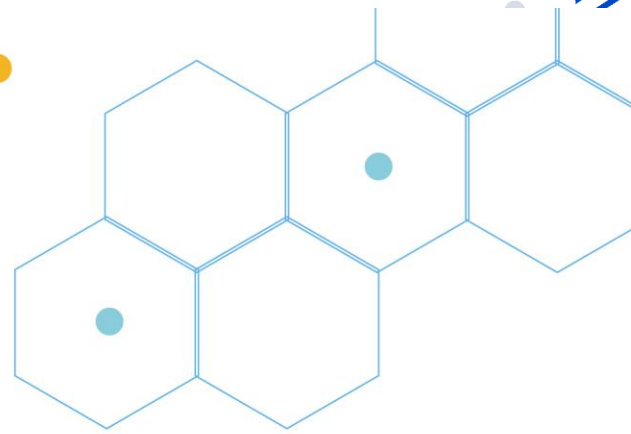




**USAC**  
TRICENTENARIA  
Universidad de San Carlos de Guatemala



# MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO QUÍMICA 2024



Universidad de San Carlos de Guatemala  
Facultad de Ciencias Médicas, CUM  
Unidad Didáctica Química, Primer Año

# Manual de Prácticas de Laboratorio Química 2024 I Parte

Semanas 1 a 13

Nombre: \_\_\_\_\_

Número de Carné: \_\_\_\_\_

Docente: \_\_\_\_\_

Día y hora de Clase: \_\_\_\_\_

Unidad Didáctica de Química  
Facultad de Ciencias Médicas  
Universidad de San Carlos de Guatemala

El contenido de este material está sujeto a una licencia de Creative Commons (CC BY-NC-ND 4.0) del tipo "Atribución-Noncommercial-NoDerivatives 4.0 International" bajo los siguientes términos.



**Atribución:** debe otorgar el crédito correspondiente, proporcionar un enlace a la licencia e indicar si se realizaron cambios. Puede hacerlo de cualquier manera razonable, pero no de ninguna manera que sugiera que el licenciante lo respalda a usted o su uso.



**No comercial:** no puede utilizar el material con fines comerciales.



**Sin derivados:** si remezcla, transforma o construye sobre el material, no puede distribuir el material modificado.

Sin restricciones adicionales: no puede aplicar términos legales o medidas tecnológicas que restrinjan legalmente a otros de hacer cualquier cosa que permita la licencia. Para más información acerca de la licencia de uso de este documento, visite <https://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/4.0/>



# Introducción

El laboratorio de Química es un lugar donde se realiza observaciones con carácter científico, de las que se obtienen informaciones, generalmente en forma de datos, que conducen a la elaboración de un informe al finalizar el trabajo de laboratorio.

El presente manual de laboratorio es una guía indispensable para que los estudiantes de Química de la Facultad de Ciencias Médicas de la Universidad de San Carlos de Guatemala puedan desarrollar sus prácticas, complementándose la actividad teórica y consolidando el aprendizaje.

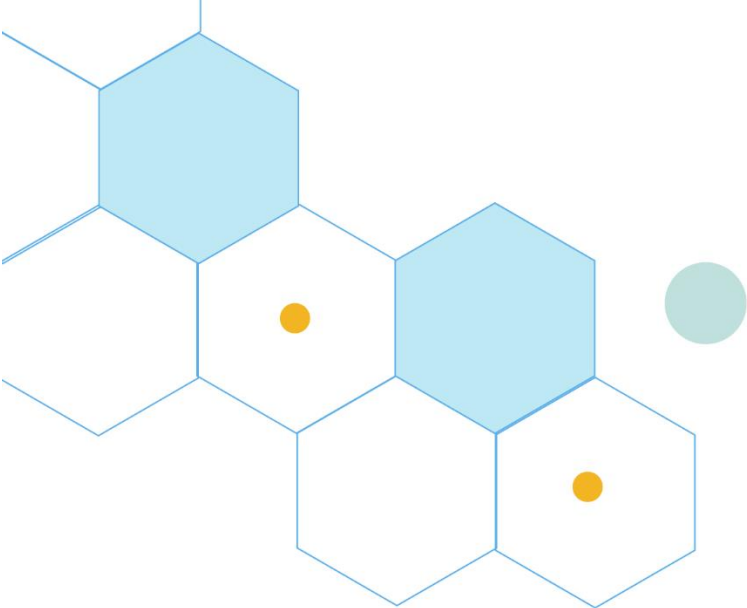
Durante la primera parte del curso los estudiantes tendrán 13 laboratorios de Química General e inorgánica identificados por Semana, encontrarán en este manual dichas actividades, en cada una de ellas tendrán los espacios necesarios para colocar los resultados obtenidos y anotaciones especiales.

En cada práctica se encontrará lo siguiente: Introducción, Objetivos, Materiales, Procedimiento, Análisis de Resultados, Conclusiones y Cuestionario. El estudiante deberá leer la práctica antes de llegar al salón de clase para que conozca los procedimientos, así como los materiales que tendrá que aportar para la misma.

# Índice

## Prácticas de laboratorio

|                    |     |
|--------------------|-----|
| Introducción ..... | 4   |
| Índice .....       | 5   |
| Semana 1 .....     | 7   |
| Semana 2 .....     | 28  |
| Semana 3 .....     | 39  |
| Semana 4 .....     | 62  |
| Semana 5 .....     | 70  |
| Semana 6 .....     | 76  |
| Semana 7 .....     | 83  |
| Semana 8 .....     | 91  |
| Semana 9 .....     | 101 |
| Semana 10 .....    | 108 |
| Semana 11 .....    | 118 |
| Semana 12 .....    | 125 |
| Semana 13 .....    | 136 |



# **Normas de Seguridad en el Laboratorio de Química**

---

Elaborado por: Lic. José León Castillo Arroyave



# Semana 1

## NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA

Elaborado por: Lic. José León Castillo Arroyave

### INTRODUCCIÓN

Las actividades del curso se realizan en el AULA LABORATORIO, es un lugar adecuado y acondicionado para el desarrollo de las actividades de enseñanza-aprendizaje tanto las clases teóricas como prácticas que ayudarán a comprobar, con la aplicación de método científico, la validez de algunos principios químicos. Allí mismo se tratará de fomentar en los alumnos el **respeto, puntualidad y responsabilidad** hacia toda actividad propuesta, así como el **cumplimiento de las normas sugeridas** de laboratorio para la obtención de los resultados esperados y el desarrollo de destrezas y habilidades en el manejo del material, equipo y sustancias químicas.

En el laboratorio de química los estudiantes realizan sus prácticas, las cuales sirven de apoyo a la enseñanza para fundamentar la teoría que se reciben en el presente curso y está acondicionado para el desarrollo de clases prácticas y otros trabajos relacionados con el proceso enseñanza-aprendizaje.

El aula-laboratorio no es un sitio peligroso si el estudiante es prudente y sigue todas estas instrucciones con el mayor cuidado posible. Para esto es importante no realizar experimentos por sí solos, sin tener la aprobación de su profesor. También aprenderán a planificar los procedimientos de éstas para realizarlos de forma adecuada y segura.

### A. SEGURIDAD EN LAS INSTALACIONES

Un laboratorio de química es un ambiente físico construido para este fin, como cualquier lugar donde nos encontremos estamos expuestos a ciertos riesgos y peligros. Este debe reunir ciertas condiciones básicas de seguridad como:

- a. Diseño adecuado al número de participantes
- b. Mesas de materiales adecuados, resistentes al calor y a los reactivos químicos, además de permitir una fácil limpieza
- c. Instalación de gas
- d. Instalación de agua corriente
- e. Drenaje
- f. Energía eléctrica y tomacorrientes
- g. Iluminación natural y artificial
- h. Sistemas de ventilación o ventanas abatibles
- i. Accesos lo suficientemente amplios para permitir el desalojo del laboratorio con orden y rapidez en caso de un accidente o evacuación

- j. Muebles para guardar el equipo y materiales
- k. Campana de extracción de gases
- l. Regadera
- m. Lavaojos
- n. Extinguidor
- o. Mantas de material no inflamable para sofocar incendios.
- p. Equipo de primeros auxilios (botiquín).



## B. NORMAS DE COMPORTAMIENTO

OBSERVE EL SIGUIENTE VIDEO, BIOSEGURIDAD EN EL LABORATORIO:

<https://youtu.be/SIYe-D7jQ84>

Como estudiante, su tarea para aprender incluye el prevenir accidentes cuando se trabaja en un laboratorio. Para cumplir con la responsabilidad de velar por su seguridad y con la de los demás en el laboratorio, hay una serie de normas a seguir:

### B.1 NORMAS PERSONALES



1. **EL USO DE BATA BLANCA DE MANGA LARGA ES OBLIGATORIO**, ya que lo protege tanto de salpicaduras como de derrames. Debe ser fácilmente removible y resistente, ya que evita que posibles proyecciones de sustancias químicas lleguen a la piel.
2. **USO DE LENTES DE PROTECCIÓN ES OBLIGATORIO**, los ojos son particularmente susceptibles de daño permanente por productos corrosivos los cuales pueden suceder por salpicaduras de productos químicos o sus vapores.
3. **VESTIR APROPIADAMENTE:** no debe usar shorts o faldas cortas, zapatos de tacón, zapatos abiertos, sandalias o zapatos hechos de tela. Lo adecuado será utilizar pantalón, blusas sin escote/ camisa con mangas y zapatos cerrados
4. **EN CASO DE USAR EL CABELLO LARGO:** manténgalo **RECOGIDO** y no lleve colgantes.
5. **EN EL LABORATORIO NO SE FUMA, TOMAN BEBIDAS NI COMIDAS.**
6. Siempre lávese las manos con jabón al salir del laboratorio.
7. **NUNCA DEBE HACER EXPERIMENTOS NO AUTORIZADOS.** No mezcle el contenido de varios tubos o recipientes a menos que el procedimiento se lo



indique. (Nota: usted no puede predecir el comportamiento de esta mezcla, esto puede generar calentamiento, explosiones o liberación de sustancias tóxicas)

8. **NI LOS JUEGOS NI LAS BROMAS DEBEN SER TOLERADOS EN EL LABORATORIO**, ya que el laboratorio es un lugar de estudio y de trabajo.
9. **CADA GRUPO SE RESPONSABILIZARÁ DE SU ZONA DE TRABAJO Y DE SU MATERIAL.**
10. Si usted dañó o rompió cristalería o equipo, debe indicárselo a su profesor.
11. **NO UTILICE NINGÚN APARATO DE COMUNICACIÓN DURANTE EL DESARROLLO DEL LABORATORIO.**

## B.2 NORMAS REFERENTES A ORDEN Y LIMPIEZA

1. Es imprescindible la limpieza del laboratorio, de su instrumental y utensilios, así como el orden en el mismo.
2. **MANTENGA LIMPIO Y SECO SU EQUIPO**, colóquelo en un lugar firme y lejos de la orilla de la mesa de laboratorio.
3. **MANTENGA SU LUGAR DE TRABAJO LIBRE DE OBSTÁCULOS.** En las mesas de laboratorio o en el suelo, no pueden colocar prendas de vestir, cuadernos, mochilas, etc., que pueden entorpecer el trabajo.
4. **PLANEE SU TRABAJO ANTES DE COMENZAR SU PROCEDIMIENTO DE LABORATORIO.**
5. Los reactivos químicos deben permanecer en el lugar indicado dentro del laboratorio.
6. **NO DESCARTE EN LOS LAVADEROS LO SIGUIENTE: PARAFINA, GRASA, FÓSFOROS, PAPELES, MATERIAL DE VIDRIO O CUALQUIER MATERIAL INSOLUBLE.** Ponga atención a la proximidad de los frascos de reactivos a estufas o mecheros, a compañeros y a sus equipos.



## B.3 NORMAS ETICAS

En laboratorio debe de comportarse con ética e integridad y cumplir con los siguientes valores:

1. **RESPECTO:** Se espera que los estudiantes demuestren respeto hacia los profesores, el personal del laboratorio, sus compañeros y ellos mismos en todo momento. Esto implica el uso de un lenguaje respetuoso, la abstención de interrumpir a otros durante su trabajo y la consideración por el espacio y los recursos compartidos.
2. **INTEGRIDAD:** La honestidad y la integridad deben prevalecer en todas las actividades del laboratorio. Esto implica la abstención de cualquier forma de plagio, la falsificación o tergiversación de datos, y la realización de todos los experimentos y procedimientos según los protocolos establecidos.
3. **COLABORACIÓN:** Los estudiantes deben esforzarse por colaborar de manera efectiva y constructiva con sus compañeros y profesores. Esto incluye la participación activa en el trabajo en equipo, la asistencia a otros cuando sea apropiado, y la resolución de conflictos de manera respetuosa y profesional.

4. **RESPONSABILIDAD:** Los estudiantes tienen la responsabilidad de su propio comportamiento en el laboratorio. Esto implica llegar puntualmente a todas las sesiones de laboratorio, estar adecuadamente preparado para cada experimento o actividad, completar las tareas de laboratorio a tiempo y asumir la responsabilidad de cualquier error o problema que pueda surgir.

### C. NORMAS EN EL MANEJO DE MATERIAL, EQUIPO Y CRISTALERIA

En cada práctica de laboratorio específico, su profesor explicará el manejo adecuado de los materiales, equipo y cristalería requeridos (balanza, mechero, hornilla, agitador, potenciómetro, etc.). Es necesario que conozca el manejo y cuidado de cada material, equipo y cristalería para evitar accidentes.

#### C.1 MATERIAL

En un laboratorio de química se utiliza una amplia variedad de instrumentos o herramientas que, en su conjunto, se denominan material de laboratorio.

Se clasifica según el material que los compone que puede ser de:

1. **METAL:** aro, espátula, gradilla, balanza de dos platos, soporte universal, pinza metálica, tela metálica, trípode.
2. **VIDRIO:** agitador, balón aforado, bureta, embudo, erlenmeyer, pipeta, probeta, tubo de ensayo, beaker, vidrio de reloj, etc.
3. **PLÁSTICO:** piseta (o frasco lavador), probeta, embudo.
4. **PORCELANA:** mortero con pistilo, cápsula de porcelana.
5. **MADERA:** gradillas.
6. **GOMA:** mangueras, perilla.

#### C.2 EQUIPO

En un laboratorio de química el equipo de laboratorio se utiliza generalmente para la realización de experimentos o bien para realizar mediciones y obtener datos. Estos incluyen herramientas tales como balanza de dos platos, potenciómetros, centrífuga, estufa eléctrica, etc. En cada práctica se indicarán las normas para cada equipo, aquí se mencionarán algunas:

##### C.2.1 MEDICIÓN DE MASA

###### C.2.1.1 BALANZA DE DOS PLATOS

Algunas normas mínimas que debe observar para manejar la balanza son:

1. Debe cumplir con el procedimiento para pesar en una balanza de dos platos que su profesor le indicará en su momento.
2. Los platos deben estar libres de polvo.
3. Asegúrese que esté calibrada antes de usarla, sino usted debe calibrarla.
4. Utilice vidrio de reloj, papel encerado u otro para que las sustancias químicas sólidas no entren en contacto directo con el plato para evitar su corrosión.



5. Evite cualquier perturbación que conduzca a error en la pesada, como colocar en una mesa desnivelada, vibraciones por golpes, corrientes de aire, etc.
6. Luego de haber terminado de utilizar la balanza, déjela limpia y con los pesos en cero.

## C.2.2 FUENTES DE CALOR

Muchas de las reacciones deben ser iniciadas por calor. Las reacciones aumentan su velocidad con un aumento en la temperatura.

### C.2.2.1 MECHERO DE ALCOHOL

1. Cuando caliente el contenido de un tubo de ensayo en un mechero, esto puede sobrecalentarse fácilmente y causar que el contenido hierva y salpique hacia afuera. Para prevenir esto, tome el tubo de ensayo con una pinza para tubos de ensayo y caliente suavemente a lo largo del
2. lado del tubo de ensayo (en un ángulo de 45°), no en el fondo.
3. Cuando caliente, nunca apunte el tubo de ensayo hacia usted o hacia otra persona.
4. Al terminar de usarlo, coloque la tapadera sobre la mecha para que quede apagado.



