



Universidad
Continental

QUÍMICA EN SALUD



Guía de Laboratorio
2024

**Guía de Laboratorio
QUÍMICA**

**Tercera edición digital
Huancayo, Diciembre de 2024**

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 las siguientes prácticas: Reconocimiento y manejo de materiales e instrumentos de laboratorio, 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	5
PRÁCTICA 1: Reconocimiento y manejo de materiales e instrumentos de laboratorio	8
Reporte de la práctica 1	15
PRÁCTICA 2: Reconocimiento de los elementos de la Tabla Periódica	18
Reporte de la práctica 2	21
PRÁCTICA 3: Propiedades de los elementos de la Tabla Periódica	23
Reporte de la práctica 3	26
PRÁCTICA 4: Enlace químico	28
Reporte de la práctica 4	32
PRÁCTICA 5: Reacciones químicas	35
Reporte de la práctica 5	37
PRÁCTICA 6: Estequiometría	40
Reporte de la práctica 6	43
PRÁCTICA 7: Preparación de soluciones	45
Reporte de la práctica 7	48
PRÁCTICA 8: Osmolaridad	50
Reporte de la práctica 8	53
PRÁCTICA 9: Ácido-base	55
Reporte de la práctica 9	59
PRÁCTICA 10: Reconocimiento del Carbono e Hidrógeno	62
Reporte de la práctica 10	64
PRÁCTICA 11: Determinación de glúcidos y proteínas	66
Reporte de la práctica 11	70
Referencias bibliográficas:	72

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.

Las mesas de trabajo estarán conformadas por cuatro estudiantes, quienes compartirán tareas. 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 reporte 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 reporte de práctica.
- Consultar con el profesor cuando haya dudas con respecto a las experiencias en el laboratorio.
- Si se ha producido fuego, apagarlo con un paño.
- Conocer el lugar de ubicación del extintor 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 y secos 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 docente 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 inapropiada para realizar experiencias en el laboratorio

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.
- Trabajo colaborativo en el grupo.

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 docente.
- 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 docente.
- 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 DOCENTE 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 de la práctica:

- 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 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.

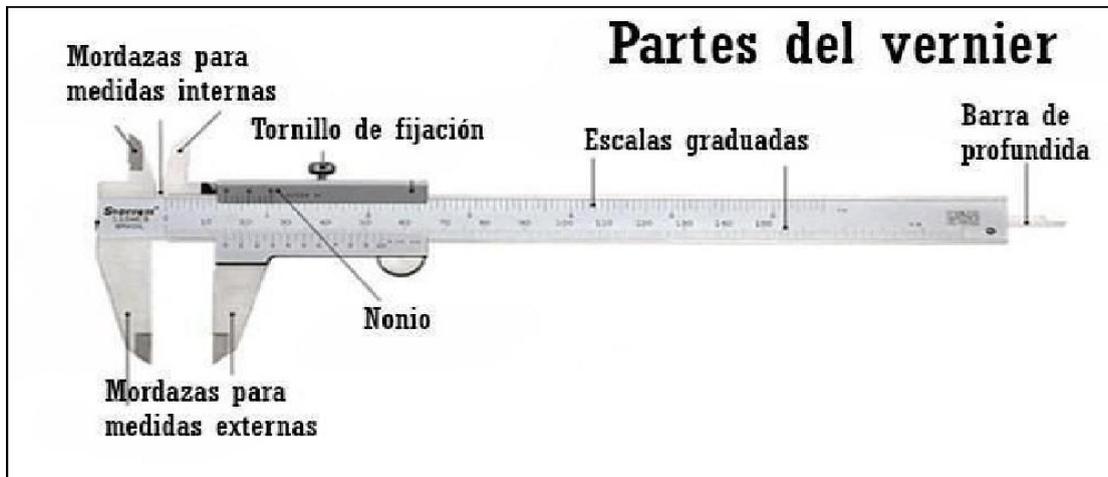
Impulsor.- También es conocido como botón de deslizamiento y freno, permite apoyar el dedo

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) pH metro 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 pH metro 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 pH metro es tu medida. Anota la medida
4. Es fundamental entre medida y medida limpiar con agua destilada y secar bien el pH metro 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 de este 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.

3. Clasificación de los materiales y equipos del laboratorio:

3.1. Por su uso específico

3.1.1. Materiales de medición:

- Probetas graduadas
- Bureta,
- Pipetas graduadas y volumétricas
- Fiola o matraz aforado
- Papeles indicadores

3.1.2. Instrumentos para medición:

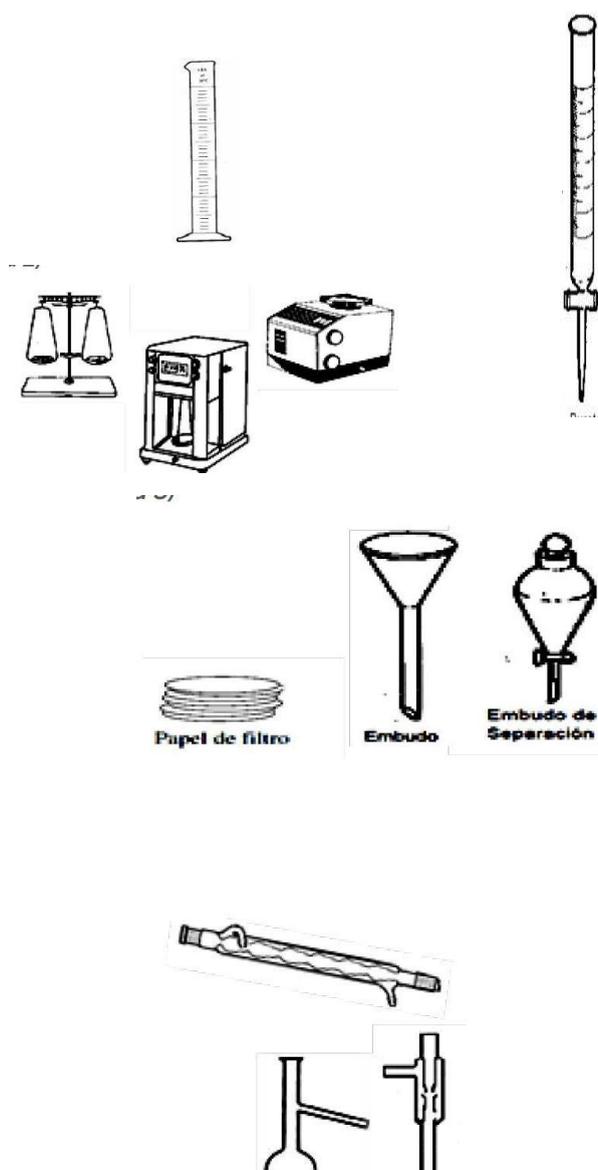
- Balanzas: de brazo, eléctrica, digital y analítica
- Densímetros o aerómetro
- Potenciómetro
- Termómetros

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



- d) De destilación, refrigerantes

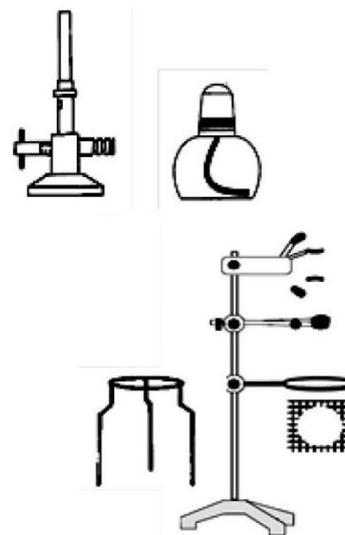
3.1.5. Materiales variados (para combinación, reacción y mezclas) :

