno y los halógenos. Un ensayo que permite dar una información preliminar sobre la naturaleza de un compuesto es el ensayo de ignición, que consiste en calentar directamente a la llama de un mechero una pequeña muestra de la sustancia que se desea investigar, puesta en un crisol, en la punta de una espátula o en una cuchara de combustión, si arde con una llama luminosa, dejando o no un pequeño residuo, es casi seguro que el producto es orgánico (contiene carbono). Un ensayo más exacto para el reconocimiento de carbono e hidrógeno, consiste en calentar el compuesto con óxido cúprico en polvo (catalizador) en un tubo de ensayo pequeño. De esta forma, el carbono se oxida a dióxido de carbono (anhídrido carbónico), que se puede detectar haciéndolo burbujear en una solución de hidróxido de bario o calcio, la que se enturbiará al precipitar el carbonato de calcio o bario. El hidrógeno se reconoce por la formación de agua, que se condensa en forma de gotas sobre las paredes frías del tubo.



3. Parte experimental:

3.1. Materiales

- | | |
|------------------------------|------------------------------------|
| ● 1 tubos de ensayo 15 x 150 | ● 1 vaso de precipitación de 150ml |
| ● 1 soporte universal | ● Nuez y pinza para soporte |
| ● 1 tubo de desprendimiento | ● Pinza para tubo de ensayo |
| ● 1 mechero bunsen | |

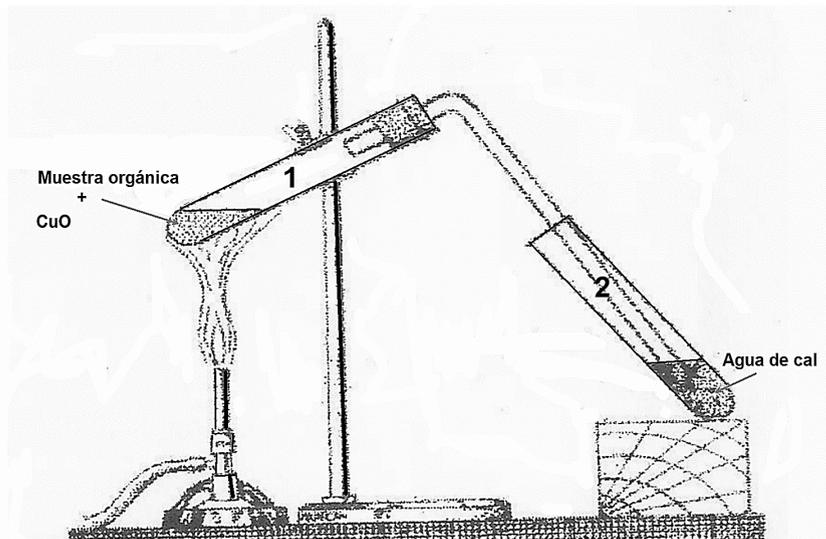
3.2. Reactivos

- Óxido cúprico
- Agua de cal

TRAJE EL GRUPO: - 2 pastillas de aspirina.

3.3. Procedimiento

- Triturar las pastillas de aspirina en un mortero
- En el tubo 1 limpio y seco, mezclar la aspirina triturada y el óxido cúprico (CuO)
- Sujetar el tubo 1 a un soporte como lo indica la figura.
- Conéctale un tubo de desprendimiento con su respectivo tapón monohoradado.
- En el tubo 2 agregar algo más de la mitad el agua de cal e inclinarlo sujetado con una pinza para tubos.
- Terminar armar el montaje como lo indica la figura (el tubo de desprendimiento debe quedar sumergido en la solución).
- Se procede a calentar el tubo 1 hasta observar el desprendimiento de dióxido de carbono.
- Anotar las observaciones en el tubo 2.



REPORTE DE LA PRÁCTICA 11

RECONOCIMIENTO DEL CARBONO E HIDRÓGENO

Reporte de la práctica 11

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

Integrantes:

1.