### C.2.2.2 ESTUFA ELECTRICA Y RECIPIENTE PARA BAÑO MARÍA

1. Arme su sistema, conecte la estufa eléctrica, verifique el botón de control de temperatura y colóquelo en la temperatura deseada.
2. Coloque la olla para el Baño de María con una cantidad de agua que no sobrepase la mitad de su capacidad. Mida la temperatura del agua con un termómetro evitando tocar con el bulbo del termómetro el fondo o las paredes de la olla, de esa manera se asegura estar midiendo la temperatura del agua.
3. Utilice tubos de ensayo de tamaño adecuado para evitar que se caigan dentro del agua y que el experimento se arruine. Al terminar, desconecte la estufa eléctrica poniendo el botón en apagado y desenchufe del tomacorriente.
4. No caliente nunca un recipiente totalmente cerrado.
5. Evite quemaduras utilizando un guante para calor y sus pinzas para tubos de ensayo.



## C.2.3 OTROS EQUIPOS

### C.2.3.1 POTENCIOMETROS

Se utiliza para determinar la concentración de iones hidrogeno que posee cada sustancia. Este equipo usa un electrodo para medir el pH exacto de una solución.

#### Uso del potenciómetro

1. Remueva el tapón protector del electrodo.
2. introduzca el electrodo en la muestra sumergiéndolo aproximadamente 4.5 centímetros dentro de la muestra.
3. Encienda el equipo.
4. Espere hasta que la lectura se estabilice.



5. Tome nota de la lectura
6. Apague el equipo y retírelo de la muestra.
7. Lave el electrodo con agua destilada o desmineralizada, séquelo.
8. Coloque el tapón.

#### D. CRISTALERÍA

Muchos de los accidentes de laboratorio se producen por cortes y quemaduras con vidrio, que se pueden prevenir siguiendo unas reglas simples:

1. **REVISE QUE LA CRISTALERÍA ESTÉ LIMPIA Y SIN DAÑO**, AGRIETADA O ROTA antes de usar.
2. **DEPOSITE EL MATERIAL DE VIDRIO ROTO EN UN CONTENEDOR PARA VIDRIO**, no en una papelera. Si no hay, consulte con su profesor.
3. **NUNCA FORCÉ UN TUBO DE VIDRIO**, si se quiebra los cortes pueden ser graves.
4. Si va a aplicar calor a la cristalería, **REVISE QUE SEA RESISTENTE AL CALOR (pyrex)** El vidrio caliente debe de dejarse apartado encima de una plancha o similar hasta que se enfríe. Desafortunadamente, el vidrio caliente no se distingue del frío; si tiene duda, use unas pinzas o tenazas.
5. **TODA LA CRISTALERÍA SE LAVA CON AGUA Y JABÓN.**
6. **PARA SECAR LOS TUBOS DE ENSAYO SE COLOCAN BOCA ABAJO EN LAS GRADILLAS.**



#### E. NORMAS REFERENTES AL MANEJO DE SUSTANCIAS QUÍMICAS

La seguridad en el laboratorio no se limita únicamente a la protección personal o de la infraestructura, sino también a un manejo adecuado de los reactivos químicos encaminado a preservarlos de la contaminación y del desperdicio.

##### E.1 SUSTANCIAS QUÍMICAS

Un reactivo químico es toda **sustancia** que interactúa con otra en una **reacción química** que da lugar a otras sustancias de **propiedades**, características y conformación distinta, denominadas productos de reacción o simplemente **productos**. Las sustancias químicas que se usarán en el laboratorio pueden ser sólidas o líquidas.

##### E.1.1 SUSTANCIAS SÓLIDAS

1. Como **NORMA GENERAL DEBE LEER LA ETIQUETA DE UN REACTIVO ANTES DE USARLO.**
2. Los reactivos sólidos normalmente se almacenan en recipientes de boca ancha.
3. En nuestros laboratorios utilizaremos pequeñas cantidades de reactivos sólidos que serán almacenados temporalmente en frascos pequeños o tubos de ensayo con tapón para facilitar el acceso de este a todos los grupos de trabajo. **En estos**

**frascos, utilice espátulas limpias para recoger ó trasvasar los reactivos sólidos.**

4. Si tiene que tomar reactivo sólido del **FRASCO ORIGINAL**, evite introducir elementos como destornilladores, espátulas de hierro u otro objeto que pueda contaminar el sólido.
5. Si el reactivo es muy fino y libera polvo fácilmente, debe utilizarse una mascarilla apropiada.

### E.1.2 SUSTANCIAS LÍQUIDAS

Como **NORMA GENERAL DEBE LEER LA ETIQUETA DEL REACTIVO** que le indica el nombre y / o fórmula de este y la concentración a la que se encuentra; tome la cantidad necesaria y tape el recipiente.



1. Los líquidos se almacenan por lo general en recipientes de boca angosta o en frascos con gotero.
2. No debe introducir pipetas o cualquier otro dispositivo directamente dentro del frasco que contiene el líquido, esto conduce generalmente a la contaminación de todo el contenido.
3. Cuando transfiera líquidos desde un gotero tipo medicinal, la manera correcta es verter el líquido sin introducir el gotero en el recipiente en el cual se va a realizar la reacción química, para evitar la posibilidad de contaminación del gotero y de la solución original.
4. No use ningún reactivo que no posea etiqueta.
5. Nunca pipetee con la boca. Utilice siempre una pipeta y un succionador.
6. Después de pipetear cualquier sustancia no coloque la pipeta sobre la mesa de trabajo. Lávela inmediatamente o colóquela dentro de un recipiente (beaker, erlenmeyer, etc...)
7. Los sobrantes de los reactivos utilizados **NO** debe regresarlos al frasco. Consulte a su profesor el lugar en que se deben descartar.
8. No transporte innecesariamente los reactivos de un sitio a otro del laboratorio. Los frascos se transportan siempre tomándolos por el fondo, nunca del tapón.
9. No toque con las manos, y menos con la boca, los reactivos químicos. Evite tocarse los ojos y / o la boca.
10. Para oler un reactivo, la forma apropiada No acerque la nariz para inhalar directamente del tubo de ensayo o de frasco.
11. Muchos de los solventes que se utilizan son inflamables, entre ellos están: metanol, etanol, acetona, éter, etc. Por lo que deben mantenerse lejos de los mecheros encendidos.
12. Si se derramara o salpicara algún reactivo sobre su piel, cara u ojos, debe notificar inmediatamente a su profesor.
13. Si se produce un derrame importante de sustancias volátiles, apague los mecheros y el equipo y limpie inmediatamente el área.
14. Los ácidos y bases concentrados deben manejarse con precaución para evitar salpicaduras o derrames.

## E.2 CLASIFICACION DE LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS SEGÚN SU PELIGROSIDAD

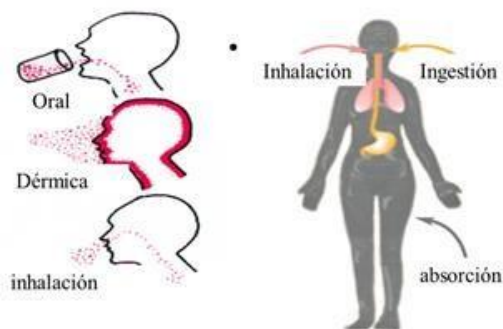
Las sustancias químicas se etiquetan mediante un pictograma, de manera que capte la atención de la persona que va a utilizar la sustancia. Los frascos originales de los reactivos traen las indicaciones del riesgo ó toxicidad de estos.

| PICTOGRAMAS   |  |
|---|--|
|  <p><b>F</b><br/>Inflamable</p>            | <p><b>INFLAMABLE</b></p> <p>Identifica a aquellas sustancias que arden por un contacto breve con una fuente de ignición y después de haberse separado de la fuente de ignición continúa quemándose</p> |
|  <p><b>F+</b><br/>Altamente inflamable</p> | <p><b>ALTAMENTE INFLAMABLE</b></p> <p>Identifica a aquellas sustancias que a temperatura ambiente y en contacto con el aire arden espontáneamente.</p>   |
|  <p><b>O</b><br/>Comburente</p>           | <p><b>COMBURENTE</b></p> <p>Identifica a sustancias y preparados que en contacto con sustancias inflamables producen una reacción fuertemente exotérmica.</p>  |
|  <p><b>E</b><br/>Explosivo</p>           | <p><b>EXPLOSIVO (E)</b></p> <p>Identifica a aquellas sustancias que pueden hacer explosión por efecto de una llama, choque o fricción.</p>   |
|  <p><b>T</b><br/>Tóxico</p>              | <p><b>TOXICO (T)</b></p> <p>Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o absorción cutánea pueden causar efectos agudos, crónicos o incluso la muerte.</p>                                  |

|  |  |
|--|--|
|  <p><b>T<sup>+</sup></b><br/>Muy toxico</p>           | <p><b>MUY TOXICO (T<sup>+</sup>)</b><br/>Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o absorción cutánea en muy pequeñas cantidades puede causar efectos agudos, crónicos o incluso la muerte.</p>                               |
|  <p><b>Xn Nocivo</b></p>                              | <p><b>NOCIVO (Xn)</b><br/>Las sustancias y preparados que por inhalación, ingestión y absorción cutánea puedan provocar efectos agudos, crónicos o incluso la muerte.</p>  |
|  <p><b>Xi</b><br/>Irritante</p>                       | <p><b>IRRITANTE (Xi)</b><br/>Las sustancias y preparados no corrosivos que por contacto breve, prolongado o repetido con la piel o las mucosas puedan provocar una reacción inflamatoria.</p>  |
|  <p><b>C</b><br/>Corrosivo</p>                       | <p><b>CORROSIVO (C)</b><br/>Las sustancias y preparados que en contacto con tejidos vivos puedan ejercer una acción destructiva de los mismos</p>  |
|  <p><b>N</b><br/>Peligro para el medio ambiente</p> | <p><b>PELIGRO PARA EL MEDIO AMBIENTE</b><br/>Identifica a las sustancias que en caso de contacto con el medio ambiente presentan un peligro inmediato o futuro para uno o mas componentes del medio ambiente.</p>                          |
|  <p><b>Riesgo biologico</b></p>                     | <p><b>RIESGO BIOLÓGICO</b><br/>El riesgo biológico o bioriesgo (biohazard en inglés) consiste en la presencia de un <u>organismo</u>, o la sustancia derivada de un organismo, que plantea, sobre todo, una amenaza a la salud humana.</p> |
|  <p><b>Presencia de radioactividad</b></p>          | <p><b>PRESENCIA DE RADIOACTIVIDAD</b><br/>Símbolo de advertencia de radiactividad con validez internacional</p>  |

|   |   |
|---|---|
|  <p><b>PELIGRO PARA LA SALUD</b></p> | <p><b>PELIGRO PARA LA SALUD</b></p> <p>Los productos que contengan este pictograma pueden ser:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- cancerígenos</li> <li>- Mutágenos (que pueden modificar el ADN)</li> <li>- tóxicos para la reproducción</li> <li>- Modificar el funcionamiento de ciertos órganos como hígado, sistema nervioso, etc.</li> <li>- Pueden causar graves efectos sobre los pulmones</li> </ul> <p>Pueden causar alergias respiratorias</p> |
| <p><b>QUIMICO NOCIVO</b></p>         | <p><b>QUIMICO NOCIVO</b></p> <p>El producto que lo contenga puede producir efectos adversos en dosis altas. también pueden producir irritación en ojos, garganta nariz y piel, provoca alergias cutáneas, somnolencia y vértigo</p>   |

**E.3 RUTAS DE INGRESO AL CUERPO DE LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS:**  
**Rutas de exposición**



**E.3.1 INHALACIÓN:** A través del tracto respiratorio (pulmones) al respirar

**E.3.2 INGESTIÓN:** A través del tracto digestivo. Esto puede ocurrir por comer, masticar chicle; aplicarse cosméticos o fumar dentro del laboratorio ingerir alimentos sin lavarse las manos

**E.3.3 ABSORCIÓN:** A través de las aperturas del cuerpo como los oídos o los ojos, a través de heridas en la piel o hasta por piel intacta. A través de una cortadura con un objeto filoso contaminado. Las posibilidades incluyen mal manejo de un objeto filoso como un beaker quebrado contaminado, de un cuchillo o de una jeringa.



**F. NORMAS PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO**

| ANTES DE LA PRÁCTICA   | DURANTE LA PRÁCTICA   | AL TERMINAR LA PRÁCTICA  |
|--|---|--|
| <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Lea el instructivo o guía de la práctica respectiva.</li> <li>2. Obtenga los materiales que se solicitan para la práctica con anticipación. El listado de materiales que debe ser proporcionado por los estudiantes se encuentra marcado con un asterisco (*) al inicio de la práctica.</li> </ol> | <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Planee su trabajo antes de comenzar su procedimiento de laboratorio.</li> <li>2. <b>CUMPLA CON LAS NORMAS DEL LABORATORIO</b></li> <li>3. <b>LITERALES B, C, D Y E</b> enlistadas con anterioridad</li> <li>4. Realice los procedimientos como se indican en la práctica de laboratorio. Vaya anotando los resultados obtenidos para la posterior elaboración del informe de esta.</li> <li>5. Durante la realización de las prácticas se prohíbe el ingreso de personas ajenas y la salida de alumnos.</li> <li>6. No utilice aparatos de comunicación o de sonido dentro del laboratorio.</li> <li>7. En caso de accidente debe solicitar la ayuda del profesor responsable.</li> </ol> | <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Utilice los últimos minutos de su práctica para efectuar la limpieza del área de trabajo, así como para lavar el material que utilizó.</li> <li>2. Utilice papel mayordomo para limpiar su mesa de trabajo.</li> <li>3. Deseche las sustancias sólidas y líquidas siguiendo las instrucciones del profesor.</li> <li>4. Cuando utilice aparatos especiales, entréguelos limpios al profesor.</li> <li>5. Coloque el equipo, materiales y reactivos en el lugar correspondiente.</li> <li>6. Al terminar la práctica, quítese la bata y guárdela.</li> <li>7. Lávese las manos antes de salir del laboratorio.</li> </ol> |

**RESPONSABILIDAD DEL ESTUDIANTE EN LA PREVENCIÓN DE ACCIDENTES**

Todos los que trabajan en el laboratorio son responsables por la prevención de accidentes, especialmente usted, que es la persona que lleva a cabo los procedimientos de laboratorio. La seguridad debe ser lo más importante para usted, sus compañeros y su profesor.

Cualquiera puede llegar a ser víctima de sus propios errores o de errores cometidos por otros. Usted debe tomar un rol activo, participe en las prácticas para prevenir accidentes.

Los accidentes casi siempre ocurren debido a:

- a. No utilizar el sentido común
- b. No seguir las instrucciones y como consecuencia cometer errores

Para que todos podamos prevenir accidentes en el laboratorio se deben seguir las siguientes reglas de seguridad:

- a. Siga las reglas de seguridad minuciosamente
- b. No juegue bromas en el laboratorio
- c. Familiarícese con la localización y con el uso del equipo de seguridad (salidas, duchas, lava-ojos y otros)
- d. Antes de entrar al laboratorio debe estar familiarizado con los peligros de las sustancias químicas a utilizar. Asegúrese de que puede seguir las precauciones de seguridad que lo protegen a usted y a los demás de los peligros.
- e. Familiarícese con los peligros de los aparatos que se van a utilizar y las operaciones a desempeñar. Aprenda lo que se puede hacer y lo que debe evitar hacer.

### PRIMEROS AUXILIOS

Los accidentes más frecuentes en un laboratorio son: cortes y heridas, quemaduras, salpicaduras en los ojos e ingestión o inhalación de productos químicos.

En caso de accidente, avise inmediatamente al profesor o puede seguir las instrucciones del siguiente cuadro según sea el caso.

Si es necesario llame al Departamento de Toxicología al teléfono: 1-801-0029832.