- 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

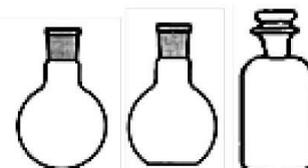


3.1.7. Materiales de sostén o soporte:

- 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:

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

4. Parte experimental:

Equipos y Materiales:

- Mechero Bunsen
- Balanza de precisión
- Balanza analítica
- pH metro digital
- Tiras de papel indicador universal
- 1 luna de reloj mediana
- 4 vasos de precipitación 100 mL

Reactivos:

- Cloruro de sodio 0.9%
- Sacarosa al 5%
- Ácido clorhídrico 0.1 N
- Agua destilada

TRAER CADA GRUPO:

- 1 canica mediana
- 1 dado mediano
- 2 objetos de forma irregular (tamaño mediano)

Procedimiento experimental:

Experimento 1: Manejo del mechero Bunsen

- Examine cuidadosamente el mechero identificando 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 al docente la llama que obtuvo.

Reacciones Químicas que ocurren en el mechero Bunsen:

Combustión completa: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

Combustión incompleta: $2C_3H_8 + 7O_2 \rightarrow 6CO + 8H_2O$

Experimento 2: Manejo de la balanza de precisión y balanza analítica

- Comprobar que la balanza de precisión 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 de este, la luna de reloj.
- Presionar el botón de tara y esperar que vuelvan a aparecer los ceros estabilizados.
- Realizar las siguientes pesadas: un dado, una canica y los dos objetos pequeños.
- 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.
- Repetir todos los pasos para la balanza analítica.

Experimento 3: Manejo del pH digital

- Siguiendo los pasos descritos en el fundamento teórico para el pH metro, luego realice lo siguiente
- Mida 40 ml de agua destilada en la probeta y trasvase a un vaso de precipitación, enseguida mida su pH.
- Mida el pH de las soluciones básica y ácida, proporcionadas por el docente.
- Registre sus resultados.

5. Cuestionario:

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

Integrantes:

Docente: _____

1. _____

NRC: _____

2. _____

Grupo: _____

3. _____

Fecha: ____ / ____ / ____

4. _____

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

- Dibuje y escriba su función de 8 materiales de laboratorio que usted considere sean los más utilizados en el laboratorio de química. **(4ptos.)**

Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	
Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	

Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	
Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	

2. Aplicación de las operaciones básicas

a) Manejo de la balanza de precisión y balanza analítica

(4 pts.)

Objeto	Masa (g)	
	Balanza de precisión	Balanza analítica

b) Manejo de pH metro digital

(4 pts.)

Sustancia química	Valor de pH	
	pH metro	Papel indicador
HCl 0.1 N		
NaCl 0.9%		
Sacarosa 5%		
Agua destilada		

3. Responda a las siguientes preguntas:

(6 pts.)

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

b) De acuerdo con el 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):

4. Escriba dos conclusiones de la práctica realizada.

(4 pts.)

a)

b)



PRÁCTICA 2 RECONOCIMIENTO DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

PRÁCTICA 2: Reconocimiento de los elementos de la Tabla Periódica

1 Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante reconoce los elementos químicos en la tabla periódica.
- 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 Fundamento teórico:

La tabla periódica: es un documento gráfico que organiza los elementos químicos de acuerdo a sus números atómicos, de menor a mayor y de izquierda a derecha.

El número atómico señala el número de electrones en los átomos de un elemento, a esto se le conoce como configuración electrónica que nos ayuda a explicar las propiedades físicas y químicas. Su importancia radica en que, mediante el conocimiento de las propiedades y las tendencias generales dentro de un grupo o periodo, se predicen con bastante exactitud, las propiedades de cualquier elemento, no es casualidad que los elementos con configuraciones electrónicas semejantes compartan propiedades químicas similares.

En la actualidad se cuenta con **118 elementos** químicos la mayoría se encuentran de manera natural en la tierra y alguno han sido creados de manera artificial en los laboratorios, están distribuidos en **7 filas** horizontales llamados periodos que indican el número de capas o niveles de energía que contiene cada elemento, y en **18 columnas** verticales llamados grupos o familias indican el número de electrones que se encuentran en la última capa del elemento conocido como los electrones de valencia, a estos grupos se les designan con números romanos del I al VIII (nomenclatura tradicional) y con números del 1 al 18 de acuerdo a las nomenclatura IUPAC y se dividen en dos sub grupos el sub grupo “A” son los elementos representativos y los del sub grupo “B” son los elementos de transición.

Cada casilla de la tabla periódica corresponde a un elemento es específico, por lo tanto, va a contener la información de ese elemento, como; nombre, símbolos químicos, número atómico, masa atómica, entre otros.

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

3 Parte experimental

3.1. Materiales

Viales

3.2. Reactivos

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

4 Procedimiento Experimental

4.1. Experimento 1: Identificación de características físicas.

- Observe los elementos químicos entregados en los viales, y complete las características físicas observadas.
- Con la ayuda de su tabla periódica, complete los demás datos.
- ¿En qué estado de agregación se encuentran la mayoría de los elementos químicos?

4.2. Experimento 2: Metales alcalinos

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

4.3. Experimento 3: Metales alcalinos térreos

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

4.4. Experimento 4: Metales de transición

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

4.5. Experimento 5: 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?

4.6. Experimento 6: Posición de algunos elementos en la tabla periódica.

- Con la ayuda de la configuración electrónica de Kernel, complete los datos solicitados en el presente cuadro.
- ¿Alguna de las configuraciones electrónicas presenta anomalías?

5 Cuestionario

5.1. Realice un cuadro comparativo de las principales diferencias que existen entre los metales y no metales.

5.2. ¿Cuáles son los elementos representativos y los elementos de transición, de acuerdo a los viales entregados?

- 5.3. Esquematice la tabla periódica numere los grupos según su designación en números romanos, con sus respectivos subgrupos A y B, nombrado las familias de cada columna.
- 5.4. Que elementos químicos de la tabla periódica presentan anomalías en su configuración electrónica, explique.