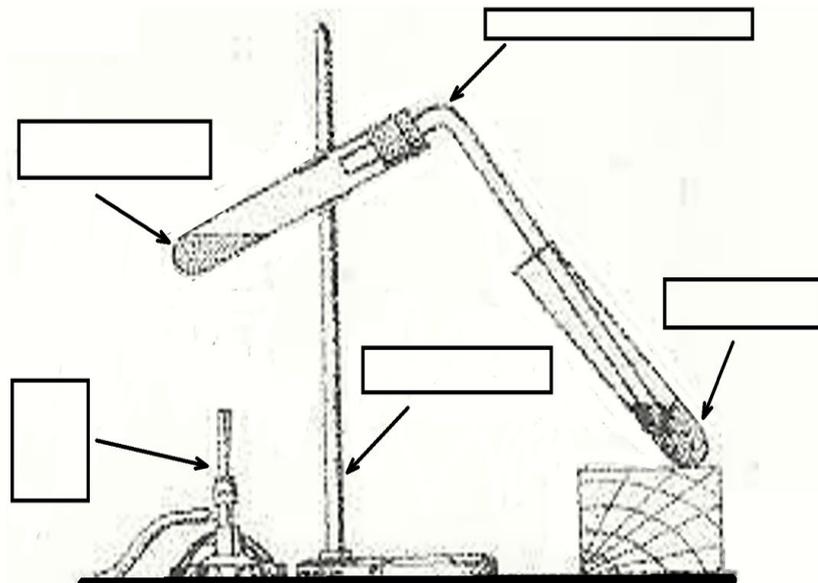
2.

3.

4.

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

- Realizar el montaje según la imagen y complete los cuadros vacíos de la figura correctamente. (5 pts.)



- Anote las observaciones en el tubo 1. (2 pts.)

.....

.....

.....

.....

- Anote las observaciones en el tubo 2. (2 pts.)

.....

.....

.....

4. ¿Qué me indica la formación de gotas de agua en las paredes del tubo 1? (2 ptos)
.....
.....
5. Escriba la ecuación química que representa la reacción química que ocurre en el primer tubo. (2 ptos)
6. Escriba la ecuación química que representa la reacción química que ocurre en el segundo tubo. (2 ptos)
7. Anote 2 conclusiones de la práctica. (3 ptos)
-
-
8. Criterios de cumplimiento de normas de bioseguridad + insumos encomendados + orden + limpieza (mesa y materiales) + puntualidad + trabajo colaborativo (2 ptos.)

PRÁCTICA 12 DETERMINACIÓN DE GLÚCIDOS Y PROTEÍNAS

PRÁCTICA 12: Determinación de glúcidos y proteínas

1. Propósito de la práctica:

- El estudiante al finalizar la sesión reconoce cualitativamente la presencia de Carbohidratos y proteínas en diversas muestras

2. Fundamento teórico:

Los carbohidratos, también llamados glúcidos o sacáridos, son un grupo de biomoléculas cuya característica química principal es su naturaleza polihidroxílica con otra función más oxidada, el grupo carbonilo de aldehídos y cetonas. En estas funciones se centra su reactividad. En el laboratorio se realizan diversos ensayos colorimétricos que puedan ayudar a clasificar e incluso a identificar un determinado azúcar entre varios posibles. El principal problema es la sensibilidad de algunos de ellos, que los hacen poco útiles para muestras muy diluidas. Así la orina normal contiene cantidades muy pequeñas de azúcares que no pueden detectarse por estos ensayos. Solo en casos de osuria (eliminación de azúcares en la orina en cantidades anormales altas) pueden ser válidos para verificar e identificar la presencia de algunos de ellos, aunque en la actualidad no son usualmente empleados en los laboratorios clínicos automatizados, se incluyen en esta guía por su carácter pedagógico.

REACTIVO DE FEHLING:

Reacción de Fehling:

Los monosacáridos son reductores, esto es, reducen las sales de cobre de cúpricas (azul) a cuprosas (rojo).