#### TELEFONOS DE EMERGENCIA

POLICÍA NACIONAL 110  
BOMBEROS VOLUNTARIOS  
122  
BOMBEROS MUNICIPALES  
123  
AMBULANCIAS DEL IGSS 119  
CRUZ ROJA 125




### Seguridad en el laboratorio

<https://slideplayer.es/slide/1659980/>

### ACCIDENTES Y FORMA DE ACTUAR

En cualquier situación notificarle a su profesor

| ACCIDENTE   | ACTUACIÓN   |
|---|---|
| <p><b>FUEGO EN EL LABORATORIO</b></p>                     | <p>Evacuar el laboratorio. Si el fuego es pequeño y localizado apáguelo utilizando un extinguidor, arena o cubriéndolo con un recipiente adecuado que lo ahogue. Las sustancias inflamables deben retirarse. Cuando el fuego es provocado por un solvente inflamable no debe utilizarse agua.</p>    |
| <p><b>FUEGO EN EL CUERPO</b></p>                          | <p>Tiéndase al suelo y rueda sobre su mismo cuerpo para apagar la llama. No salga corriendo. Si un compañero se está quemando debe ayudarlo, cubrirlo con una manta antifuego o llevarlo a la ducha de seguridad si está cerca. No debe utilizar un extinguidor sobre una persona. Cuando se haya apagado el fuego se debe dar asistencia médica a la persona.</p>  |
| <p><b>QUEMADURAS</b></p>                                  | <p>Las quemaduras producidas por material caliente, las debe tratar aplicando agua fría por 10-15 minutos. Si en el botiquín hay pomada para quemaduras, aplicarlas. Si son muy graves, se les debe dar asistencia médica.</p>    |
| <p><b>CORTADURAS (cortes)</b></p>                         | <p>Los que se producen por vidrio, deben lavarse con abundante agua durante 10 minutos como mínimo. Si son pequeños y dejan de sangrar en poco tiempo, se lavan con agua y jabón, luego se les aplica un antiséptico y se tapan con venda o apósito adecuado. Si son grandes y no dejan de sangrar, requieren asistencia médica inmediata.</p>                   |
| <p><b>DERRAME DE PRODUCTOS QUÍMICOS SOBRE LA PIEL</b></p> | <p>Lave con abundante agua. En caso de ácidos se puede aplicar una solución de bicarbonato de sodio al 5%. Cuando se trate de bases se debe lavar con suficiente agua y luego aplicar una solución de ácido bórico al 5%.</p>    |

| ACCIDENTE                                      | ACTUACIÓN  |
|--|--|
| <p><b>CORROSIONES EN LOS OJOS</b></p>          | <p>El tiempo es esencial, <b>LAVAR INMEDIATAMENTE</b>. Se deben lavar los ojos con agua abundante o solución salina en una ducha de ojos y si no hay, en un frasco. Debe mantenerse los ojos abiertos con ayuda de los dedos, para poder lavar debajo de los párpados. Debe darse asistencia médica, aunque la lesión parezca pequeña.</p>    |
| <p><b>INGESTIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS</b></p>  | <p>Buscar asistencia médica. Si la persona está consciente y sin convulsiones se le puede administrar un emético si el producto no es corrosivo. <b>Puede administrarse el antídoto correspondiente. También puede utilizarse uno universal:</b> una mezcla de 15 gramos formada por dos partes de carbón activado una de óxido de magnesio y una de ácido tánico, disueltos en medio vaso de agua caliente.</p>  |
| <p><b>INHALACIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS</b></p> | <p>La persona debe de llevarse a un lugar con aire fresco y darle asistencia médica lo antes posible.</p>   |

## EN CASO DE PRESENTARSE UN SISMO Y SE ENCUENTRA EN EL LABORATORIO

- Mantener la calma
- No salir del laboratorio hasta que su profesor se lo indique
- Mantenerse alejado de zonas próximas a ventanas o cristales
- En cuanto sea posible cortar el flujo de energía, apagar fuentes de calor, desconectar aparatos eléctricos.
- Evitar la proximidad de estanterías y gabinetes con objeto que pueden caerse o estantes con reactivos químicos en envases frágiles
- Buscar protección sobre estructuras sólidas del edificio (dinteles de las puertas, vigas y pilares) o bajo mobiliario resistentes (mesas, escritorios, aferrándose a las patas).

## UNA VEZ FINALIZADO EL SISMO

- Los estudiantes o profesor que se encuentren más cerca a la puerta deben abrirla.

- b. Evacuar las áreas siguiendo el orden pre-establecido.
- c. Seguir las instrucciones generales de evacuación de edificios.
- d. La última persona en salir cierra la puerta.

### GUÍA: “ACCIDENTES EN EL LABORATORIO QUÍMICO SU PREVENCIÓN Y ATENCIÓN”

La siguiente guía contiene:

- **Lista de sustancias químicas:** Es un listado de las sustancias químicas más empleadas en los laboratorios, cada sustancia tiene una letra de referencias (A, B, C, D, etc.)
- **Cuadro No. 1:** contiene la letra de referencia y a que SUSTANCIAS QUÍMICAS pertenece la letra de referencia, el RIESGO POTENCIAL a fuego o explosión y para la salud, Las ACCIONES DE EMERGENCIA (fuga o derrame), PRIMEROS AUXILIOS, PREVENCIÓN, en estas columnas aparece el número de inciso de la acción para cada caso, la descripción de los incisos se encuentra en el cuadro No. 2
- **CUADRO No. 2:** Incluye la descripción de las acciones a tomar del RIESGO POTENCIAL (fuego o explosión, para la salud), ACCIONES DE EMERGENCIA (fuego, fuga o derrame), PRIMEROS AUXILIOS, PREVENCIÓN

#### COMO USAR LA GUÍA DE ACCIDENTES EN EL LABORATORIO:

- a. Busque el nombre de la sustancia en la LISTA DE SUSTANCIAS QUÍMICAS en donde se encuentran en orden alfabético,
- b. A lado derecho del nombre de la sustancia encontrara una letra. Esta letra es la de referencia
- c. Busque la letra de referencia en el cuadro No. 1 ahí encontrara a que sustancia química pertenece y los riesgos potenciales, acciones de emergencia, primeros auxilios y prevención
- d. Buque los incisos que le interesan del cuadro 1 en el cuadro No.2

Ejemplo:

| SUSTANCIA QUÍMICA      | LETRA DE REFERENCIA | SUSTANCIA QUÍMICA   | RIESGO POTENCIAL PARA LA SALUD (seleccione solo dos)  | PRIMEROS AUXILIOS (seleccione solo dos)  |
|------------------------|---------------------|---|---|--|
| <b>ÁCIDO SULFÚRICO</b> | T                   | SUSTANCIAS CORROSIVAS<br><br>Ej: Ácido Nítrico, <b>Ácido Sulfúrico</b> , Bromo, Ácido Fosfórico, Ácido Acético en solución de 10-80%, Hidróxido de Sodio sólido o en solución | 32. El fuego puede producir gases irritantes, venenosos y corrosivos.<br><br>41. La inhalación o contacto con el vapor, sustancia o productos de descomposición pueden causar daños serios o la muerte. | 1. Trasladar a donde se respira aire fresco.<br><br>2. Aplicar respiración artificial si la víctima no respira.<br><br>3. Administrar oxígeno si respira con dificultad. |

## “ACCIDENTES EN EL LABORATORIO QUÍMICO: SU PREVENCIÓN Y ATENCIÓN”

| LISTA DE SUSTANCIAS QUÍMICAS |   |            |     |  |            |
|------------------------------|---|------------|-----|--|------------|
| No.                          | SUSTANCIA QUÍMICA                                     | REFERENCIA | No. | SUSTANCIA QUÍMICA                          | REFERENCIA |
| 1                            | Aceite Mineral  | I          | 56  | Gasolina Natural                           | I          |
| 2                            | Acetaldehído  | H          | 57  | Helio                                      | A          |
| 3                            | Acetato de Etilo                                      | I          | 58  | Heptanos                                   | I          |
| 4                            | Acetato de Isopropilo                                 | I          | 59  | Hexanos o Metilpentanos                    | I          |
| 5                            | Acetileno   | B          | 60  | Hidrógeno                                  | B          |
| 6                            | Acetona   | H          | 61  | Hidroperóxido de p-metilo                  | Q          |
| 7                            | Acido Acético (Sols.>80%)                             | U          | 62  | Hidrosulfito de Potasio                    | M          |
| 8                            | Acido Acético (Sols. 10-80%)                          | T          | 63  | Hidrosulfito de Sodio                      | M          |
| 9                            | Acido Acético Glacial                                 | U          | 64  | Hidrosulfito de Zinc                       | O          |
| 10                           | Acido Cianhídrico                                     | V          | 65  | Hidróxido de Potasio                       | T          |
| 11                           | Acido Clorhídrico                                     | T          | 66  | Hidróxido de Potasio en solución           | T          |
| 12                           | Acido Crómico en solución                             | T          | 67  | Hidróxido de Sodio                         | T          |
| 13                           | Acido Fluorhídrico                                    | T          | 68  | Hidróxido de Sodio en solución             | T          |
| 14                           | Acido Fosfórico                                       | T          | 69  | Hidruros de Litio y Aluminio               | N          |
| 15                           | Acido Perclórico                                      | P          | 70  | Hidruros metálicos                         | N          |
| 16                           | Acido Pírico  | P          | 71  | Hipoclorito de Calcio seco o mezclas secas | P          |
| 17                           | Acido Sulfúrico                                       | T          | 72  | Hipoclorito, mezclas de                    | T          |
| 18                           | Aire comprimido                                       | E          | 73  | Isobutanol o Alcohol Isobutilico           | I          |
| 19                           | Alcohol Alílico                                       | J          | 74  | Isootano, Octanos                          | I          |
| 20                           | Alcohol Isopropílico o Isopropanol                    | H          | 75  | Magnesio, polvo                            | N          |
| 21                           | Alcohol Metílico o Metanol                            | J          | 76  | Mercaptanos o mezclas de mercaptanos       | I          |
| 22                           | Algodón húmedo  | K          | 77  | Metaldehído                                | K          |
| 23                           | Amoníaco anhidro o con más de 50% de concentración    | C          | 78  | Metales ferrosos                           | K          |
| 24                           | Azufre  | K          | 79  | Metil Propil Cetona                        | I          |
| 25                           | Benceno   | I          | 80  | Nitrato de Aluminio                        | P          |
| 26                           | Bromo o Bromo en soluciones                           | T          | 81  | Nitrato de Bario                           | P          |
| 27                           | Carbón, carbón activado o animal                      | K          | 82  | Nitrato de Plata                           | P          |
| 28                           | Cerillas  | K          | 83  | Nitrato de Plomo                           | P          |
| 29                           | Cianuros, Cloroformo                                  | S          | 84  | Nitrato de Sodio                           | P          |
| 30                           | Ciclohexano   | I          | 85  | Nitrato Férrico                            | P          |
| 31                           | Ciclopentano  | J          | 86  | Nitrato Potásico                           | P          |
| 32                           | Clorato de Bario                                      | P          | 87  | Nitrato de Sodio                           | P          |
| 33                           | Clorato de Sodio                                      | P          | 88  | Nitrobenzeno                               | V          |
| 34                           | Cloratos (todos)                                      | P          | 89  | N-propanol o Alcohol Propílico             | H          |
| 35                           | Cloro   | F          | 90  | Oxido de Etileno                           | D          |
| 36                           | Cloroformo  | S          | 91  | Oxígeno                                    | E          |
| 37                           | Dicromato de Amonio                                   | P          | 92  | Pentacarbonilo de Hierro                   | V          |
| 38                           | Dietilamina   | J          | 93  | Perclorato de Amonio                       | P          |
| 39                           | Dimetilamina solución                                 | H          | 94  | Perclorato de Bario                        | P          |
| 40                           | Dioxano   | I          | 95  | Permanganato de Bario                      | P          |
| 41                           | Ditionito de sodio                                    | L          | 96  | Permanganato de Potasio                    | P          |
| 42                           | Etanol, alcohol etílico o soluciones de Etanol        | H          | 97  | Permanganato de Sodio                      | P          |
| 43                           | Eter de Petróleo                                      | I          | 98  | Peróxido de Hidrógeno                      | P          |
| 44                           | Eter dietílico o Eter Etilico                         | I          | 99  | Peróxido de Propionilo                     | R          |
| 45                           | Eteres Butílicos o Dibutílicos                        | I          | 100 | Peróxido de Sodio                          | P          |
| 46                           | Etil Butil éter                                       | I          | 101 | Potasio Metálico y Aleaciones              | N          |
| 47                           | Etilendiamina   | U          | 102 | Sodio o Sodio metálico                     | N          |
| 48                           | Etilmetilcetona o Metiletilcetona                     | I          | 103 | Sodio, Amalgamas de                        | N          |
| 49                           | Formaldehído en solución                              | H          | 104 | Sulfito de calcio hidrogenado              | N          |
| 50                           | Fósforo Amorfo o rojo                                 | K          | 105 | Sulfuro de Potasio                         | L          |
| 51                           | Fósforo blanco o amarillo, seco, mojado o en solución | L          | 106 | Sulfuro de Sodio                           | L          |
| 52                           | Fosfuro de Aluminio                                   | N          | 107 | Tetracloruro de carbono                    | S          |
| 53                           | Fosfuro de Magnesio                                   | N          | 108 | Tolueno                                    | I          |
| 54                           | Furfural  | J          | 109 | Toluidinas                                 | V          |
| 55                           | Gas cianógeno   | G          | 110 | Xilenos                                    | I          |
|                              |   |            | 111 | Zinc, cenizas o polvo                      | N          |

ACCIDENTES EN EL LABORATORIO QUÍMICO:

CIAT SU PREVENCIÓN Y ATENCIÓN

### COMO USAR ESTA GUÍA:

Para una sustancia en particular, búsquela en la lista de Sustancias Químicas. Identifíquela por la letra de referencia y dirijase al Cuadro No. 1 para encontrar el color y el número que le indique la respuesta a la consulta buscada.

Rojo = Riesgo potencial    Azul = Acciones de emergencia    Verde = Primeros Auxilios    Corinto = Prevención, localizadas en el Cuadro No. 2