REPORTE DE LA PRÁCTICA 2 RECONOCIMIENTO DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

Reporte de la práctica 2

Asignatura: Química en Salud

Integrantes:

Docente: _____

1. _____

NRC: _____

2. _____

Grupo: _____

3. _____

Fecha: ____ / ____ / ____

4. _____

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

1. Complete la tabla con la información solicitada de cada elemento observado. (10 pts.)

N°	Elemento	Símbolo	Numero atómico	Características físicas		Grupo	Periodo	Familia
				Estado físico	Color			
1	Aluminio							
2	Azufre							
3	Calcio							
4	Carbono							
5	Cobre							
6	Cromo							
7	Estaño							
8	Litio							
9	Fierro							
10	Fósforo							
11	Magnesio							
12	Manganeso							
13	Mercurio							
14	Molibdeno							
15	Níquel							
16	Plomo							
17	Titanio							
18	Yodo							
19	Zinc							
20	Sodio							

2. De la tabla anterior agrupe a los elementos según la clasificación que se solicita: **(4 pts.)**

Metales Alcalinos	Metales Alcalinos Téreos	Metales de Transición	Otros Metales	No metales

3. Identificamos algunos elementos beneficiosos para la salud humana. **(2 pts.)**

	Hierro	Yodo	Magnesio	Calcio
Z:				
C.E. abreviada:				
Periodo:				
Grupo:				
Familia:				
Bloque:				

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

- a) _____

- b) _____

PRÁCTICA 3 PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

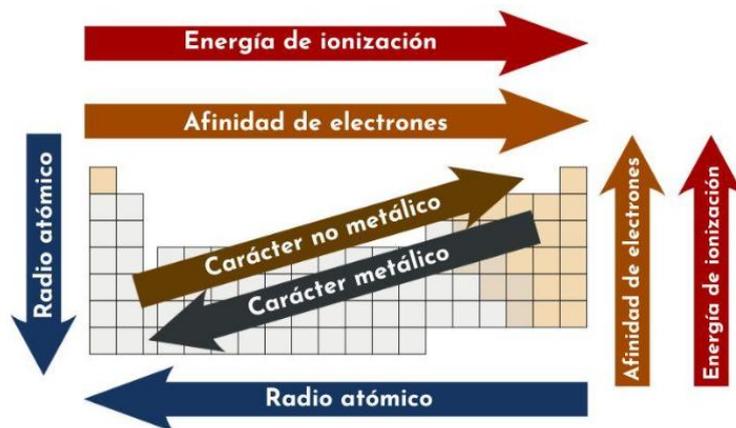
PRÁCTICA 3: Propiedades de los elementos de la Tabla Periódica

1. Propósitos de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante identifica e interpreta el significado de la variación e importancia de las propiedades periódicas de algunos elementos de la tabla periódica.

2. Fundamento teórico

Las **propiedades periódicas de los elementos químicos** son aquellas propiedades que definen el comportamiento físico y químico de los átomos, además del número atómico y otras características, permiten una clasificación de los átomos ya sea en grupos, períodos, algunas de ellas pueden ser: notación espectral, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, carácter no metálico, entre otras.



Fuente: (Bolivar, 2023)

3. Parte experimental:

Materiales

- | | |
|--------------------------------------|---------------------------|
| - 1 mechero de alcohol o bunsen | - 1 gradilla para tubos |
| - 1 pinza de uso múltiple | - 1 varilla de vidrio |
| - 3 lunas de reloj | - 1 cuchara de combustión |
| - 3 vasos de precipitación de 100 mL | - 1 termómetro |
| - 1 matraz con tampón | - 1 piseta |
| - 4 tubos de ensayo de 13x100 | |

Reactivos

- Li(s), trozos pequeños
- Na(s), trozos pequeños
- K(s), trozos pequeños
- Mg(s), cinta
- Ca(s)
- S(s)
- Papel de tornasol rojo
- Papel de tornasol azul
- Papel indicador universal
- Fenolftaleína
- Anaranjado de metilo

Procedimiento experimental:

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.
- Determine el pH de las soluciones obtenidas con el papel indicador universal.
- Determine la temperatura tiene cada una de las soluciones obtenidas.

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 papel indicador universal.
- Determine la temperatura tiene cada una de las soluciones obtenidas.

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 papel indicador universal.
- Determine la temperatura que tiene la solución.



4. Cuestionario:

- Indique las características que diferencian a los metales de los no metales.
- 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, Mg:
- ¿Cómo varía el carácter metálico de los elementos en los grupos y en los periodos de la tabla periódica?
- ¿Cómo varía el carácter no metálico de los elementos en los grupos y en los periodos de la tabla periódica?
- ¿Cómo varía el potencial de ionización, radio atómico, afinidad electrónica, electro positividad, electronegatividad en la tabla periódica?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 3 PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

Reporte de la práctica 3

Asignatura: Química en Salud

Integrantes:

Docente: _____

1. _____

NRC: _____

2. _____

Grupo: _____

3. _____

Fecha: ____ / ____ / ____

4. _____

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

1. Complete la siguiente la siguiente respecto a los metales alcalinos (6 pts.)

Elemento	PH	Temperatura	Carácter (marca con una x)		Observaciones
			Metálico	No metálico	
Litio					
Sodio					
Potasio					

2. Complete la siguiente tabla respecto a los metales alcalinotérreos (4 pts.)

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

3. Complete la siguiente tabla respecto a las características de los anfígenos. (2 pts.)

Elemento	pH	Temperatura	Carácter (marca con una x)		Observaciones
			Metálico	No metálico	
Azufre					

4. Conteste las siguientes preguntas:

(4 pts)

a) ¿Qué reacción tuvo el elemento más reactivo al adicionarlo al vaso con agua?

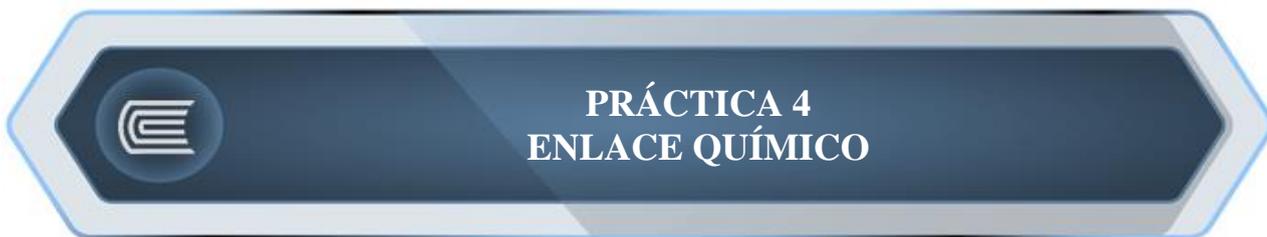
b) ¿Qué consideraciones tuvo para saber el carácter metálico de un elemento químico?

5. Escriba dos conclusiones de la práctica realizada.

(4 pts.)

a)

b)



PRÁCTICA 4 ENLACE QUÍMICO

PRÁCTICA 4: Enlace químico

1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante puede identificar las características y diferencias entre los diferentes enlaces interatómicos.
- El estudiante relaciona las propiedades de las sustancias con el tipo de enlace que presenta.

2. Fundamento teórico:

Enlace químico

El enlace químico es un fenómeno asociado a fuerzas eléctrica o magnética que mantiene unidos a átomos, iones y moléculas para lograr sistemas más estables que se caracterizan por tener menor energía.

Tipos de enlaces interatómicos

1.1. Enlace metálico

Un enlace metálico, se da entre átomos metálicos, un metal sólido es como una red de iones positivos inmersa en un mar de electrones, formando un fuerte enlace con tan pocos electrones. Son sólidos cristalinos, tienen apariencia lustrosa, poseen gran capacidad eléctrica y térmica, son dúctiles (facilidad para ser estirado) y maleables (capacidad para ser comprimido), punto de fusión y ebullición elevados, insolubles en agua.

1.2. Enlace iónico o electrovalente

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.

1.3. 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.