El ensayo con el reactivo de Fehling, se fundamenta en el poder reductor del grupo carbonilo de un aldehído. Éste se oxida a ácido y reduce la sal de cobre II (azul turquesa) a óxido de cobre I, que forma un precipitado de color rojo ladrillo. Si un azúcar reduce, el color de Fehling a óxido de cobre I rojo ladrillo, se dice que es un AZÚCAR REDUCTOR, y el cambio de color nos demuestra la presencia de dichos azúcares

PROTEÍNAS. - Son compuestos constituidos por C, O, H, N además de S, P, Fe, Cu, Mg. Están formados por cadenas de aminoácidos unidos por enlace peptídico. Las proteínas tienen gran

variedad de funciones, la más importante de ellas es la función enzimática.

REACCIÓN DE BIURET

El Reactivo de Biuret es aquel que detecta la presencia de proteínas, péptidos cortos y otros compuestos con dos o más enlaces peptídicos en sustancias de composición desconocida. Está hecho de hidróxido de sodio (NaOH) y sulfato cúprico (CuSO_4), junto con tartrato de sodio y potasio ($\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$). El reactivo, de color azul, cambia a violeta en presencia de proteínas, y vira a rosa cuando se combina con polipéptidos de cadena corta. El hidróxido de sodio no participa en la reacción, pero proporciona el medio alcalino necesario para que tenga lugar.

REACCIÓN XANTOPROTEICA

La reacción xantoproteica es un método que se puede utilizar para determinar la presencia de proteínas solubles en una solución, empleando ácido nítrico concentrado. La prueba da resultado positivo en aquellas proteínas con aminoácidos portadores de grupos aromáticos, especialmente en presencia de tirosina. Si una vez realizada la prueba se neutraliza con un álcali, se torna color amarillo oscuro. La reacción xantoproteica se puede considerar como una sustitución electrofílica aromática de los residuos de tirosina de las proteínas por el ácido nítrico dando un compuesto coloreado amarillo a Ph ácido. Según las guías químicas es una reacción cualitativa, mas no cuantitativa (esto se debe al hecho de que nos permite determinar si la muestra es una proteína soluble en agua, pero no aporta información relevante para cálculos estequiométricos). Por ende, determina la presencia o no de proteínas. Para cuantificar se usa otra reacción, como la de Biuret, y se hace un análisis espectrofotométrico.

Hipótesis de trabajo:

El método de Fehling nos permitirá encontrar los carbohidratos que se encuentren presentes en muestras diversas. Los métodos de Biuret y la Reacción Xantoproteica nos permiten identificar proteínas.

3. Parte experimental:

3.1. Materiales

- Cocinilla
- rejilla de asbesto
- Baño Maria a 60°
- 1 Varilla de vidrio
- 6 Tubos de ensayo 13 x 100
- 1 Vasos de precipitado de 150 ml
- 1 vaso de precipitación de 50 ml
- 1 pipeta de 5m
- 1 propipeta
- 1 Pinza para tubos
- 1 Gradilla para tubos
- 1 Pizeta
- 1 embudo pequeño

3.2. Reactivos

- Reactivo de Fehling A y B ,30 ml
- CuSO_4 al 2% (Solución diluida)
- HNO_3 concentrado
- Agua destilada
- NaOH al 20%

TRAE EL GRUPO:

- 4 jugos de diversas frutas cantidad 5ml c/u.
- Traer 2 huevos (utilizar la albúmina).

3.3. Procedimiento

EXPERIENCIA N°1: RECONOCIMIENTO DE AZÚCAR REDUCTOR Y NO REDUCTOR

1. Preparar el Baño maría: calentar 100 ml agua en el vaso de precipitación, desenchufar la cocinilla antes de que rompa a hervir.
2. Rotular los tubos de ensayo con números (1, 2, 3, 4) especificando la solución de fruta en la tabla N°1.
3. Colocar 2 ml de cada solución de fruta en cada tubo rotulado.
4. Agregar el reactivo de Fehling, siguiendo las especificaciones de la tabla N°1 y anota los resultados.