CUADRO No. 1

| Referencia | SUSTANCIA QUÍMICA   | RIESGO POTENCIAL      |                | ACCIONES DE EMERGENCIA |                                  | PRIMEROS AUXILIOS    | PREVENCIÓN            |
|------------|---|-----------------------|----------------|------------------------|----------------------------------|----------------------|-----------------------|
|            |   | Fuego o Explosión     | Para la Salud  | Fuego                  | Fuga o Derrame                   |                      |                       |
| A          | GASES INERTES Ejemplo: Helio  | 1, 5, 17              | 32, 33, 37     | 2, 16                  | 20 al 24                         | 1 al 4, 10, 11, 12   | Todas, excepto 11, 12 |
| B          | GASES INFLAMABLES<br>Ejemplo: Acetileno, Hidrógeno  | 2 al 5, 17            | 30 al 32       | 11, 12, 16             | 20, 21, 22, 24                   | 1 al 4, 7, 10, 11    | Todas, excepto 11, 12 |
| C          | GASES TOXICOS Y/O CORROSIVOS<br>Ejemplo: Amoniaco en solución > 50  | 1, 5, 6, 17           | 32, 35, 36     | 2, 12, 16, 18          | 21, 22, 24                       | 1 al 5, 8, 10, 11    | Todas, excepto 11, 12 |
| D          | GASES TOXICOS INFLAMABLES<br>Ejemplo: Óxido de etileno  | 2, 4, 17              | 32, 35, 36     | 1, 10, 11, 12, 16      | 20 al 24                         | 1 al 5, 7, 8, 9, 10  | Todas, excepto 11, 12 |
| E          | GASES OXIDANTES<br>Ejemplo: Aire comprimido, Oxígeno  | 6, 7, 8, 9, 17        | 30, 33, 37, 46 | 2, 12, 16              | 20, 22, 23, 24, 34               | 1 al 4, 7, 9, 10, 12 | Todas, excepto 11, 12 |
| F          | GASES TOXICOS CORROSIVOS<br>OXIDANTES Ejemplo: Cloro  | 5, 7, 8, 9, 12, 17    | 34, 35, 36     | 2, 12, 16              | 20 al 24, 34                     | 1 al 5, 8, 9, 10     | Todas, excepto 11, 12 |
| G          | GASES TOXICOS DE COMBUSTION<br>ESPONTANEA Ejemplo: Gas Cianógeno  | 3, 5, 13, 15, 17      | 32, 35, 36     | 4, 13, 19              | 20 al 24                         | 1 al 5, 8, 10        | Todas, excepto 11, 12 |
| H          | LIQUIDOS INFLAMABLES MISCIBLES<br>Ejemplo: Acetona, Etanol  | 2, 4, 16, 17          | 32             | 6, 14, 16              | 20 al 22, 24 al 26               | 1 al 5, 7, 9, 10     | Todas, excepto 12     |
| I          | LIQUIDOS INFLAMABLES NO MISCIBLES<br>Ejemplo: Éter Dietílico, Benceno   | 2, 4, 16, 17          | 32, 38         | 6, 11, 14, 16          | 20 al 22, 24, al 27              | 1 al 5, 7, 9, 10     | Todas, excepto 12     |
| J          | LIQUIDOS INFLAMABLES TOXICOS<br>MISCIBLES E INMISCIBLES<br>Ej: Dietilamina, Furfural, Metanol, Etanol   | 2, 4, 16, 17          | 32, 39         | 1, 10, 11, 16, 19      | 20 al 22, 24 al 27               | 1 al 5, 7 al 10      | Todas, excepto 12     |
| K          | SOLIDOS INFLAMABLES<br>Ej: Metaldehído, Metales ferrosos  | 2, 15 al 20           | 32, 40         | 1, 10, 16, 17          | 20, 21, 26, 29                   | 1 al 5, 7 al 9       | Todas, excepto 11     |
| L          | SUSTANCIAS QUE ENTRAN EN<br>COMBUSTION ESPONTANEAMENTE<br>(Reactivas al aire/Piro-fóricas) Ej: Sulfuro de Potasio, Sulfuro de Sodio                               | 13, 15, 17, 21        | 32             | 1, 10, 11, 16, 17      | 20 al 22, 24, 25, 30, 31         | 1 al 5, 7, 9, 10, 13 | Todas                 |
| M          | SUSTANCIAS QUE ENTRAN EN<br>COMBUSTION ESPONTANEAMENTE<br>(Reactivos con el aire y el agua)<br>Ej: Hidrosulfito de Sodio y de Potasio                             | 11, 14, 15, 17, 21    | 32, 41         | 7, 8, 15, 16, 19       | 20 al 22, 26, 28                 | 1 al 5, 7, 9, 10, 13 | Todas                 |
| N          | SUSTANCIAS REACTIVAS CON EL AGUA<br>QUE DESPIDEN SUSTANCIAS INFLAMABLES<br>Ej: Sulfito de Calcio hidrogenado, Zinc en polvo                                       | 11, 14, 15, 17, 22    | 32, 41         | 7, 15, 16, 17, 19      | 20 al 22, 26, 27, 28             | 1 al 5, 7, 9, 10, 13 | Todas                 |
| O          | SUSTANCIAS REACTIVAS CON EL AGUA<br>QUE PRODUCEN SUSTANCIAS<br>CORROSIVAS Ej: Hidrosulfito de Zinc  | 9, 11, 14, 17         |                | 7, 8, 15, 16           | 20 al 22, 24, 26, 27, 28         | 1 al 5, 7, 9, 10, 15 | Todas                 |
| P          | SUSTANCIAS OXIDANTES Ej: Acido Perclórico, todos los cloratos, Hipoclorito de Calcio, Peróxido de Hidrógeno   | 9, 17, 18, 24, 25, 29 | 32, 42, 43     | 9, 11, 13, 16          | 20 al 22, 24, 26, 33, 34         | 1 al 5, 7, 9, 10     | Todas                 |
| Q          | PEROXIDOS ORGANICOS<br>Ej: Hidroperóxido de p-metilo  | 2, 9, 17, 20, 24      | 32, 42, 44     | 2, 11, 13, 16          | 20 al 22, 24, 26, 30, 32, 33, 34 | 1 al 5, 7, 8, 9, 10  | Todas                 |
| R          | SUSTANCIAS QUE REQUIEREN DE<br>CONTROL DE TEMPERATURA Ej: Peróxido de Propionilo  | 2, 9, 17, 20, 27      | 32, 42, 44     | 9, 11, 13, 16          | 20 al 22, 24, 26, 34             | 1 al 5, 7, 8, 9, 10  | Todas                 |
| S          | SUSTANCIAS VOLATILES<br>Ej: Cianuros, Cloroformo, Éter  | 1, 16, 17             | 32, 40, 45     | 1, 10, 11, 16, 19      | 20 al 22, 24, 26, 27             | 1 al 5, 7, 8, 9, 10  | Todas                 |
| T          | SUSTANCIAS CORROSIVAS<br>Ej: Ácido Nítrico, Ácido Sulfúrico, Bromo, Ácido Fosfórico, Ácido Acético en solución de 10-80%, Hidróxido de Sodio sólido o en solución | 1, 3, 9               | 32, 40, 45     | 1, 10, 11, 16, 19      | 20 al 22, 24, 26, 27             | 1 al 5, 7, 8, 9, 10  | Todas                 |
| U          | SUSTANCIAS CORROSIVAS INFLAMABLES<br>Ej: Ácido Acético Glacial o en solución > 60%, Acido fórmico   | 2, 4, 6, 16, 17, 23   | 32, 40         | 1, 10, 11, 18, 19      | 20 al 22, 24, 26, 27             | 1 al 5, 8, 9, 10     | Todas                 |
| V          | SUSTANCIAS INFLAMABLES Ej: Acido cianhídrico, Pentacarbonilo de hierro  | 2, 4, 16, 17          | 32, 40         | 1, 10, 16, 19          | 20 al 22, 24, 26, 27             | 1 al 5, 8, 9, 10     | Todas                 |

Los accidentes en el Laboratorio Químico pueden deberse a cualquiera de las siguientes causas.  
**Físicas:** Calor, golpe, fricción, acumulación de gases, manipulación incorrecta. Cilindros mal sellados. Llaves mal cerradas o en mal estado. Mangueras rotas. Falta de ventilación. Contacto accidental de sustancias. Diseño defectuoso de áreas de trabajo. Falta de equipo adecuado. Instalaciones eléctricas defectuosas.  
**De actitudes:** No planificar las actividades. No dar instrucciones. No obtener instrucciones y reglamentos. Falta de supervisión. Uso incorrecto de equipo y material. No estudiar las hojas de seguridad que acompañen a cada sustancia (solicitarlas al proveedor). Falta de conocimiento o falta de concentración. Mal estado físico de quién realiza la actividad. Manejo inadecuado de desechos. Comer en el laboratorio.

**CUADRO No. 2**

| RIESGO POTENCIAL  |   | ACCIONES DE EMERGENCIA   |  | PRIMEROS AUXILIOS  | PREVENCIÓN  |
|---|---|--|--|--|---|
| Fuego o Explosión   | Para la Salud   | Fuego  | Fuga o Derrame   |  |   |
| 1. Algunos pueden arder, pero no se encienden fácilmente  | 24. Algunos pueden descomponerse violentamente a temperatura ambiente.  | 1. Utilizar sustancias químicas secas, CO <sub>2</sub> , espuma o rodar agua.  | 18. No extinguir la llama en las fugas de gas a menos que se pueda detener la fuga.        | 1. Trasladar a donde se respira aire fresco.   | 1. Ambiente fresco y ventilado.                   |
| 2. Pueden encenderse por calor, chispas o llama.  | 25. En contacto con combustibles o algunos metales pueden ser explosivos  | 2. Utilizar un agente extintor apropiado para el tipo de fuego de los alrededores.   | 19. No introducir agua a los contenedores.   | 2. Aplicar respiración artificial si la víctima no respira.  | 2. Alejar puntos de ignición o chispas.           |
| 3. Puede formar mezclas explosivas con el aire.   | 26. Puede explotar con la pérdida del control de temperatura.   | 3. Evitar el contacto con materiales combustibles (madera, papel, ropa, aceite, etc.)  | 20. Eliminar todas las fuentes de ignición.  | 3. Administrar oxígeno si respira con dificultad.  | 3. Uso de campanas de extracción.                 |
| 4. Los vapores pueden viajar a una fuente de ignición y retroceder con llamas.                            | 27. En contacto con el agua pueden descomponerse violentamente por aumento de la temperatura                                | 4. Utilizar sustancias químicas secas o CO <sub>2</sub>  | 21. No tocar el material derramado.  | 4. Quitar ropa y calzado contaminado.  | 4. Aislar sustancias oxidantes.                   |
| 5. Los cilindros rotos pueden proyectarse.  | 28. Algunos son oxidantes o pueden encender materiales combustibles (madera, papel, aceite, ropa, etc.)                     | 5. Utilizar sustancias químicas secas, CO <sub>2</sub> o rocío de agua.  | 22. Detener la fuga en caso de poder hacerlo sin riesgo.                                   | 5. En caso de contacto con el material enjuagar inmediatamente la piel y los ojos con agua por lo menos por 15 min.  | 5. Manipulación correcta de sustancias.           |
| 6. Algunos reaccionan violentamente con el agua.  | 29. En caso de fuego el nitrato de amonio puede explotar en masa.   | 6. Utilizar sustancias químicas secas, CO <sub>2</sub> , espuma para alcohol o rocío de agua.  | 23. No dirija el agua al derrame o fuente de la fuga                                       | 6. Darse una ducha y lavar con jabón y agua.   | 6. Leer etiquetas.                                |
| 7. No arden, pero pueden mantener la combustión.  | 30. Altas concentraciones de gas pueden causar asfixia sin síntomas previos.  | 7. Utilizar sustancias químicas secas, ceniza de soda o cal.   | 24. Rocíar con agua para reducir vapores.  | 7. Mantener a la víctima abrigada y en reposo.   | 7. Proveerse de extinguidores.                    |
| 8. Las mezclas con combustibles pueden explotar.  | 31. Algunos son irritantes o venenosos.   | 8. NO UTILIZAR AGUA O ESPUMA.  | 25. Absorber con tierra, arena y otro material no combustible.                             | 8. Los efectos por contacto o inhalación pueden ser retardados.  | 8. Recipientes y equipo en buen estado.           |
| 9. Pueden encender materiales combustibles (madera, papel, aceite, ropa, etc.)                            | 32. El fuego puede producir gases irritantes, venenosos y corrosivos.   | 9. Combatir el fuego desde la máxima distancia o utilizar soportes autónomos para mangueras o pitones reguladores.                   | 26. Solicitar asistencia para su disposición.  | 9. Obtener asistencia médica de inmediato.   | 9. Verificar llaves.                              |
| 10. Algunos reaccionan violentamente con el agua o aire.  | 33. El contacto con gas licuado puede causar congelación seria.   | 10. Utilizar rocío de agua, niebla o espuma.   | 27. NO INTRODUCIR AGUA EN LOS RECIPIENTES.   | 10. Informar al médico sobre la identidad del producto tan pronto como se conozca.   | 10. Equipo adecuado: pinzas, guantes.             |
| 11. Algunos reaccionan vigorosamente de manera explosiva al contacto con el agua.                         | 34. Muchos son más pesados que el aire y se extienden sobre el suelo.   | 11. No utilizar chorro de agua.  | 28. cubrir con tierra seca, arena y otro material no combustible.                          | 11. Informar al médico sobre la identidad del producto tan pronto como se conozca.   | 11. Pipetear con perillas de succión.             |
| 12. Algunos pueden reaccionar vigorosamente o de manera explosiva con muchos materiales.                  | 35. Venenosos, pueden ser fatales si se inhalan.  | 12. Manejar los cilindros dañados con extremo cuidado.   | 29. Obtener asesoría sobre la utilización de agua ya que puede reaccionar con el material. | 12. En caso de entrar en contacto con el gas licuado, detener las partes congeladas con agua tibia.  | 12. Manipular sólidos con espátula.               |
| 13. Pueden encenderse espontáneamente al contacto con el aire.  | 36. El contacto con el gas puede ocasionar daños serios o la muerte.  | 13. Utilizar grandes volúmenes de agua.  | 30. Mantener la sustancia mojada con rocío de agua.  | 13. Quitar el material de la piel inmediatamente.  | 13. Higiene de manos. No comer en el laboratorio. |
| 14. Se encienden al contacto con el aire o aire húmedo.   | 37. Algunos son irritantes.   | 14. Utilizar espuma para alcohol rocío de agua o niebla.   | 31. Cumplir con tierra MOJADA, arena u otro material no combustible (excepto Hidracina)    |  | 14. Usar mascarillas y lentes protectores.        |
| 15. Pueden volver a encenderse después de que el fuego se haya extinguido.                                | 38. Algunos vapores son irritantes o venenosos.   | 15. Usar arena SECA, sustancia química seca, ceniza de soda o cal, apartarse del área y dejar que se consuma el fuego.               | 32. No usar herramientas ni equipo de metal.   | <b>REFERENCIA BIBLIOGRAFICA:</b><br>"Guía sobre respuestas iniciales en caso de emergencia causadas por sustancias químicas"<br><br>CANUTEC. Centro Panamericano de Ecología Humana y Salud. OPS/OMS. México pp 178. |   |
| 16. Los vapores pueden tomar mezclas explosivas con el aire.  | 39. La inhalación o el contacto con el vapor o el líquido puede causar daños serios o la muerte.                            | 16. Enfriar los recipientes con abundante agua durante un buen tiempo después de que el fuego haya sido extinguido.                  | 33. Mantener la sustancia mojada con rocío de agua.  |  |   |
| 17. Los recipientes pueden explotar cuando se calienta.   | 40. La inhalación o contacto con el vapor o la sustancia puede causar daños serios.   | 17. Fuego de magnesio o titanio: No utilizar agua, espuma o CO <sub>2</sub> . Utilizar arena seca, polvo de grafito o polvo MET-L-X. | 34. Evitar el contacto con materiales combustibles (madera, papel, ropa)                   |  |   |
| 18. Pueden arder con fuerza.  | 41. La inhalación o contacto con el va-por, sustancia o productos de descomposición pueden causar daños serios o la muerte. |  |  |  |   |
| 19. Los talcos, polvos, virutas y trozos pequeños pueden explotar o arder con violencia y explosivamente. | 42. El contacto puede ocasionar quemaduras serias.  |  |  |  |   |
| 20. Pueden explotar por calor, golpe, fricción o contaminación.   | 43. El vapor o el polvo pueden ser irritantes de venenosos.   |  |  |  |   |
| 21. Producen gases inflamables, venenosos y corrosivos al contacto con el aire o aire húmedo.             | 44. El contacto del vapor o sustancia con los ojos puede ocasionar ceguera en pocos minutos.                                |  |  |  |   |
| 22. Producen sustancias inflamables al contacto con el agua.  | 45. Pueden producir gases venenosos en contacto con el agua.  |  |  |  |   |
| 23. Producen sustancias venenosas y corrosivas al contacto con el agua.                                   | 46. Algunos son narcóticos en concentraciones altas.  |  |  |  |   |

Para cualquier duda comuníquese al Centro de Información y Asesoría Toxicológica (CIAT)



CON EL APOYO DE LA ASOCIACIÓN DEL GREMIO QUÍMICO AGRÍCOLA

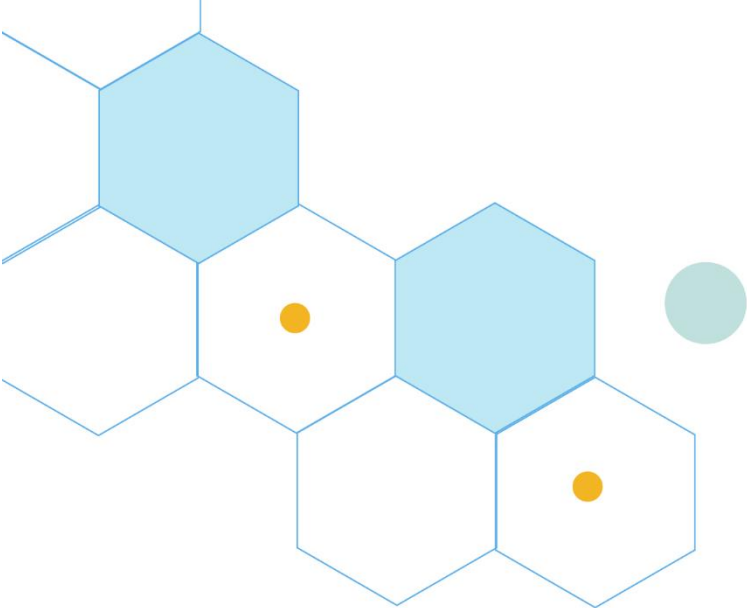


Fotocopie o SCANEÉ este compromiso, léalo, llénelo y entréguelo o envíelo por correo a su profesor asignado.