1.4. 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:

Materiales y equipos

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------|
| - 1 equipo de conductividad | - 1 probeta graduada de 10 mL |
| - 1 gradilla para tubos | - 1 pipeta graduada de 10 mL |
| - 1 pinza para tubos | - 1 propipeta |
| - 5 tubos de ensayo de 13x100 | - 1 alicate con mango aislante |
| - 8 vasos de precipitación 250 mL | - 1 piseta |

Reactivos

- | | |
|-----------------------------|--------------------------------------|
| - 1 barra de aluminio | - 50 mL de ácido clorhídrico 1N |
| - 1 barra de cobre | - 50 mL de sulfato de cobre (II) 1 N |
| - 1 barra de zinc | - 50 mL de cloruro de sodio 1 N |
| - 1 barra de hierro | - 50 mL de alcohol (etanol) |
| - 1 g de sulfato cobre (II) | - 50 mL de bencina |
| - 1 g de cloruro de sodio | - 50 mL de agua potable |
| - 1 mL de bencina | - 50 ml de agua destilada |

TRAER CADA GRUPO:

- 50 mL de zumo de limón
- 10 mL de aceite
- 2 g sal (cloruro de sodio)
- 10 g de azúcar
- 1 papa mediana

Procedimiento experimental:

Experimento 1: Solubilidad

- En un tubo de ensayo verter 3 ml de agua destilada, agregar 1 ml de ácido clorhídrico 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, 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, adicionar 1 g de azúcar 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.
- 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.
- 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 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.
- 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.
- En un vaso de precipitados verter 50 ml de sacarosa 1 N, 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.

Experimento 3: Conductividad eléctrica del enlace metálico

- Conectar una barra de aluminio al equipo de conductividad y enchufar el equipo. Anote sus observaciones.
- Repetir el paso anterior con las barras de cobre, hierro y zinc,

4. Cuestionario:

- ¿Cuál es la diferencia entre un enlace iónico y un enlace covalente?
- Menciones al menos 3 diferencias entre el enlace iónico y el enlace covalente

- Esquematiza, mediante la escritura de Lewis, un enlace iónico y un enlace covalente.
- Basándote en tus observaciones, ¿qué tipo de enlace químico crees que tiene la sal, el azúcar y el aluminio? Justifica tu respuesta.
- ¿Por qué algunas sustancias conducen electricidad mientras que otras no?

REPORTE DE LA PRÁCTICA 4 ENLACE QUÍMICO

Reporte de la práctica 4

Asignatura: Química en Salud

Docente: _____

NRC: _____

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.)**

Muestra	Fórmula química	Estado de agregación inicial	¿Es soluble en agua?	Tipo de enlace
Ácido clorhídrico				
Bencina				
Cloruro de sodio				
Sulfato de cobre				
Aceite				
Azúcar				

2. Reporte los resultados de conductividad eléctrica del enlace iónico y covalente. **(7 pts.)**

Muestra	Fórmula química	¿Conduce la corriente eléctrica?	Tipo de enlace
Agua destilada			
Agua potable			
Alcohol			
Cloruro de sodio (solución)			
Sulfato de cobre (II) (acuoso)			
Zumo de limón			
Papa			
Sacarosa (solución)			

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

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

4. Conteste las siguientes preguntas **(2 pts)**

a) ¿Cómo puede determinar experimentalmente si una solución es electrolítica?

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

b) De las muestras trabajadas en la práctica, indique cuales poseen carácter iónico

.....
.....

5. Sintetice dos conclusiones con respecto a la práctica realizada **(4 pts)**

a)
.....

b)
.....

PRÁCTICA 5 REACCIONES QUÍMICAS

PRÁCTICA 5: Reacciones químicas

1. Propósito de la práctica:

- Al finalizar la sesión el estudiante reconoce el tipo de reacciones químicas a partir de las evidencias experimentales.
- El estudiante escribe y balancea las ecuaciones que representan las reacciones realizadas durante la práctica.
- El estudiante nombra utilizando las nomenclaturas (tradicional, Sistemática y Stock) de los productos sintetizados.

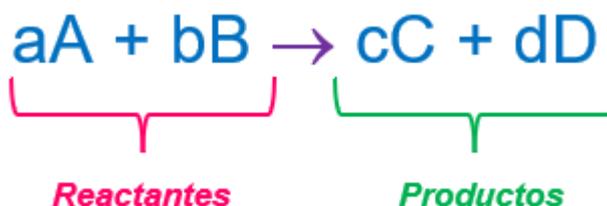
2. Fundamento teórico:

Reacción química

Una reacción química se define como un proceso mediante el cual sustancias iniciales, denominadas reactivos o reactantes, se transforman para originar nuevas sustancias, llamadas productos.

Ecuación Química:

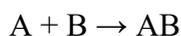
Es la representación esquemática de una reacción química.



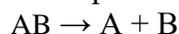
Clasificación de las reacciones químicas

Según la forma en la que se forman los productos

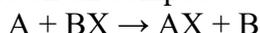
- **Reacciones de combinación o adición:** Son aquellas en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactantes.



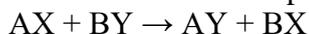
- **Reacciones de descomposición:** Son aquellas en las que se forman dos o más productos a partir de uno. Muchos compuestos se comportan de esta manera cuando se calientan.



- **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.



3. Parte experimental:

3.1. Materiales

- 1 mechero Bunsen
- 5 tubos de ensayo 13 x 100
- 1 Gradilla para tubos
- 1 pinza para tubo
- 1 pinza de uso múltiple
- 1 pipeta de 10 ml
- 1 propipeta
- 1 probeta graduada de 10 mL
- 1 gotero
- 1 Luna de reloj
- 1 varilla de vidrio
- 1 espátula
- 1 lija pequeña
- 1 Piseta

3.2. Reactivos

- Cinta de Magnesio (trozos)
- Cinta o alambre de Cobre (trozos)
- Granallas de Zinc (Zn)
- Nitrato de Plata al 4 %
- Ácido Clorhídrico concentrado
- Hidróxido de Sodio 0.5 N
- Fenolftaleína
- Agua Oxigenada 10%

TRAER CADA GRUPO:

- 5 g de papa rallada

3.3. Procedimiento experimental:

Reacción 1: Combustión de la cinta de Magnesio

- Haciendo uso de la pinza de uso múltiple tome un trozo de cinta de magnesio y quémela en el mechero Bunsen.
- Escriba la ecuación química e identifique el tipo de reacción.
- Anote sus observaciones.



Reacción 2: Descomposición del peróxido de hidrógeno

- Con la ayuda de una espátula añada 1 g de papa rallada en un tubo de ensayo, luego vierta 5 mL de agua oxigenada.
- Escriba la ecuación química e identifique el tipo de reacción.
- Anote sus observaciones.



Reacción 3: 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 4: Formación de un precipitado

- Llene aproximadamente 5 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, añada 5 gotas de nitrato de plata, agite, luego agregue 5 gotas de ácido clorhídrico.
- Escriba la ecuación química e identifique el tipo de reacción.
- Anote sus observaciones.



Reacción 5: 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 6: Reacción de neutralización

- Vierta 3 ml de hidróxido de sodio en un tubo de ensayo y añada 2 o 3 gotas de fenolftaleína, luego agregue gota a gota ácido clorhídrico.
- Escriba la ecuación química e identifique el tipo de reacción.
- Anote sus observaciones.