EXPERIENCIA N°2:

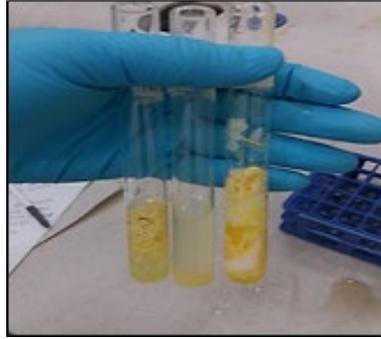
a)-REACCIÓN DE BIURET

Para determinar la presencia o no presencia de proteínas o péptidos de cadena corta mediante el empleo del reactivo de Biuret este es el procedimiento a seguir:

1. Se toma un tubo de ensayo y se colocan 2ml de la muestra (ovoalbúmina)
2. Se añaden 1 ml de solución de hidróxido de sodio (NaOH) al 20%.
3. Más adelante se agregan 4 o 5 gotas de solución de sulfato cúprico (CuSO_4) diluida al 2%.
4. Agitar violentamente. Posteriormente analizamos los resultados.

b)-REACCIÓN XANTOPROTEICA

Para determinar la presencia de proteínas solubles en solución acuosa, tomamos un tubo de ensayo con 2ml de muestra (ovoalbúmina). Le agregamos 10 gotas de HNO_3 concentrado. Agitar. Llevar a baño maría por 3 min. Analizamos los resultados, en función de si la solución se tornó de color amarillo o no.



4. Cuestionario:

- a) ¿Por qué se dice que los monosacáridos son reductores?
- b) Haga una lista de 5 monosacáridos reductores y su importancia en nuestro organismo
- c) ¿cómo se clasifican los lípidos?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 12

DETERMINACIÓN DE GLÚCIDOS Y PROTEÍNAS

Reporte de la práctica 12

Asignatura: Química

Docente:

Sección:

Grupo:

Fecha: / /

Integrantes:

1.

2.

3.

4.

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

1. Reporte los resultados obtenidos en las siguientes tablas. (8ptos.)

EXPERIENCIA N°1 (TABLA N°1)

TUBO	MUESTRA	AGREGAR	RESULTADOS Y OBSERVACIONES
1	Solución de	2 gotas de Fehling A + 2 gotas de Fehling B Calentar a BM 1'	
2	Solución de	2 gotas de Fehling A + 2 gotas de Fehling B Calentar a BM 1'	
3	Solución de	2 gotas de Fehling A + 2 gotas de Fehling B Calentar a BM 1'	
4	Solución de	2 gotas de Fehling A + 2 gotas de Fehling B Calentar a BM 1'	

EXPERIENCIA Nº2: (TABLA 2)

(4 puntos)

TUBO	MUESTRA	AGREGAR	RESULTADO
1	Albumina de huevo	1 ml de NaOH + 4 ó 5 gotas solución de sulfato cúprico (CuSO ₄)	
2	Albumina de huevo	10 gotas de HNO ₃	

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

2.1. Los carbohidratos:

.....

2.2. Las proteínas:

.....

3.- Conteste las siguientes preguntas (2 pts)

3.1. ¿Cuál es la importancia de las proteínas en los seres vivos?

.....

3.2. ¿Qué agentes causan la desnaturalización de las proteínas?

.....

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

Referencias bibliográficas:

1) Básica

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

2). 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: Prentice 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

3.-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-educativa.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_organtica_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>
<https://www.mecatronicalatam.com/tutorial/es/medicion/vernier>

http://ri.uaemex.mx/bitstream/handle/20.500.11799/69988/secme-32710_1.pdf?sequence=1

https://www.academia.edu/36666143/Introduccion_a_la_Metrolog%C3%ADa_Experimental_Carlos-Gutiérrez

<https://www.franrzm.com/uso-y-mantenimiento-de-las-balanzas/>

<https://www.uis.edu.co/intranet/calidad/documentos/recursos%20tecnologicos/GUIAS/GRT.04.pdf>

<http://www.guiaspracticas.com/balanzas-y-basculas/balanzas-de-laboratorio>

http://www.ing.unp.edu.ar/asignaturas/quimica/practicos_de_laboratorio_pdf/lab6.pdf

<http://infotech.unl.edu.ar/upload/46becc5a7a52c3d3d0262f358b997e102095042d.pdf>