| COMPROMISO  |  |
|---|--|
| <p>Yo, _____, me comprometo a:</p>  |  |
| <p><b>1. USAR GAFAS</b></p> <p>Es obligatorio usar <u>gafas de seguridad</u> siempre que se esté en el laboratorio donde los ojos puedan ser dañados. Los ojos son particularmente susceptibles de daño permanente por productos corrosivos, así como por salpicaduras de partículas.</p> <p>No lleve lentes de contacto en el laboratorio, porque en caso de accidente, las salpicaduras de productos químicos o sus vapores pueden pasar detrás de las lentes y provocar lesiones en los ojos.</p>  |  |
| <p><b>2. IR VESTIDO AL LABORATORIO ADECUADAMENTE</b></p> <p>El uso de <u>bata</u> es obligatorio en el laboratorio, ya que por mucho cuidado que se tenga al trabajar, las salpicaduras de productos químicos son inevitables. La bata será preferentemente de algodón, ya que, en caso de accidente, otros tejidos pueden adherirse a la piel, aumentando el daño. De manga larga y que llegue a la rodilla.</p> <p>Es aconsejable usar <u>pantalón o falda larga</u>. No es aconsejable llevar minifalda o pantalones cortos, ni tampoco medias, ya que las fibras sintéticas en contacto con determinados productos químicos se adhieren a la piel.</p> <p>Se recomienda llevar <u>zapatos cerrados</u> y no sandalias. Así como, usar el <u>cabello largo recogido con una cola</u>, los cabellos largos suponen un riesgo.</p> |  |
| <p><b>3. USAR GUANTES.</b></p> <p>Es recomendable usar <u>guantes desechables</u> sobre todo cuando se utilizan sustancias corrosivas o tóxicas, en los procedimientos en los que se aplica calentamiento debe usar guantes resistentes al calor.</p>   |  |
| <p><b>4. CUMPLIR CON:</b></p> <p>A. Todas las normas de seguridad en el laboratorio.</p> <p>B. Realizar los ensayos en casa con orden, limpieza y seguridad.</p> <p>C. Leer y realizar lo indicado en el documento de "Bioseguridad".</p> <p>D. Ser puntual, entregar en tiempo las tareas asignadas, responsable, colaborador y estudiar los contenidos de cada semana.</p> <p>E. Revisar su nota en la plataforma en el tiempo asignado para ello y firmar la calificación con el profesor.</p>   |  |
| <p><i>He leído, comprendido y adquiero el compromiso de cumplir con lo anterior. Por lo cual <b>eximo a las autoridades universitarias, personal docente y administrativo de cualquier responsabilidad por el inadecuado manejo o utilización de reactivos, material, equipo y cristalería de laboratorio por el incumplimiento de lo antes establecido.</b></i></p>  |  |
| <p>Nombre completo: _____ Apellidos _____</p> <p>No. De Carné: _____ Fecha: _____</p> <p>Profesor asignado: _____ Día/jornada de laboratorio: _____</p>   |  |
| <p><b>FIRMA DEL ESTUDIANTE:</b> en caso de menores de edad, debe firmar el padre, tutor o responsable legal. Incluir fotocopia del DPI.</p> <p>_____</p>  | <p><b>Uso EXCLUSIVO del Docente asignado:</b></p> <p>Firma y Fecha de recibido:</p> <p>_____</p> |

## Bibliografía

- Manual de Prácticas de laboratorio. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas. Universidad de San Carlos de Guatemala. 2023
- Seguridad en los Laboratorios Químicos Académicos - Prevención de Accidentes de Estudiantes Universitarios 7º Edición (Sociedad Americana de Química) Seguridad en los Laboratorios Académicos de Química Volumen 1 2003  
<https://www.acs.org/content/dam/acsorg/about/governance/committees/chemicalsafty/publications/seguridad-en-los-laboratorios-quu00edmicos-acadu00e9mico.pdf>
- La seguridad en los laboratorios de prácticas. Universidad de Alcalá, 1995. Comisión de Seguridad y Salud Laboral.  
<http://www2.uah.es/ejejesus/seguridad.htm>
- Laboratorio de Química wiseupkids 2004.  
<http://www.wiseupkids.com/informacion/química/laboratorio.pdf>
- Anexo 2 : Seguridad en el laboratorio  
<http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/03anexos/anexo02.htm>
- Guía de Seguridad en el laboratorio. Ecocampus y Servicio de Prevención. Universidad de Alcalá.  
[http://www.uah.es/universidad/ecocampus/documentos/Guia\\_laboratorio.pdf](http://www.uah.es/universidad/ecocampus/documentos/Guia_laboratorio.pdf)
- GESTIÓN DE RESIDUOS PELIGROSOS. Servicios Informáticos, Universidad de Alcalá.  
[https://portal.uah.es/portal/page/portal/GP\\_PREVENCION/PG\\_REPOSITORIO/PG\\_DOCUMENTOS/Residuos\\_Peligrosos.pdf](https://portal.uah.es/portal/page/portal/GP_PREVENCION/PG_REPOSITORIO/PG_DOCUMENTOS/Residuos_Peligrosos.pdf)



# Equipo Básico de Laboratorio de Química

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves



# Semana 2

## EQUIPO BÁSICO DE LABORATORIO DE QUÍMICA

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves

### I. INTRODUCCIÓN

Previo a iniciar la práctica experimental, se debe conocer el material y el equipo de laboratorio que se utilizará. Cada uno de estos desempeña una función y su uso debe ser acorde con el trabajo a realizar. La utilización inadecuada del equipo y materiales puede provocar errores en los experimentos realizados y aumentar los riesgos de sufrir accidentes en el laboratorio.

### II. OBJETIVOS

1. Identificar con nombre cada uno de los instrumentos y equipo de laboratorio.
2. Aprender a usar correctamente los instrumentos y equipo de laboratorio.
3. Conocer los usos y funciones de los instrumentos y equipo de laboratorio.

### III. MATERIALES


|   |  |   |
|---|--|---|
| <p><b>Medición de masa</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Balanza</li> <li>- Espátula</li> <li>- Vidrio de reloj</li> </ul> <p><b>Calentamiento</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Estufa</li> <li>- Baño maría</li> <li>- Agitador magnético</li> <li>- Pinzas para tubo de ensayo</li> <li>- Cápsula de porcelana</li> <li>- Mechero de alcohol</li> <li>- Termómetros</li> </ul> | <p><b>Medición de volumen</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Probeta</li> <li>- Pipeta</li> <li>- Bureta</li> <li>- Pinzas para bureta</li> <li>- Soporte universal</li> <li>- Balón aforado</li> <li>- Succionador tipo jeringa</li> <li>- Pipeta de transferencia</li> <li>- Pinzas para bureta</li> <li>- Embudo</li> </ul> <p><b>Limpieza</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Cepillo para lavar tubos de ensayo</li> <li>- Piseta</li> </ul> | <p><b>Contenedor de Volúmenes</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Vaso de precipitados (beaker)</li> <li>- Erlenmeyer</li> <li>- Tubo con tapón de rosca</li> <li>- Frasco gotero</li> <li>- Frasco de tapón esmerilado</li> <li>- Tubos de ensayo</li> <li>- Gradillas para tubo de ensayo</li> <li>- Piseta</li> <li>- Gradillas para tubo de ensayo</li> </ul> <p><b>Otros</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Centrífuga</li> <li>- Potenciómetro</li> <li>- Mortero y pistilo</li> <li>- Agitador de vidrio</li> </ul> |
|---|--|---|




**IV. PROCEDIMIENTO**


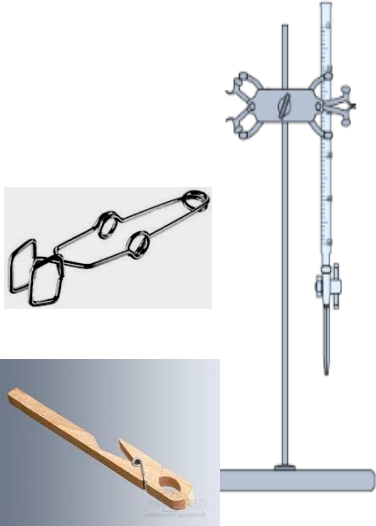
- Integrar grupos de 3 a 5 personas.
- El profesor asignará, o bien, elegirán una mesa con el equipo básico de laboratorio.
- Lean la información proporcionada y respondan lo solicitado.



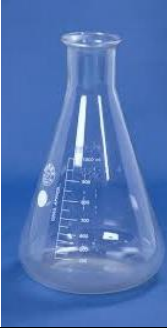
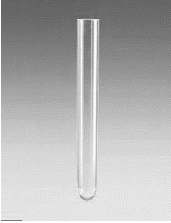
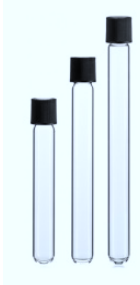
**A. RECONOCIMIENTO DE LOS INSTRUMENTOS Y EQUIPO BÁSICO DE LABORATORIO**

Leer el nombre y la descripción del uso de cada uno de los instrumentos y equipo de laboratorio luego observar y comparar con el material que se tiene en las mesas







|  |  |  |
|--|--|--|
| <p><b>I-Medición de masa</b></p>   | <p><b>Balanza semianalítica de dos platos:</b> Sus estructuras componentes son de metal, posee una base y escalas de medición. Sus características cuidado y uso se explicarán en la semana 3</p>  |    |
| <p><b>II- Medición de volúmenes:</b> a) que requieren bastante exactitud:<br/>a-Buretas,<br/>Pipetas<br/>Balones aforados.<br/>b) de menor exactitud<br/>Probetas<br/>Pipetas de transferencia</p> | <p><b>Buretas y Pipetas.</b> De vidrio en su mayoría. Graduadas en mL y submúltiplos de éstos. Puede medirse cualquier volumen que esté dentro de sus escalas de medición</p> <p><b>Balones aforados:</b> de vidrio. Graduados a un solo volumen no pueden medirse volúmenes intermedios. Usadas en la preparación de soluciones.</p> <p><b>Probetas:</b> graduadas en mL y en ocasiones en submúltiplos de éstos. Posee una base o soporte. Pueden ser de vidrio o plástico. Puede medirse cualquier volumen que esté dentro de su escala de medición.</p> <p><b>Pipetas de transferencia:</b> son de plástico flexible, desechables, miden volúmenes de 1 a 3 mL generalmente.</p> | <p>De izquierda a derecha: bureta, pipeta, balón aforado, probeta. Abajo: pipetas de transferencia.</p>  |

|                                   |   |   |
|-----------------------------------|---|---|
| <b>III- Medida de temperatura</b> | <b>Termómetros.</b> Cilíndricos de vidrio, con bulbo que contiene un líquido con coeficiente de dilatación térmica estable. Pueden ser de mercurio o compuestos orgánicos coloreados. Graduados en Grados Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ )                                    |   |
| <b>IV- Medida de pH</b>           | <b>Potenciómetro:</b> Instrumento electrónico, posee un electrodo que al introducirlo en las soluciones mide el pH. En la pantalla se verá el valor del pH de éstas. Sus componentes en su mayoría son de plástico.   |  |
| <b>V- Fuentes de calor</b>        | <b>Mechero de alcohol:</b> Recipiente de vidrio con una mecha y tapón. Usa alcohol metílico como combustible.<br><b>Estufa eléctrica:</b> es de metal, eléctrica, con una resistencia que genera calor. Posee botones para graduar la intensidad del calentamiento deseado. |  |

|   |   |  |
|---|---|--|
| <p><b>VI- Calentar mezclas o sustancias</b></p>   | <p><b>Cápsula de porcelana:</b> se usa para calentar sustancias a altas temperaturas o eliminar agua presente en la mezcla por evaporación.</p> <p><b>Recipientes (“ollas”) para “Baño María”:</b><br/>Usadas para calentar sustancias o mezclas a temperaturas menores a sus puntos de ebullición o cuando las sustancias no deben ser sometidas a calor directo (sustancias combustibles o que su estructura se desestabiliza a temperaturas altas).</p>  |   |
| <p><b>VII-Sostener instrumentos o equipo.</b></p> | <p><b>Soporte Universal:</b> Barra cilíndrica de metal insertada en una base. Sostiene instrumentos como las buretas a través de pinzas. De esta forma el experimentador tiene las manos libres para realizar procedimientos que requieren el uso de la bureta.</p> <p><b>Pinzas para bureta.</b> Usadas para fijar las buretas al soporte universal. Son de metal.</p> <p><b>Pinza para tubos de ensayo:</b> de metal o madera. (Se prefieren las de metal, pues son más resistentes al calor y fuego). Sostienen los tubos de ensayos cuando se van a someter a calentamiento directo, o para colocarlos dentro del baño María.</p> |  |

|  |  |   |
|--|--|---|
| <p><b>VIII-Para dispensar reactivos y agua para los ensayos de laboratorio</b></p>   | <p><b>Frascos de vidrio: con tapón plástico, con gotero pastico, frasco gotero con esmerilado:</b> contienen los reactivos a usarse en los ensayos de laboratorio.</p> <p><b>Piseta o Frasco lavador:</b> contiene agua para utilizar en los ensayos de solubilidad, o bien para la preparación de mezclas. Es de plástico flexible. La parte superior es la extensión de un tubo de plástico más rígido que llega hasta el fondo del recipiente. Para dispensar el agua debe apretarse la piseta por la parte de en medio para impulsar la salida del agua.</p>                 |       |
| <p><b>IX-Preparación de mezclas que no requieren mucha exactitud. Calentarlas Realizar procedimientos donde se requiere el uso de volúmenes mayores de líquidos.</b></p> | <p><b>Beaker o vaso de precipitar:</b> de vidrio resistente al calor. Cilíndrico con un pico para facilitar el vaciado de su contenido y evitar derrames. Con fondo plano, graduado en unidades de volumen.</p> <p><b>Erlenmeyer:</b> De vidrio resistente al calor. Forma cónica de fondo plano. La parte superior es más angosta, lo cual reduce las pérdidas por evaporaciones y salpicaduras cuando es sometido a calentamiento. Se le puede adaptar un embudo para facilitar el trasvase del contenido de otro recipiente y para realizar procedimientos de filtración.</p> |      |
| <p><b>X- Realización de ensayos y procedimientos a pequeña escala.</b></p>   | <p><b>Tubos de ensayo:</b> Cilindro de vidrio resistente al calor, cerrado en un extremo. Permite realizar procedimientos en pequeña escala y observar características de las sustancias en cantidad pequeñas. Hay con tapón (de rosca, hule) y sin tapón, los más usados.</p>   |   |



|  |   |   |
|--|---|---|
| <p><b>XI-Agitar sustancias y mezclas</b></p>                     | <p><b>Agitador magnético:</b> instrumento eléctrico con botones para graduar la velocidad de agitación. Dentro de la mezcla se coloca un <b>magneto</b> (imán), el cual, rota al accionar el agitador, provocando agitación constante.</p> <p><b>Varilla o agitador de vidrio:</b> usado para agitar de forma manual mezclas.</p> |  <p>Magneto</p>   |
| <p><b>XII- Transvasar sustancias de un recipiente a otro</b></p> | <p><b>Embudos:</b> se usan cuando se va a vaciar un líquido de un recipiente de boca ancha a otro de menor diámetro. Hay de vidrio, plástico.</p> <p><b>Espátulas:</b> trasvasar sólidos y semisólidos de un recipiente a otro. El agarrador es de plástico o madera, la hoja puede ser de metal o plástico.</p>                  |    |
| <p><b>XIII- Triturar sólidos homogenizar mezclas,</b></p>        | <p><b>Mortero:</b> recipiente cóncavo de paredes gruesas de porcelana, vidrio o metal.</p> <p><b>Pistilo:</b> mazo o brazo grueso y resistente, usado para pulverizar, triturar y homogenizar sustancias, dentro del mortero.</p>   |    |

**INSTRUMENTOS DE DIVERSOS USOS:**

|  |   |  |  |
|--|---|--|--|
| <p><b>Vidrio de reloj:</b> es un vidrio redondo y cóncavo, usado para pesar sólidos y colocar pequeñas cantidades de mezclas para su observación.</p>                            | <p><b>Gradillas para tubos de ensayo</b><br/>Bases cuadradas o rectangulares, de metal, madera, plástico con espacios para colocar tubos de ensayo.</p> | <p><b>Cepillo para lavar tubos de ensayo:</b> Posee cerdas de plástico u otras fibras para lavado de tubos de ensayo</p> | <p><b>Centrífuga:</b> Instrumento eléctrico, posee un motor que produce una rotación centrifuga, usada para separar con rapidez los sólidos de la parte líquida en una suspensión.</p> |
|   |    |                                        |   |
| <p><b>Succionador tipo jeringa:</b> se inserta en la pipeta, para succionar líquidos que deben ser medidos con ésta. Es de plástico. Su uso se describirá en la semana No.3.</p> |   |                                      |  |

**B. CUESTIONARIO**

1. Señale en la imagen con la letra correspondiente los siguientes instrumentos de laboratorio.
  - a. Tubos de ensayo
  - b. Mechero de alcohol
  - c. Soporte universal
  - d. Beaker
  - e. Erlenmeyer
  - f. Balón aforado
  - g. Gradilla para tubos de ensayo
  - h. Frasco de tapón esmerilado
  - i. Mortero y pistilo



2. Diseñe con los instrumentos y equipo de laboratorio correspondientes un sistema de calentamiento indirecto para una muestra que se necesita calentar a 60°C. (Inserte la imagen o dibujo realizado)
  
3. Dibuje o inserte una imagen del equipo de laboratorio que se utiliza para separar con rapidez los sólidos de la parte líquida de una muestra.
  