4. Cuestionario:

- ¿Por qué se da el nombre de reacción química a un cambio químico? Escriba un ejemplo
- Mencione 3 ejemplos cotidianos de reacciones químicas.
- Describe el proceso de una reacción de descomposición. ¿Qué factores pueden influir en la velocidad de descomposición de un compuesto?
- ¿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?
- Balancee las siguientes ecuaciones químicas:

$$\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Cl}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$$

$$\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

REPORTE DE LA PRÁCTICA 5

REACCIONES QUÍMICAS

Reporte de la práctica 5

Asignatura: Química en Salud

Docente: _____

NRC: _____

Grupo: _____

Fecha: ____ / ____ / ____

Integrantes:

1. _____

2. _____

3. _____

4. _____

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

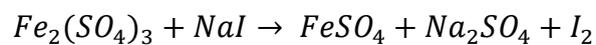
1. Reporte los resultados de las reacciones obtenidas en cada ensayo. **(12 ptos)**

N°	Clasificación de la reacción	Ecuación química balanceada	Nomenclatura del (los) producto(s) obtenido(s)
1			
Observaciones			
2			
Observaciones			
3			
Observaciones			
4			
Observaciones			

Nº	Clasificación de la reacción	Formula y balancea la ecuación química correspondiente	Nomenclatura de los productos(s) obtenido(s)
5			
Observaciones			
6			
Observaciones			

2. Resuelva el ejercicio: El gas propano se utiliza como combustible en el mechero Bunsen, la combustión puede ser de dos tipos. Escriba las ecuaciones balanceadas para los dos tipos y halle la suma de los coeficientes del agua. **(3 puntos)**

3. Balancear la siguiente ecuación por el método redox **(3 ptos.)**



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

a)

.....

b)

.....



PRÁCTICA 6 ESTEQUEOMETRÍA

PRÁCTICA 6: Estequiometria

1. Propósito de la práctica:

- El estudiante identifica el reactivo limitante (RL) y el reactivo en exceso (RE) en una reacción química.
- El estudiante realiza cálculos estequiométricos para obtener el rendimiento de una reacción.

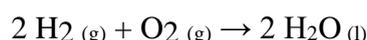
2. Fundamento teórico:

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.

Rendimiento teórico: es la cantidad o masa total de producto que se obtendrá si todos los reactivos reaccionan.

Rendimiento real: es la cantidad o masa de producto realmente obtenida de una reacción.

El rendimiento porcentual (%R) determina la eficiencia de la reacción.

$$\% R = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

3. Parte experimental:

3.1. Materiales

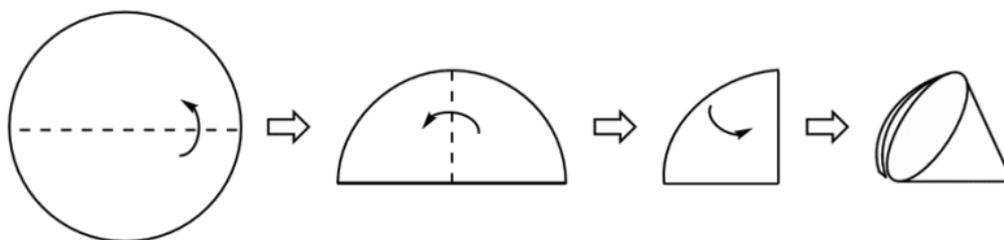
- 1 probeta de 10 ml
- 1 piseta
- 1 tubo de ensayo de 15X100
- 2 vasos de precipitación de 50 ml
- 1 vaso de precipitación de 100 ml
- 1 varilla de vidrio
- 1 rejilla con asbesto
- 1 espátula
- 1 pinza para vasos
- 1 embudo de vidrio
- 1 cocinilla eléctrica
- 2 lunas de reloj
- 1 papel de filtro cuantitativo
- 1 soporte universal
- 1 anillo de extensión
- 1 matraz Erlenmeyer de 200 ml

3.2. Reactivos

- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 g
- KI 0,3g

3.3. Procedimiento:

- En el vaso de 100 ml añada 80 ml de agua y ponga a calentar en la cocinilla eléctrica (250°C aprox.), para utilizar posteriormente como baño María.
- Coloque una Luna de reloj en la balanza y tare, pese 0,5 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, en un vaso de precipitación rotulado previamente con el número 1 añada dicha masa y vierta 5 ml de agua destilada, luego con ayuda de la varilla de vidrio limpia disuelva.
- Coloque otra Luna de reloj en la balanza y tare, 0,3 g de KI, en un vaso de precipitación rotulado previamente con el número 2 añada la masa y vierta 5 ml de agua destilada, luego con ayuda de la varilla de vidrio limpia disuelva completamente.
- Añadir ambas disoluciones en el tubo de ensayo de 15X100, de preferencia primero la disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y luego añadir lentamente la disolución de KI, y observe el resultado. El sólido (precipitado) amarillo obtenido es el PbI_2 .
- Para evitar pérdidas de los reactivos, lavar los vasos 1 y 2 con unos 2 o 3 ml de agua destilada del frasco lavador dirigiendo el agua a las paredes del vaso.
- Añadir el agua de lavado al tubo de ensayo.
- Colocamos a baño María el tubo de ensayo en el vaso de 100 mL y dejamos hasta separar el precipitado (el sólido amarillo que se sedimenta) del líquido o 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).
- Luego retirar el tubo del agua caliente y enfriar bajo el caño sin dejar entrar agua al tubo. (Observar la formación de la lluvia de oro)
- 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.



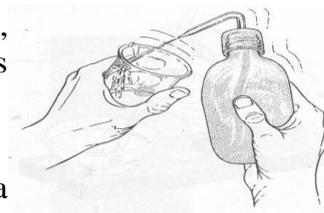
Fuente: (Química Fácil, 2024)

- Armar el equipo de filtración, tal como se indica en la figura, y colocar el uno de los vasos o un matraz Erlenmeyer debajo del embudo. El vástago del embudo debe colocarse sobre el vaso o matraz de forma que se deslice por su pared un flujo constante.
- Proceder con el proceso de filtración, vaciando el contenido del tubo al papel de filtro evitando salpicaduras.

Fuente: (SweetLana-SVV, 2023)



- Enjuague el tubo con una pequeña cantidad de agua destilada, y vierta al papel de filtro hasta que no quede residuos sólidos en el tubo.
- Después de la filtración, poner a secar el papel de filtro con la muestra sobre la rejilla de asbesto y sobre la cocina hasta sequedad, cuidando de no quemar el papel.
- Con ayuda de la pinza retire el papel de filtro que contiene la muestra, dejar enfriar y colócalo en la balanza para pesarlo.
- Realice sus cálculos solicitados.



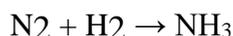
4. Cuestionario:

4.1. 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:



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

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



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

REPORTE DE LA PRÁCTICA 6 ESTEQUIOMETRÍA

Reporte de la práctica 6

Asignatura: Química en Salud

Integrantes:

Docente: _____

1. _____

NRC: _____

2. _____

Grupo: _____

3. _____

Fecha: ____ / ____ / ____

4. _____

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

1. Reporte los datos y resultados del experimento

(10 pts)

Compuestos Datos	Pb(NO ₃) ₂	KI
Masa (g)		
Masa molar (g/mol)		
Ecuación química balanceada:		
Masa del papel de filtro:		
Reactivo limitante		
Reactivo en exceso		
Masa teórica de PbI ₂ (g) (Rendimiento Teórico)		
Masa del papel de filtro con precipitado seco (g)		
Masa experimental de PbI ₂ (g) (Rendimiento Real)		
Determinación del porcentaje de rendimiento (%R) $\%R = \frac{R_R}{R_T} \times 100$		

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 el reactivo limitante?