4. Complete el siguiente cuadro con lo que se le pide

| Instrucción  | Ejemplos | Uso de cada uno de los ejemplos | Imagen con nombre de UNO de los ejemplos seleccionados |
|--|----------|---------------------------------|--|
| <b>3 ejemplos de instrumentos de vidrio</b>                |          |                                 |  |
|  |          |                                 |  |
|  |          |                                 |  |
| <b>2 ejemplos de instrumentos que puedan ser de madera</b> |          |                                 |  |
|  |          |                                 |  |
| <b>2 ejemplos de instrumentos que son de plástico</b>      |          |                                 |  |
|  |          |                                 |  |

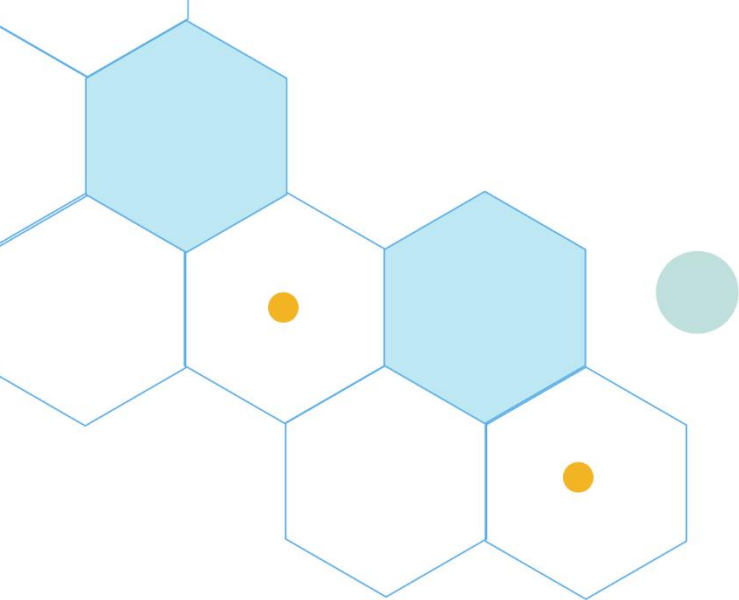
**5. Procedimiento para realizar en casa**

- a. Tome una foto de cada uno de los siguientes instrumentos de su kit de laboratorio en dónde se observe usted (con el equipo mínimo de seguridad y la forma en que debe presentarse al laboratorio) y la escala de cada instrumento.
- b. Tómese una foto de cuerpo completo y luego señale el equipo de seguridad que lleva puesto, así como la forma correcta de llevar el cabello, la vestimenta y calzado adecuados según las normas personales.

|  |   |
|--|---|
| Probeta<br>Capacidad en mL: _____<br>Fotografía:               | Beaker<br>Capacidad en mL: _____<br>Fotografía: |
| Termómetro<br>Escala en °C de _____ hasta _____<br>Fotografía: |   |
| Fotografía de cuerpo completo señalando lo indicado.           |   |

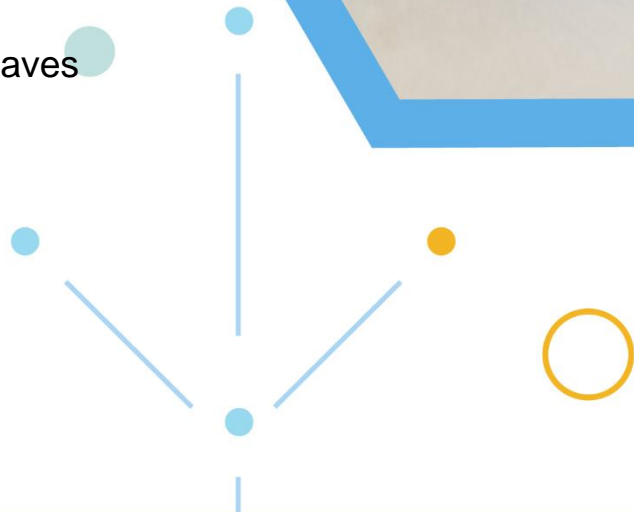
**V. Bibliografía**

- Prácticas de Laboratorio 2023. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas. USAC 2023.



# Uso de Equipo Volumétrico y Balanza

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves



# Semana 3

## USO DE EQUIPO VOLUMÉTRICO Y BALANZA

Elaborado por: Lcda. Bárbara Jannine Toledo Chaves

### I. INTRODUCCIÓN

Cuando se hacen medidas experimentales en el laboratorio, se utilizan instrumentos con diferentes escalas. Los resultados de los experimentos se ven afectados por las cifras significativas que se pueden obtener al leer dichas escalas. Las **cifras significativas son todos aquellos dígitos que se pueden leer con certeza y un último dígito que se aproxima**. Cuando dos personas diferentes hacen una misma lectura, en una misma escala, deben coincidir en los valores de los dígitos que se pueden leer con certeza, aunque pueden diferir en el valor del dígito que es aproximado.

### II. OBJETIVOS

1. Leer correctamente la escala de los instrumentos de medición de masa y volumen para establecer la magnitud de las medidas.
2. Leer correctamente la escala del termómetro.
3. Usar correctamente la balanza, pipeta, probeta, bureta y frasco de tapón esmerilado.
4. Determinar la densidad del agua a temperatura ambiente.

### III. MATERIALES

1. Bureta con agua
2. Pipeta de 5 o 10 mL
3. Probeta de 10 y 25 mL
4. Erlenmeyer de 50 mL
5. Balanza de dos platos y electrónica
6. Termómetro
7. Soporte universal / Pinza para bureta
8. Piseta
9. Frasco de tapón esmerilado con agua.
10. Succionadores tipo jeringa
11. Pipetas de transferencia de 3 mL

#### MATERIAL APORTADO POR EL ESTUDIANTE

1. Equipo de protección personal
2. Kit de laboratorio
3. Regla métrica (regla con escala)
4. Jeringa sin aguja de 5 mL

## IV. PROCEDIMIENTO

En todos los procedimientos utilice el número correcto de cifras significativas (lea la introducción y los anexos).

### A. MEDICIÓN DE MASA

#### A.1. MEDICIÓN DE MASA USANDO BALANZA SEMIANALÍTICA DE DOBLE PLATO.

##### Cuidado de la balanza semianalítica de doble plato.

1. Debe estar colocada en un lugar horizontal, sin desniveles, sin corrientes de aire, ni fuentes de calor, de humedad, o vapores de sustancias corrosivas y oxidantes.
2. No colocar directamente sustancias u objetos que dañen el material del plato de la balanza. Las sustancias cristalinas o pulverizadas deben pesarse sobre un papel o instrumentos de vidrio (beacker, vidrio de reloj). Los líquidos se pesan en un recipiente adecuado.
3. El peso del recipiente vacío o el papel a usarse cuando la muestra no se puede colocar directamente sobre el plato de la balanza, se conoce como **TARA**.
4. No se deben colocar objetos o sustancias calientes sobre el plato.
5. Al finalizar su uso debe retirar los objetos del plato y **REGRESAR LOS JINETES A LA POSICIÓN DE CERO EN LAS ESCALAS**.

##### ¿Cómo usar la balanza semianalítica de doble plato?

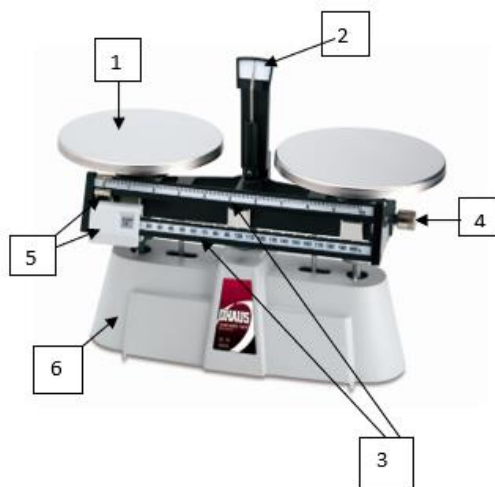
- a. Colocar la balanza sobre una superficie plana, lejos de corrientes de aire.
- b. Colocar las pesas o jinetes en el **cero** de las escalas.
- c. Confirme que el fiel (aguja) de la balanza esté en la posición "0". Si no lo está, utilice el tornillo de ajuste (debajo del plato de la derecha).
- d. Colocar el objeto que se pesará en el **PLATO IZQUIERDO** de la balanza.
- e. Desplazar suavemente los jinetes de izquierda a derecha, hasta que la aguja (fiel) se posicione nuevamente en el cero. Debe cerciorarse que el jinete de la escala de abajo esté dentro de las ranuras que posee la escala o riel.
- f. La masa del objeto corresponde a la suma de las lecturas que indican los jinetes en las dos escalas (graduada en gramos), que deben indicarse con una **g** (minúscula), NO de otra forma.
- g. Retirar el objeto pesado del plato y **REGRESAR CUIDADOSAMENTE LOS JINETES AL CERO DE SUS ESCALAS**



### A.1.1 IDENTIFICACIÓN DE LAS PARTES DE LA BALANZA SEMIANALÍTICA DE DOBLE PLATO.

a. Escriba el nombre de cada una de las partes señaladas de la balanza

1. \_\_\_\_\_
2. \_\_\_\_\_
3. \_\_\_\_\_
4. \_\_\_\_\_
5. \_\_\_\_\_
6. \_\_\_\_\_



### A.1.2 PROCEDIMIENTOS PARA LA MEDICIÓN DE MASA CON BALANZA SEMIANALÍTICA DE DOBLE PLATO.

a. Colocando objetos directamente sobre el plato

- Escoja dos objetos de uso personal, Uno liviano (lapicero, borrador, anillo, arete) y uno más pesado (calculadora, reloj, llavero, anteojos). Estos no deben sobrepasar los 210 g ya que es la capacidad máxima de lectura usando los dos rieles o escalas.
- Proceda a pesarlos según las instrucciones sobre cómo usar la balanza.

**Nota:** La dimensional para expresar gramos es una **g** NO **gr** ni **G**.

Complete el cuadro con los pesos obtenidos

| NOMBRE DEL OBJETO | PESO EN GRAMOS (g) |
|-------------------|--------------------|
|                   |                    |
|                   |                    |
|                   |                    |

**b. Peso de una sustancia usando un beaker para la tara.**

**\*Vaya anotando los pesos obtenidos en el cuadro**

- Pese un Beacker limpio y seco. (Tara)
- Coloque dentro del Beacker 2 a 3 cucharadas de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  sólido. Tome nuevamente el peso.

|           |  |    |
|-----------|--|----|
| <b>A.</b> | Peso del beaker vacío (Tara)   | g. |
| <b>B.</b> | Peso del beaker con las 2 cucharadas de $\text{Na}_2\text{SO}_4$ sólido. | g. |
| <b>C.</b> | Peso neto de las 2 cucharadas de $\text{Na}_2\text{SO}_4$ sólido. (B-A)  | g. |

**Nota:** Regrese el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  pesado nuevamente al frasco de donde lo tomo.

**c. Peso de una sustancia usando un pedazo de papel parafinado para la tara.**

**\* Vaya anotando los pesos obtenidos en el cuadro**

- Pese un pedazo de papel parafinado. (Tara)
- Sume la tara más 0.5 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
- Corra el jinete de la balanza hasta el valor de la suma anterior.
- El fiel no quedará en cero.
- Ahora agregue el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en el papel usando una espátula o una paleta de madera hasta que el fiel o aguja marque "0".

|           |   |    |
|-----------|---|----|
| <b>A.</b> | Peso del pedazo de papel parafinado. (Tara)             | g. |
| <b>B.</b> | Suma de la tara más 0.5 g de $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . | g. |
| <b>C.</b> | Peso neto del $\text{Na}_2\text{SO}_4$ (B-A)            | g. |

**Nota:** Regrese el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  pesado nuevamente al frasco de donde lo tomo.

## A.2 MEDICIÓN DE MASA USANDO BALANZA ELECTRÓNICA

### Cuidado de la balanza electrónica.

- Debe estar colocada en un lugar horizontal, sin desniveles, sin corrientes de aire, ni fuentes de calor, de humedad, o vapores de sustancias corrosivas y oxidantes.
- No colocar directamente sustancias u objetos que dañen el material del plato de la balanza. Las sustancias cristalinas o pulverizadas deben pesarse sobre un papel o instrumentos de vidrio (beacker, vidrio de reloj). Los líquidos se pesan en un recipiente adecuado.
- El peso del recipiente vacío o el papel a usarse cuando la muestra no se puede colocar directamente sobre el plato de la balanza, se conoce como **TARA**.

### ¿Cómo usar la balanza electrónica?

- Observe los dígitos de la escala de la balanza electrónica
- Si no está en cero o bien para asegurar la próxima lectura póngala en cero utilizando el botón con la letra Z.
- Coloque el objeto a pesar en el centro de la balanza y anote la lectura.
- Retire el objeto y vuelva a presionar el botón con la letra Z

### A.2.1 IDENTIFICACIÓN DE LAS PARTES DE LA BALANZA ELECTRONICA

- Escriba el nombre de cada una de las partes señaladas de la balanza

- \_\_\_\_\_
- \_\_\_\_\_
- \_\_\_\_\_



## A.2.2 PROCEDIMIENTOS PARA LA MEDICIÓN DE MASA CON BALANZA ELECTRÓNICA

### a. Colocando objetos directamente sobre el plato

- Escoja dos objetos de uso personal (lapicero, borrador, anillo, arete, calculadora, reloj, llavero, anteojos, etc.)
- Proceda a pesarlos según las instrucciones sobre cómo usar la balanza. Anote.

**Nota:** La dimensional para expresar gramos es una **g** NO **gr** ni **G**.

| NOMBRE DEL OBJETO | PESO EN GRAMOS (g) |
|-------------------|--------------------|
|                   |                    |
|                   |                    |

### b. Utilizando un pedazo de papel parafinado para la tara.

**\*Vaya anotando los pesos obtenidos en el cuadro**

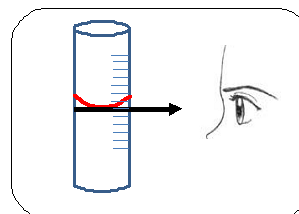
- Pese un pedazo de papel parafinado
- Presione el botón T de tara o Z de cero
- Coloque sobre el trozo de papel parafinado 1 cucharada de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  sólido. Anote.
- Presione el botón con la letra Z

|    |  |    |
|----|--|----|
| A. | Peso del pedazo de papel parafinado (Tara)               | g. |
| B. | Peso de la cucharada de $\text{Na}_2\text{SO}_4$ sólido. | g. |

**Nota:** Regrese el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  pesado nuevamente al frasco de donde lo tomo.

## B. MEDICIÓN DE VOLUMEN

- \* Recuerde alinear su vista con la curvatura del menisco en cada lectura.