.....
.....

2.3. ¿Qué es el reactivo en exceso?

.....
.....

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

.....
.....

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

.....
.....

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.
.....
.....



PRÁCTICA 7 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

PRÁCTICA 7: 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:

2.1. Las soluciones son mezclas homogéneas, se obtienen cuando se disuelve en un líquido (solvente) otras sustancias (soluto).

El soluto es la sustancia que a temperatura ambiente se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso e interviene en menor proporción.

El solvente es la sustancia líquida que interviene en mayor proporción. Siendo el agua el disolvente universal más conocido. (Trujillo Santacoloma, 2004)

2.2. Soluciones químicas

La solución es una mezcla, la preparación de sus componentes es variable. Existen muchas formas de expresar las concentraciones de las soluciones: porcentuales, molares, normales, mólales, etc.

- **Unidad de concentración Físicas:**

Peso a volumen

$$\% W/V = \frac{m_{sto}}{V_{sol}}$$

m_{sto} = masa de soluto

V_{sol} = volumen de la solución

- **Unidades de concentración Químicas**

Molaridad (M)

$$M = \frac{n}{V_{sol}} \qquad n = \frac{m_{sto}}{M_{sto}}$$

n = moles del soluto

V_{sol} = volumen de la solución en litros

m_{sto} = masa de soluto

M_{sto} = masa molar de soluto

Normalidad (N):

$$N = \theta \times M$$

$$\theta = \begin{cases} \text{ácido: } \#H^+ \\ \text{base: } \#OH^- \\ \text{sal: producto de } \#cargas \end{cases}$$

3. Parte experimental:

3.1. Materiales y equipos

- 1 balanza analítica
- 2 fioles de 100 ml
- 1 fiola de 50 ml
- 1 propipeta
- 1 pipeta de 10 ml
- 1 piseta
- 1 varilla de vidrio
- 1 espátula
- 2 lunas de reloj (medianos)
- 3 vasos de 150 ml

3.2. Reactivos

- 50 g de NaCl
- 50 g de NaOH
- 50 g de dextrosa

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 fioles con agua destilada.
- Preparar las siguientes soluciones:
 - 1) 100 mL de solución de NaCl al 0.9 %
 - 2) 100 mL de solución de NaOH 0.1 N
 - 3) 50 mL de Dextrosa

4. Cuestionario:

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



.....

b. ¿Qué es menisco?

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

c. ¿Qué diferencia hay entre el menisco CONCAVO y CONVEXO?

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

REPORTE DE LA PRÁCTICA 7

Preparación de soluciones

Reporte de la práctica 7

Asignatura: Química en Salud

Docente: _____

NRC: _____

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) 100 ml de solución de NaCl al 0.9 %

(4 pts)

Materiales de laboratorio	Procedimiento	Cálculos

b).100 ml de solución de NaOH 0.1 N

(4 pts)

Materiales de laboratorio	Procedimiento	Cálculos

c).250 ml de solución de dextrosa

(4 pts)

Materiales de laboratorio	Procedimiento	Cálculos

2. Responder las siguientes preguntas relacionadas con la práctica:

(4 pts)

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

.....

.....

2.2. ¿Qué precauciones debes tener al preparar las diferentes soluciones?

.....

.....

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

3.1.

.....

3.2.

.....

PRÁCTICA 8 OSMOLARIDAD

PRÁCTICA 8: 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:

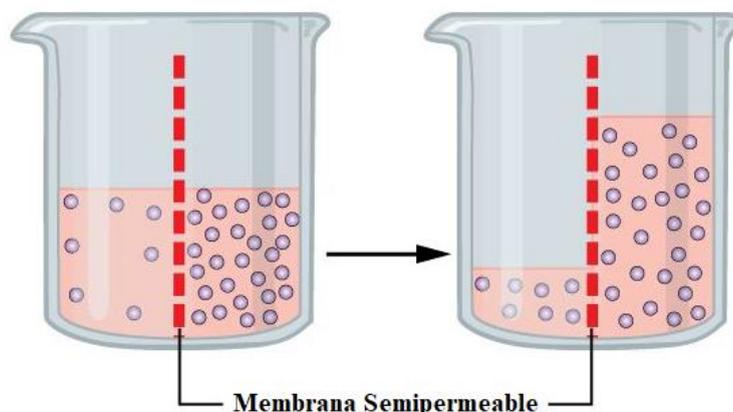
La ósmosis es un fenómeno en el que se produce el paso o difusión de un disolvente a través de una membrana semipermeable (que permite el paso de disolventes, pero no de solutos), desde una disolución más diluida a otra más concentrada.

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:

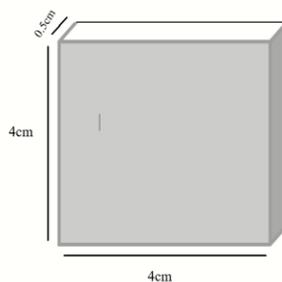
- Balanza de precisión
- 1 probeta de 50ml
- 3 vasos de precipitación de 150 mL
- 1 pinza de uso múltiple
- 1 piseta
- 1 varilla de vidrio

3.2. Reactivos:

- Cloruro de sodio sólido
- Agua destilada

TRAER CADA GRUPO:

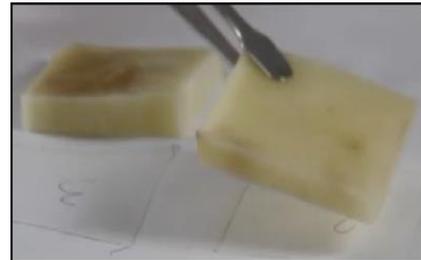
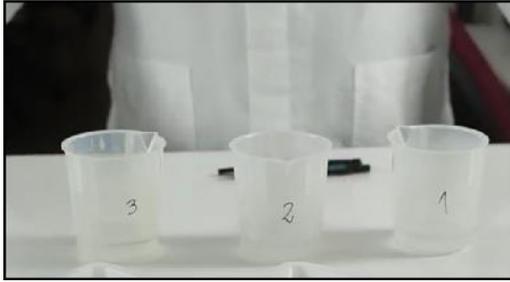
- 2 papeles bond
 - Papel toalla
 - 3 trozos cuadrados de papa con las siguientes medidas: 4cm x 4cm x 0.5cm
- Nota: No traer los trozos de papa en agua, deben traer en una bolsa de plástico.



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 8 OSMOLARIDAD

Reporte de la práctica 8

Asignatura: Química en Salud

Integrantes:

Docente: _____

1. _____

NRC: _____

2. _____

Grupo: _____

3. _____

Fecha: ____ / ____ / ____

4. _____

Instrucciones: Responda de manera clara y concreta las siguientes 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. Resuelva el ejercicio en el reverso de la hoja **(2 pts.)**
Para una solución de suero fisiológico (NaCl 0.9 % m/v) la molaridad es 0.154 M, su osmolaridad será:

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

a)

.....

b)

.....