### B.1. USO DE LA PROBETA

- a. Observe la escala de dos **probetas** diferentes que se encuentren en el laboratorio. En este instrumento **el cero aparece en la parte inferior de la escala**, ya que se mide el volumen contenido en el envase. Anote en el cuadro.

| Instrumento   | Rango de la escala |
|---------------|--------------------|
| Probeta No. 1 | De cero a:         |
| Probeta No. 2 | De cero a:         |

- b. Utilice una de las probetas y mida un volumen de agua agregado con la piseta. Para medir correctamente el menisco del líquido debe quedar justo por encima de la marca en la escala. Tome una fotografía donde se observe la posición del menisco y anote el volumen en el cuadro.

|  |  |
|--|--|
| Volumen medido en mL   |  |
| Fotografía donde se observa la posición del menisco en la escala que indica el volumen medido. |  |

### B.2. USO DE LA BURETA

- a. Observe la secuencia de la escala y el intervalo de la escala de una de las **buretas** que están el laboratorio. Anote en el cuadro

En la escala de la bureta **el cero aparece en la parte superior**, ya que se mide el volumen que se descarga en otro envase. Como toda escala se lee en orden ascendente —del número menor al número mayor— esto implica que la escala de la bureta debe leerse de arriba hacia abajo.

| Secuencia de la escala (líneas grandes con números grandes) | Intervalo de la escala (líneas pequeñas con valores pequeños) | ¿El cero de la bureta está arriba o abajo? |
|---|---|--|
|   |   |  |

- b. Diríjase a una de las **buretas**, estas ya contienen cierta cantidad de agua. Observe el menisco ajustando la altura de la bureta de tal forma que la parte baja del menisco esté al mismo nivel que sus ojos. Anote en el cuadro

Abra la llave de la bureta y descargue 6 mL dentro de un tubo de ensayo. Anote en el cuadro

|                     |  |
|---------------------|--|
| Lectura inicial     |  |
| Lectura final       |  |
| Volumen neto medido |  |

### B.3.COMPARACIÓN EN LA MEDICIÓN DE VOLUMENES CON PROBETA Y BURETA

- Coloque una **probeta seca, de 10 mL** debajo de la punta de la bureta, de tal forma que pueda recoger el líquido que se descargue de la bureta.
- Tome la lectura inicial del volumen de la bureta. Anote
- Abra la llave de la bureta y descargue agua hasta que el nivel del líquido en la **probeta** esté cerca de 5 mL. Sostenga la **probeta** de manera que el nivel inferior del menisco esté a la altura de sus ojos. Lea y anote el volumen de agua en la **probeta**.
- Tome nuevamente la lectura del nivel del agua en la **bureta**. Anote
- Calcule el volumen de agua que descargó de la **bureta**. Recuerde que la bureta se utiliza para **descargar** un volumen de líquido. Usualmente no nos interesa el volumen que la bureta contiene, sino el que se ha descargado. Este volumen de líquido descargado se obtiene por diferencia entre la lectura final de la bureta después de descargar ( $V_f$ ) y la lectura inicial antes de descargar ( $V_i$ ). Esta diferencia se conoce como  $\Delta V$ , de forma que  **$\Delta V = V_f - V_i$** . Calcule y anote.
- Compare el volumen de agua descargado según las lecturas de la **bureta** con el volumen medido en la **probeta**.

| Probeta  | Bureta                              |
|--|-------------------------------------|
| Volumen de agua medido:                                      | Volumen inicial ( $V_i$ ):          |
|  | Volumen final ( $V_f$ ):            |
|  | Volumen descargado ( $V_f - V_i$ ): |
| ¿Existe alguna diferencia en los volúmenes medidos? Explique |                                     |

#### B.4. COMPARACIÓN EN LA MEDICIÓN DE VOLÚMENES CON PIPETA Y PROBETA

- Tome una pipeta de 5 mL, lávela de manera apropiada y practique llenándola varias veces con agua destilada utilizando el succionador de pipeta, hasta que pueda colocar con facilidad la parte baja del menisco justo sobre la marca de calibración.
- Cuando crea que controla bien el procedimiento, compruébelo descargando el volumen medido a una probeta limpia y seca de 10 mL. Si está bien medido, el volumen de 5 mL debe coincidir en los dos instrumentos ya que poseen más o menos la misma precisión (el primer dígito incierto aparece en el segundo lugar decimal).

|  |  |
|--|--|
| Lectura del volumen en la pipeta                             |  |
| Lectura del volumen en la probeta                            |  |
| ¿Existe alguna diferencia en los volúmenes medidos? Explique |  |

### B.5. USO DEL FRASCO DE TAPÓN ESMERILADO

- Practique con el frasco de tapón esmerilado después de la explicación de su profesor sobre el uso correcto.
- Marque tres tubos de ensayo como 1, 2 y 3
- Trasvase 1 mL de agua a cada tubo de ensayo.  
Se considera para soluciones y otras mezclas acuosas que **1 mL son 20 gotas en recipientes de diámetro pequeño** (esto es muy usado para dispensar en gotas un medicamento).

|  |
|--|
| ¿Los tres tubos tienen el mismo volumen? Sí/no     |
| Si la respuesta es no, ¿cuál podría ser una razón? |

### C. DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DEL AGUA

- Pese un matraz erlenmeyer de 50 mL que esté limpio y seco.
- Mida cuidadosamente 10 mL de agua destilada utilizando la pipeta volumétrica, añádalos al matraz, y pese el matraz con agua.
- Calcule la densidad del agua (recuerde tomar en cuenta las cifras significativas de las lecturas de masa y volumen).

$$Densidad_{(agua)} = \frac{masa\ agua}{volumen\ agua}$$

|   |  |
|---|--|
| Peso del Erlenmeyer (tara)                |  |
| Peso del Erlenmeyer con los 10 mL de agua |  |
| Peso de los 10 mL de agua                 |  |
| Densidad del agua                         |  |



**D. PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA:****1. MEDICIÓN DE LONGITUD**

- 1.1 Observe la división de la escala de la regla métrica.
- 1.2 Mida el ancho de **la cubierta del manual de laboratorio**, en centímetros, y anótelos usando el número de cifras significativas que permite leer la escala.
- 1.3 Tome una fotografía al medir cada lado

| Medida | Fotografía |
|--------|------------|
| Ancho: |            |
| Largo: |            |

**2. MEDICIÓN DE TEMPERATURA**

- 2.1. Observe el termómetro que tiene en su kit. Anote la temperatura ambiente en grados centígrados.

Temperatura ambiente en grados Celsius (°C): \_\_\_\_\_

- 2.2. Coloque dentro de un beaker 50 mL de agua hirviendo luego introduzca el termómetro dentro del agua y anote la temperatura.
- 2.3. Tome una fotografía donde se observe la escala del termómetro.

|   |  |
|---|--|
| Temperatura en °C del agua hirviendo  |  |
| Fotografía donde se observa el termómetro dentro del agua y la medición en la escala. |  |

- 2.4. Coloque dentro de un beaker 50 mL de agua y agregue 2 cubos de hielo. Introduzca el termómetro dentro del agua y anote la temperatura.
- 2.5. Tome una fotografía donde se observe la escala del termómetro.

|   |  |
|---|--|
| Temperatura en °C del agua con hielo  |  |
| Fotografía donde se observa el termómetro dentro del agua y la medición en la escala. |  |

### 3. USO DE LA JERINGA Y PROBETA

- 3.1. Colocar en un beaker 50 mL de agua.
- 3.2. Succione agua con la jeringa, sin aguja, hasta medir 4 mL.
- 3.3. Deje salir gota a gota los 4 mL de agua de la jeringa y trasváselos a una probeta que esté limpia y seca.
- 3.4. Lea la escala en la probeta y anote.

|  |  |
|--|--|
| Volumen de agua medido con la jeringa                        | Fotografía de la jeringa con el volumen medido             |
| Volumen de agua medido con la probeta                        | Fotografía de la probeta con el volumen de agua trasvasado |
| ¿Existe alguna diferencia en los volúmenes medidos? Explique |  |

#### 4. USO DEL GOTERO Y LA PROBETA

- 4.1 Colocar en un beaker 50 mL de agua.
- 4.2 Presione el bulbo del gotero para expulsar el aire y así presionado introdúzcalo en el agua luego, libere la presión para succionar agua. Obtenga el máximo volumen de agua que se pueda succionar.
- 4.3 Descargue el gotero contando las gotas en una probeta que limpia y seca hasta completar 3 mL.

|                          |  |
|--------------------------|--|
| Número de gotas de 3 mL  |  |
| Cantidad de gotas por mL |  |

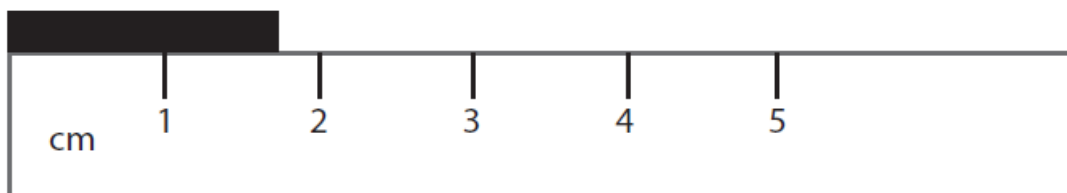
#### V. BIBLIOGRAFÍA

1. Prácticas de Laboratorio 2023. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas. USAC 2023.
2. Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUÍMICA. Pearson, editor. México; 2018.
3. Burns, Ralph. Fundamentos de Química. 4ª. Ed. México, Prentice Hall Panamericana S.A. 2003
4. Stoker S. General, Organic, and Biological Chemistry. 5th Ed. Brooks/Cole Cengage Learning. 2010
5. Bettelheim F., Brown W., Campbell M., Farrel S., Torres O. Introduction to General, Organic, and Biochemistry. 10th Ed. Brooks/Cole Cengage Learning. 2013.

#### VI. ANEXOS

##### Lectura de escalas

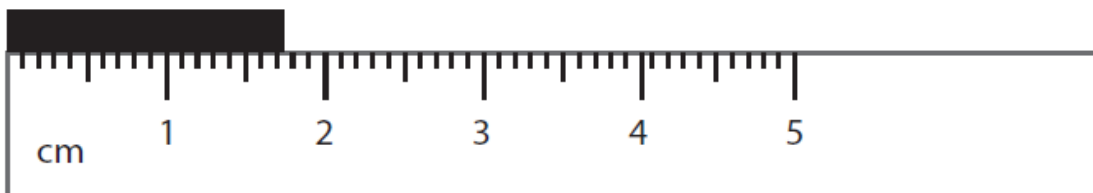
Cuando se lee una escala, se debe tomar en consideración la cantidad de divisiones y el valor que representa el espacio entre dos marcas o rayas adyacentes. Este espacio indica cuál es la última cifra significativa o el dígito aproximado que debemos informar al escribir la lectura. Tomemos por ejemplo una regla cuya escala está dividida como se muestra en la siguiente figura a continuación.



### Medida con regla marcada en centímetros

Si se utiliza esta regla, se notará que el objeto que se mide (un lado del rectángulo negro) tiene una longitud que esta entre 1 y 2 centímetros. En esta escala, el espacio más pequeño entre rayas representa una unidad de la medida (1 centímetro). Para informar correctamente la lectura, dada la escala que se observa, se debe aproximar el dígito que va después del **1**. Lo que debe hacer es dividir imaginariamente en diez partes iguales el espacio entre los números 1 y 2 y aproximar la décima del centímetro de acuerdo con nuestra vista. Al hacer esto se puede informar la lectura como **1.7** cm. Esta lectura de **1.7** tiene dos cifras significativas: el dígito **1**, que se conoce o se puede leer con certeza o sin ambigüedad, ya que corresponde a una raya en la escala, y el **7**, que es un dígito que ha sido estimado por la persona que toma la medida. Este último dígito es incierto, ya que otra persona tomando la misma medida, con la misma escala, la pudo haber informado como 1.8 o 1.6 cm.

Supongamos que la regla o instrumento que usáramos para medir tuviese una escala como la que se muestra en la figura a continuación.



### Medida con regla marcada en centímetros y milímetros

La longitud del objeto puede leerse como **1.72** cm. En esta escala, cada centímetro esta dividido en 10 partes iguales, por lo que el espacio más pequeño entre dos marcas equivale a la décima parte (0.1 o 1/10) del centímetro. Aquí se observa que el último dígito que se puede leer con certeza corresponde a la séptima raya entre el 1 y el 2, lo que equivale a siete décimas de un centímetro (0.7 o 7/10). La longitud del objeto está entre 1.7 y 1.8 cm. Como no existen rayas que subdividan el espacio pequeño que corresponde a la décima, se divide imaginariamente para aproximar el dígito que corresponde a la **centésima** del centímetro (0.01). La lectura final de 1.72 cm tiene tres cifras significativas: el **1** y el **7**, que se leen con certeza, y el **2**, que es aproximado por la persona que toma la lectura. Otra persona tomando la misma lectura con el mismo instrumento, pudo haber informado 1.73 o 1.71 cm.

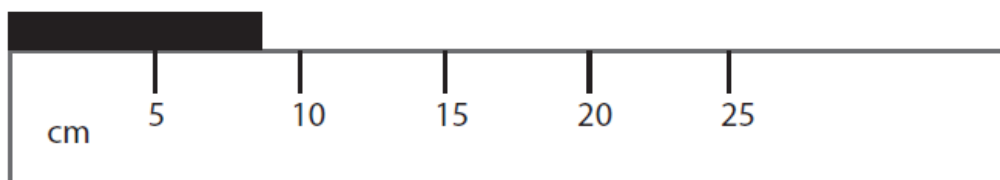
De los dos ejemplos anteriores, se puede observar que el número de cifras significativas de una medida dependerá de la precisión del instrumento con que se mida. Un instrumento será más preciso mientras mayor sea el número de divisiones que se encuentren entre cada unidad de la medida. En los ejemplos anteriores, la unidad de medida fue el centímetro. En la escala de la figura inicial no hay subdivisiones entre un centímetro y otro; en la escala de la figura siguiente, hay 10 subdivisiones entre cada centímetro. La segunda escala permitirá tomar una medida con un mayor número de cifras significativas (3 cifras) que la primera escala (2 cifras), y, por tanto, se dice que la segunda medida es más precisa que la primera.

Si una medida tuviese una magnitud que coincidiera con una raya en la escala, aun así, es necesario expresar la lectura incluyendo el dígito aproximado, que en este caso será **0**, ya que está también es cifra significativa. La figura siguiente muestra un objeto cuya longitud coincide con la marca que corresponde a un centímetro. En este caso el **1** se puede leer con certeza.



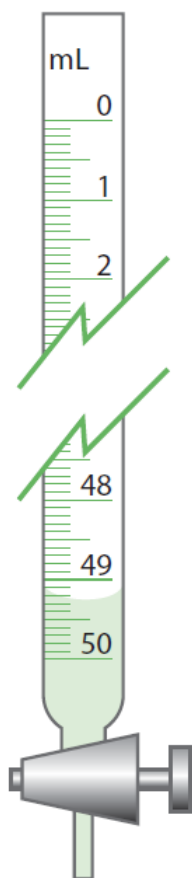
Medida con regla marcada en centímetros

En la figura siguiente se observa una regla en la cual cada espacio en la escala corresponde a 5 unidades:



Medida con regla marcada cada cinco centímetros

La longitud del objeto está entre 5 y 10 cm. En este caso lo que se hace es dividir imaginariamente el espacio entre los números cinco y diez, en cinco partes iguales y aproximar de acuerdo con nuestra vista. Esto permite aproximar la longitud al centímetro más cercano. La lectura tendrá una sola cifra significativa y se podrá informar como **8** cm. En una escala como esta es incorrecto anotar sitios decimales en la lectura, ya que, si el 8 es aproximado, los sitios decimales no tienen significado.



Bureta  
de 50 mL

La **bureta** es un instrumento que se usa para descargar volúmenes de líquido a través de una llave que se encuentra en la parte inferior de un tubo de vidrio. En la figura del lado izquierdo se muestra una bureta de 50 mL. Se observa que el cero de la escala se encuentra en la parte superior del tubo, por lo que se lee de arriba hacia abajo. La unidad utilizada para medir volumen es el mL (mililitro), y cada mL está dividido en 10 partes iguales, de modo que el espacio entre dos líneas adyacentes corresponde a la décima (0.1 o 1/10) del mL.

Esto significa que en ese instrumento se puede leer la décima del mililitro con exactitud, y se puede aproximar la centésima (0.01 o 1/100) dividiendo imaginariamente el espacio más pequeño en 10 partes iguales. Como la centésima o segundo lugar decimal es el primer dígito incierto, también es cifra significativa. De acuerdo con la figura del lado izquierdo, la lectura de la bureta es 49.28 mL. Esta lectura refleja 4 cifras significativas. Los primeros tres dígitos son ciertos, y el cuarto es estimado o aproximado. Toda lectura hecha con esta bureta deberá llevar dos lugares decimales, aunque estos sean cero. Si no se escriben los lugares decimales, se le adjudica a la medida una incertidumbre mayor que la que realmente tiene, ya que se interpreta que hay incertidumbre en el último dígito que se escribe.