PRÁCTICA 9 ÁCIDO BASE

PRÁCTICA 9: 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:

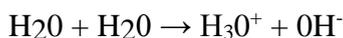
Los ácidos y bases son los dos tipos de sustancias más comunes en el laboratorio y en el mundo cotidiano. A finales del siglo XIX, Arrhenius formuló la primera definición:

- Ácido: Toda sustancia capaz de ceder protones (H^+).
- Base: Toda sustancia capaz de ceder oxhidrilos (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 agua, H_2O , es el solvente por excelencia y puede actuar como aceptor o dador de H^+ , la reacción de autoionización correspondiente es:

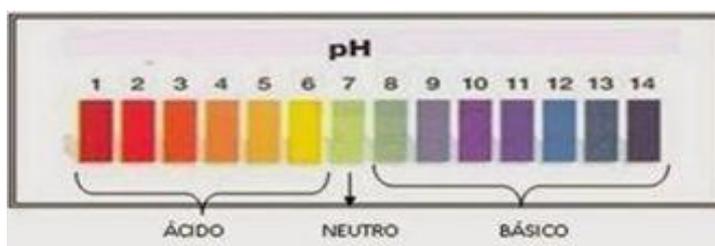


Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la $[H^+]$, pero suelen ser cantidades muy pequeñas y poco cómodas de manejar; una medida más práctica es la basada en la definición de pH del químico danés Soren Sorensen en 1909, obtenida cuando realizaba un trabajo para el 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 agua, H_2O , a 25 °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 $[H_3O^+]$.

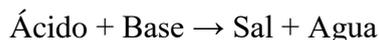


Papel indicador universal. – Es una tira de papel impregnada con una mezcla de varios indicadores químicos. Estos indicadores cambian de color al entrar en contacto con una solución, dependiendo del pH de dicha solución. Es decir, el papel actúa como un "detector de acidez o alcalinidad".



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, es una ecuación química del tipo:



Si el ácido y la base considerados son fuertes, en disolución acuosa están completamente ionizados. La ecuación iónica de esta reacción es:



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

Eq-g de un ácido = PM ácido / # H^+

Eq-g de una base = PM 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 x 100
- 1 gradilla para tubos
- 1 vaso de 100 ml
- 1 piseta con agua destilada
- 1 varilla de vidrio

3.2. Reactivos

- HCl 0.1 N
- NaOH 0,1N
- NaCl 1M
- Fenolftaleína
- Anaranjado de metilo
- Azul de bromotimol
- Agua destilada
- Papel de tornasol rojo
- Papel de tornasol azul
- Papel indicador universal

TRAER CADA GRUPO:

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

3.3. Procedimiento:

- En 4 tubos de ensayo añadir 1 ml de leche de magnesia.
- Luego en los tres primeros tubos agregar dos o tres gotas de indicador y agitar, anote el color observado.
- En el cuarto tubo colocar el papel de tornasol rojo, anote el color observado, repetir el mismo procedimiento el papel de tornasol azul.
- Finalmente coloque el papel indicador universal y anote el pH de la solución.
- Repetir los 4 pasos anteriores para cada una de las muestras.

REPORTE DE LA PRÁCTICA 9 ÁCIDO-BASE

Reporte de la práctica 9

Asignatura: Química en Salud

Docente: _____

NRC: _____

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.

(7 pts)

Indicador	Leche de magnesia	Zumo de limón	HCl	NaCl	NaOH	Agua destilada	Agua potable
pH							
Fenolftaleína							
Anaranjado de metilo							
Azul de bromotimol							
Papel de tornasol rojo							
Papel de tornasol rojo							

2. Identifique las sustancias ácidas, básicas o neutras y marque con una (x) donde corresponda (7 pts)

Muestra	Ácido	Base	Neutro
Leche de Magnesia			
HCl			
NaCl			
NaOH			
Zumo de limón			
Agua destilada			
Agua potable			

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

3.1. ¿Qué es el pH y porque es importante medirlo?

.....

.....

.....

3.2. ¿Cuáles son los rangos de pH normal para diferentes tipos de soluciones (ácidas, básicas y neutras)?

.....

.....

.....

3.3. Investigue: ¿Cómo se utiliza la medición del pH en la medicina para diagnosticar y tratar enfermedades?

.....

.....

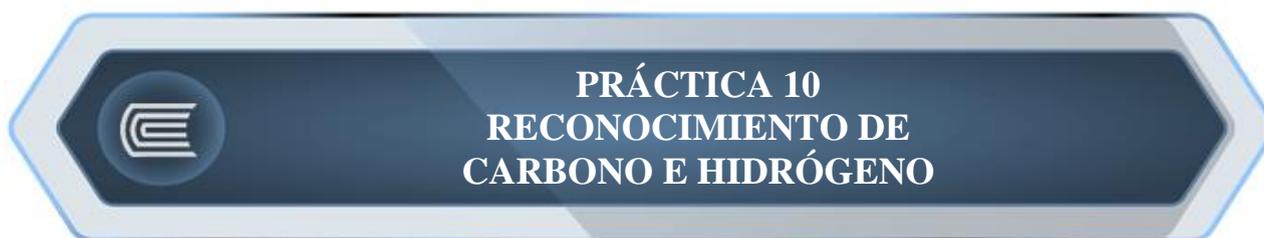
.....

4. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada

(3 pts)

4.1.
.....

4.2.
.....



PRÁCTICA 10
RECONOCIMIENTO DE
CARBONO E HIDRÓGENO

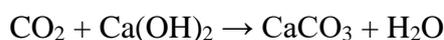
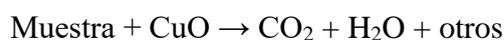
PRÁCTICA 10: Reconocimiento del Carbono e Hidrógeno

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 y equipos:

- | | |
|-----------------------------|--|
| - Mechero Bunsen | - 1 tubos de ensayo 15 x 150 con tapón |
| - Soporte universal | - 1 tubo de desprendimiento |
| - Nuez y pinza para soporte | |

3.2. Reactivos:

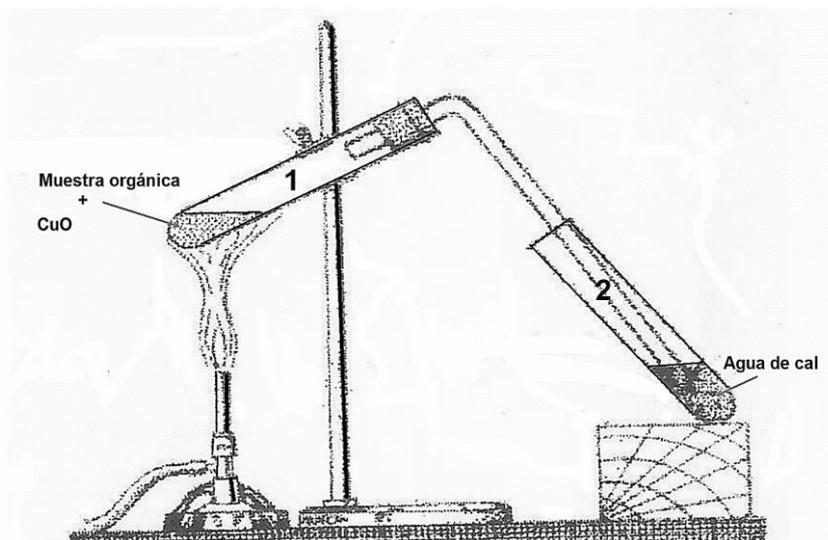
- Óxido cúprico
- Agua de cal

TRAER CADA 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 10

RECONOCIMIENTO DEL CARBONO E HIDRÓGENO

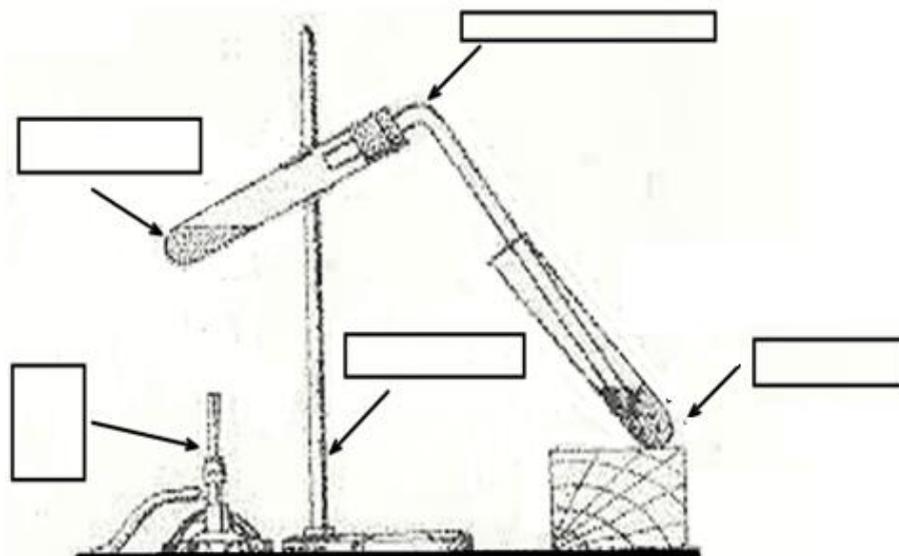
Reporte de la práctica 10

Asignatura: Química en Salud
 Docente: _____
 NRC: _____
 Grupo: _____
 Fecha: ____ / ____ / ____

Integrantes:
 1. _____
 2. _____
 3. _____
 4. _____

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

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



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

.....

.....

.....

.....

.....

3. 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 pts)**

.....
.....

5. Escriba la ecuación química que representa la reacción química que ocurre en el primer tubo. **(2 pts)**

6. Escriba la ecuación química que representa la reacción química que ocurre en el segundo tubo. **(2.5 pts)**

7. Anote 2 conclusiones de la práctica. **(3 pts)**

- a)
-
- b)
-

PRÁCTICA 11 DETERMINACIÓN DE GLÚCIDOS Y PROTEÍNAS

PRÁCTICA 11: 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 glucosuria (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 y equipos:

- | | |
|------------------------------------|-------------------------|
| - Cocinilla eléctrica | - 1 pipeta de 10 mL |
| - Rejilla de asbesto | - 1 propipeta |
| - 1 varilla de vidrio | - 1 pinza para tubos |
| - 7 tubos de ensayo 13 x 100 | - 1 gradilla para tubos |
| - 1 vasos de precipitado de 150 ml | - 1 piseta |
| - 1 vaso de precipitación de 50 ml | - 1 embudo pequeño |

3.2. Reactivos:

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

- Agua destilada

TRAER CADA GRUPO:

- 10 mL de jugo de frutas (3 tipos)
- 10 mL de leche evaporada
- 5 g de azúcar
- 5 g de chuño
- 1 huevo crudo

3.3. Procedimiento experimental:

Experimento 1: Reconocimiento de azúcar Reductor y no reductor

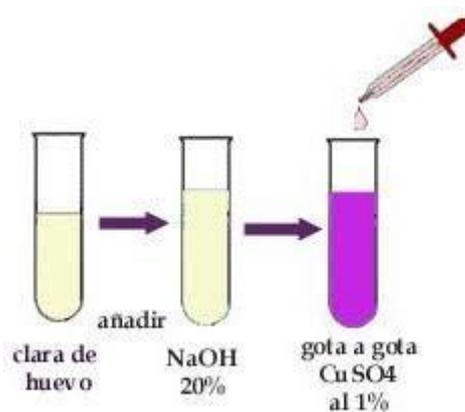
- Preparar el Baño maría: calentar 100 mL agua en el vaso de precipitación, desenchufar la cocinilla antes de que rompa a hervir.
- Rotular los tubos de ensayo con números (1, 2, 3, 4) especificando la solución de fruta en la tabla N°1.
- Colocar 2 mL de cada jugo de fruta en cada tubo rotulado.
- Rotular el tubo de ensayo con el número 5 y colocar 2 mL de solución azucarada
- Rotular el tubo de ensayo con el número 6 y colocar 2 mL de solución de almidón.
- Agregar el reactivo de Fehling, siguiendo las especificaciones de la tabla N°1 y anota los resultados.

Experimento 2: Reconocimiento de proteínas

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, el procedimiento a seguir es:

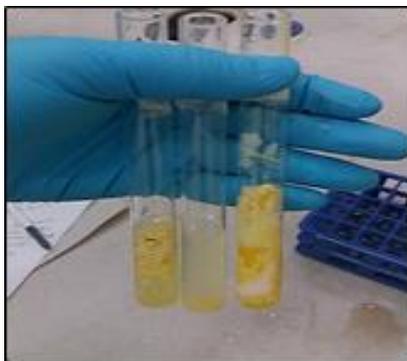
- Se toma un tubo de ensayo y se colocan 2ml de la muestra (ovoalbúmina)
- Se añaden 1 ml de solución de hidróxido de sodio (NaOH) al 20%.
- Más adelante se agregan 4 o 5 gotas de solución de sulfato cúprico (CuSO_4) diluida al 2%.
- Agitar violentamente. Posteriormente analizamos los resultados.
- Repetir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



b) REACCIÓN XANTOPROTEICA

Para determinar la presencia de proteínas solubles en solución acuosa, a través de la reacción con el ácido nítrico concentrado, el procedimiento a seguir es:

- Se toma un tubo de ensayo y se colocan 2 mL de muestra de ovoalbúmina, 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.
- Repetir los pasos anteriores con la muestra de leche evaporada.



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 11 DETERMINACIÓN DE GLÚCIDOS Y PROTEÍNAS

Reporte de la práctica 11

Asignatura: Química en Salud

Integrantes:

Docente: _____

1. _____

NRC: _____

2. _____

Grupo: _____

3. _____

Fecha: ____ / ____ / ____

4. _____

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

1. Reporte los resultados del reconocimiento de azúcar reductor y no reductor en la siguiente tabla. **(10 ptos.)**

(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 azucarada	2 gotas de Fehling A + 2 gotas de Fehling B Calentar a BM 1'	
5	Solución de almidón	2 gotas de Fehling A + 2 gotas de Fehling B Calentar a BM 1'	

2. Reporte los resultados de las reacciones de Biuret y Xantoproteica **(4 pts)**

Tubo	Muestra	Agregar	Resultado
1	Albumina de huevo	1 ml de NaOH + 4 ó 5 gotas solución de sulfato cúprico (CuSO ₄)	
2	Leche evaporada	1 ml de NaOH + 4 ó 5 gotas solución de sulfato cúprico (CuSO ₄)	
3	Albumina de huevo	10 gotas de HNO ₃	
4	Leche evaporada	10 gotas de HNO ₃	

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. Sintetice dos conclusiones con respecto a la práctica realizada **(4 pts)**

c) Los carbohidratos:

.....

.....

d) Las proteínas:

.....

.....

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-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4856/html/index.html>.

Introducción a la química orgánica. [Consulta en línea]. Recuperado de
https://quimicae011.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/20.500.111799/69988/secme-32710_1.pdf?sequence=1

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

<https://www.franrzmn.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>