Cada instrumento tiene una precisión que le es característica, y que depende de su construcción. La mayoría de los instrumentos con los que se trabaja en el laboratorio contienen escalas como las que hemos presentado anteriormente. Sin embargo, hay algunos instrumentos, como las **pipetas y los matraces volumétricos**, que no contienen escalas. Debido a esto, no podemos deducir su precisión o el número de lugares decimales que posee la medida. Cuando no se conoce esta información, se puede obtener la precisión del instrumento repitiendo una misma medida varias veces y utilizando métodos estadísticos como la desviación estándar. Generalmente el fabricante incluye la precisión de este tipo de instrumentos en una hoja de especificaciones.

Conociendo de antemano la incertidumbre de los instrumentos que se utilizan comúnmente en el laboratorio, es posible tomar medidas correctas con el número de cifras significativas que nos permiten cada uno de estos instrumentos. Aunque la mejor forma de conocer esta información es estudiando la hoja de especificaciones de cada instrumento, en la tabla siguiente se presentan las incertidumbres correspondientes a instrumentos de uso común.

## Incertidumbre de algunos instrumentos de uso común

| Instrumento                             | Incertidumbre   |
|---|-----------------|
| Probeta de 100 mL                       | $\pm 0.5$ mL    |
| Matraz volumétrico de 100 mL            | $\pm 0.08$ mL   |
| Probeta de 10 mL con divisiones de 1 mL | $\pm 0.05$ mL   |
| Bureta de 50 mL                         | $\pm 0.02$ mL   |
| Pipeta volumétrica de 10 mL             | $\pm 0.01$ mL   |
| Pipeta de Mohr de 10 mL                 | $\pm 0.01$ mL   |
| Balanza analítica                       | $\pm 0.0001$ g  |
| Termómetro con divisiones de 1°         | $\pm 0.5^\circ$ |

De la información de la esta tabla podemos concluir que una medida tomada en estos instrumentos debe tener tantos lugares decimales como se indica en la incertidumbre para ese instrumento. Estos lugares decimales se deben incluir en la medida, aunque sean cero (0). Por ejemplo, una medida tomada con una probeta de 100 mL debe tener un lugar decimal, mientras que una medida hecha en una balanza analítica debe tener 4 lugares decimales.

### La pipeta y su precisión

La pipeta es un instrumento que se utiliza para **medir** y **descargar** volúmenes de líquidos. Se le llama pipeta volumétrica a aquella que está calibrada para descargar un volumen específico de líquido, por lo que requiere una sola marca o raya de calibración (figura a la derecha). Existen pipetas volumétricas de diferentes capacidades: 1 mL, 5 mL, 10 mL, etc. Para utilizar una pipeta volumétrica, esta se llena hasta la marca de calibración y luego se deja **descargar totalmente** en un envase apropiado.



Pipeta de Mohr

Existe otro tipo de pipeta conocida como pipeta de Mohr o calibrada que difiere de la volumétrica en que el volumen total que esta mide se encuentra subdividido en una escala. Como la pipeta es un instrumento para descargar líquido, el cero de la escala se encuentra en la parte superior del tubo, al igual que en la bureta, de modo que el volumen descargado se calcula por diferencia entre la lectura final y la lectura inicial. La ventaja de la pipeta de Mohr es que permite leer volúmenes variables dentro de su capacidad, y su desventaja es que es necesario considerar hasta dónde la llenamos y hasta dónde la descargamos para obtener el volumen requerido.

La precisión de una pipeta volumétrica varía de acuerdo con su capacidad. Como posee una sola marca de calibración resulta imposible establecer su precisión con solo observarla. La información sobre su precisión se obtiene del fabricante o se puede investigar experimentalmente. Generalmente la pipeta volumétrica de 10 mL posee una precisión o incertidumbre de  $\pm 0.01$  mL. Esto

implica que el primer dígito incierto aparece en el segundo lugar decimal, por lo que la anotación correcta del volumen es 10.00 mL. El último cero es el primer dígito aproximado o incierto, por lo que es la última cifra significativa. La anotación correcta debe reflejar estas cuatro cifras significativas. Recuerde que la forma de anotar una medida da información sobre su magnitud y también sobre su precisión. Cualquier persona que lea una medida entiende que todos los dígitos escritos son significativos y que el último dígito escrito es aproximado. Es por esto por lo que sería incorrecto anotar la medida anterior como 10 mL o 10.0 mL. Aunque esto no cambia la magnitud de la medida, sí cambia la información sobre su precisión. La primera anotación implica que es el 0 del 10 el primer dígito aproximado, reflejando dos cifras significativas. La segunda anotación implica que es el 0 de la derecha del 10.0 el primer dígito aproximado, reflejando tres cifras significativas. Ambas anotaciones son incorrectas, pues se sabe que en esa pipeta el primer dígito incierto aparece en el segundo lugar decimal.

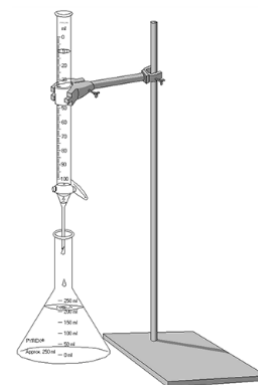
La pipeta de Mohr, como está calibrada, permite discernir sobre su precisión observando la escala. Generalmente la escala de la pipeta de Mohr de 10 mL tiene cada mL dividido en diez partes iguales. Esto implica que el espacio más pequeño en la escala corresponde a la décima del mL, y si se divide imaginariamente el espacio de la décima, se puede estimar la centésima o segundo lugar decimal.

Se puede concluir entonces que tanto con la pipeta volumétrica de 10 mL, como con la pipeta de Mohr de 10 mL, la anotación correcta del volumen conlleva dos lugares decimales.

Con la pipeta volumétrica los dos lugares decimales siempre son cero (10.00 mL), por estar calibrada para un volumen específico. Con la pipeta de Mohr los dos lugares decimales pueden ser cero o distintos de cero, dependiendo del volumen que se descargue.

### Uso de la bureta

1. Para utilizar una bureta se debe  **fijar a un soporte universal de forma vertical**, sujetándola con una pinza.
2. **Enjuagar** la bureta varias veces con porciones pequeñas de la solución con la que vamos a llenarla.
3. **Llenar** la bureta con la solución que vamos a utilizar.
4. Eliminar las posibles  **burbujas de aire**.
5. **Secar por fuera** el pico de la bureta
6. Colocar debajo de la bureta, sobre el soporte, un  **vaso de precipitados** o el recipiente necesario.
7. Con la mano hábil se debe  **abrir la llave** suavemente hasta que empiece a descender el líquido de la bureta.
8. Con la otra mano podemos  **agitar** suavemente si es necesario el recipiente de abajo.





### Manejo de la pipeta

Para llenar la pipeta se requiere colocar un bulbo o un succionador tipo jeringa en la parte superior para crear succión. Vigile el nivel del líquido dentro de la pipeta mientras la llena para evitar que su reactivo llegue hasta el bulbo y se contamine su reactivo.

Como todo equipo volumétrico, la pipeta debe estar limpia antes de usarse. Se introduce el

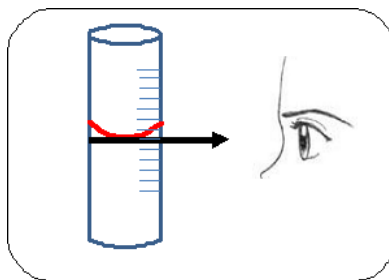
líquido de lavado por succión, se enjuaga con agua corriente y con agua destilada. Se considera que este equipo está limpio cuando el líquido baja suavemente sin dejar gotas pegadas en las paredes de vidrio. Finalmente, la pipeta debe enjuagarse con varios mililitros del líquido que se va a medir, de modo que arrastre la humedad que queda dentro de la pipeta.

Para utilizar la pipeta se deben seguir las siguientes instrucciones:

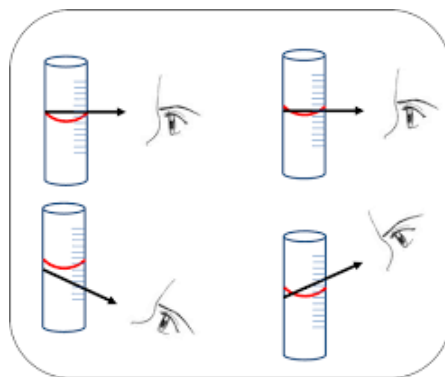
1. Para llenar la pipeta, mantenga su punta sumergida dentro del líquido que se va a medir mientras succiona. Si la punta sale, aunque sea momentáneamente, entrará aire a la pipeta, lo que genera error en la medida de volumen.
2. Llene la pipeta hasta que sobrepase levemente la marca de calibración, y luego descárguela cuidadosamente hasta que la parte baja del menisco coincida con la marca de calibración. Recuerde colocarla de modo que el menisco esté a la altura de sus ojos. Sáquela del líquido y remueva las gotas que quedan en el exterior del tubo, tocando la pared del envase con la punta de la pipeta.
3. Descargue la pipeta en el envase apropiado, incluso las gotas que pueden estar pegadas en el exterior del tubo, ya que hacen parte del volumen medido.
4. Al descargar la pipeta siempre queda un residuo de líquido dentro de la punta. Este residuo se toma en cuenta al calibrar la pipeta, por lo que no forma parte del volumen medido.

### Lectura del menisco

La forma correcta de observar el menisco para **leer la escala de un recipiente graduado** (pipeta, probeta, bureta, matraz aforado,) y evitar el error de paralaje es situando el menisco a la altura de los ojos, levantando para ello el recipiente con la mano hasta la altura necesaria, y hacer coincidir el enrase con la tangente a dicho menisco.



Lectura correcta



Lectura incorrecta

### Uso del frasco de tapón esmerilado

Algunos frascos tienen el tapón esmerilado y se utilizan para verter gota a gota sustancias como ácidos concentrados. Existen frascos de vidrio oscuro para evitar la acción de la luz solar sobre las sustancias. Para utilizarlo correctamente, se saca levemente el tapón haciendo coincidir el pico del tapón con una protuberancia del cuello del frasco y se inclina con el dedo índice hacia adelante hasta permitir un flujo de líquido gota a gota.



### Uso de la balanza

Las balanzas son instrumentos sensitivos que requieren de mucha delicadeza al usarse. Las medidas pueden verse afectadas por el ambiente que rodee la balanza. Nunca coloque la balanza cerca de fuentes de calor, vibración o viento. Más aún, nunca pese un objeto caliente, espere a que se enfríe a temperatura ambiente, y luego péselo. No coloque sustancias químicas directamente sobre el plato de la balanza. Para conocer la masa de una sustancia, pese primero un envase apropiado para esta, añádale la sustancia y pese de nuevo. Esto implica que las masas se obtienen por diferencia al restar la masa del envase. Limpie inmediatamente cualquier derrame de sustancia que caiga sobre la balanza.

Existen diversos tipos de balanzas. El modo de operación es esencialmente el mismo, pero pueden diferir en la precisión que puede obtenerse en las medidas. Toda balanza debe estar en cero antes de colocar el objeto que se va a pesar. El objeto debe centralizarse sobre el plato de la balanza. Al observar una balanza que contiene escalas, podemos descubrir cuántos dígitos significativos nos permite leer.

Las balanzas electrónicas simplifican la tarea de pesar, ya que estas se ponen en cero automáticamente y dan directamente la lectura sin tener que interpretar escalas. El procedimiento es rápido y consiste en prender la balanza y, tan pronto se ponga en cero, colocar el objeto y leer su masa. Para procedimientos que requieran mucha precisión se

utiliza la balanza analítica, en la cual se pueden obtener por lo menos cuatro lugares decimales.

Muchas balanzas electrónicas poseen un control llamado tara, que facilita la tarea de pesar por diferencia. Esta nos permite obtener directamente la masa de sustancias químicas, aunque estén colocadas en un envase. El procedimiento consiste en pesar el envase y luego presionar el botón de tara. La balanza guarda en memoria la masa del envase y vuelve a ponerse en cero. Al añadir la sustancia química al envase, se lee directamente la masa de sustancia sin que incluya la masa del envase. Algunas balanzas electrónicas poseen un control que permite cambiar la unidad en que se lee la masa. Antes de pesar, asegúrese de que la balanza está en la unidad apropiada, que generalmente es el gramo. La lectura que se obtiene en la balanza electrónica refleja su precisión, ya que se entiende que la incertidumbre en una lectura radica en el último dígito que se obtiene. Este último dígito es el primer dígito incierto, por lo que es la última cifra significativa.

### Densidad

La densidad relaciona la masa de la sustancia con el volumen que ocupa. La expresión matemática es:

$$Densidad = \frac{masa}{volumen}$$

En el sistema internacional de medidas (**SI**) la unidad derivada que se obtiene para densidad es **kg/m<sup>3</sup>**. Las unidades de densidad dependerán de las unidades usadas para la masa y el volumen. Si se utiliza la masa en gramos, **g**, y el volumen en litros, **L**, la unidad de densidad será **g/L**. En el laboratorio de química se usa comúnmente la unidad derivada **g/cm<sup>3</sup>** que, por definición, es igual a **g/mL**.

### Precisión de resultados obtenidos a base de cálculos

La precisión de un resultado obtenido a base de cálculos, utilizando una serie de medidas, estará limitada por la medida de menor precisión. Para expresar el resultado con el número correcto de cifras significativas se utilizan las siguientes reglas:

1. Al sumar y restar, el resultado debe llevar tantos **sitios decimales** como la medida que menos tenga.
2. Al multiplicar y dividir, el resultado debe tener tantas **cifras significativas** como la medida que menos tenga.

### Ejemplo 1

Para calcular la presión de un gas recogido sobre agua se requiere restar la

presión de vapor de agua, que es 30.0 mm Hg, a la presión atmosférica, que es 761 mm Hg. La anotación correcta del resultado no conlleva sitios decimales:

$$761 - 30.0 = 731 \text{ mm Hg}$$

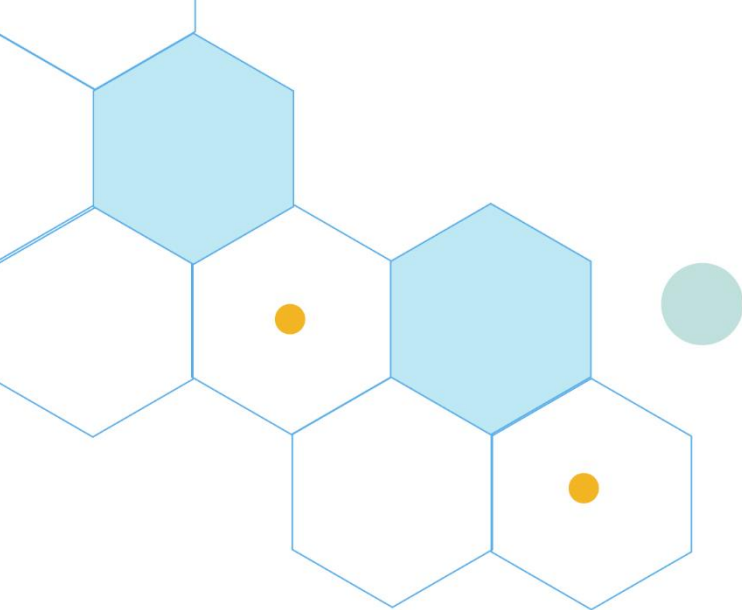
### Ejemplo 2

La titulación de una muestra de 10.0 mL de solución de HCl requiere 25.80 mL de solución de NaOH 0.14 M para llegar al punto final. Halle la concentración molar (M) de la solución de HCl.

Al observar los datos en el problema, podemos ver que contienen diferentes cantidades de cifras significativas (3, 4 y 2, respectivamente). Con esta información ya sabemos que el resultado debe llevar 2 cifras significativas. El cálculo conlleva la siguiente operación:

$$M = \frac{\left(0.14 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \times (25.80 \text{ mL})}{10.00 \text{ mL}} = 0.36 \text{ mol/L}$$

Este resultado debe redondearse al mismo número de cifras significativas que tenga el dato con menor número de cifras significativas, en este caso, a 2.



# Reacciones Químicas

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.



# Semana 4

## REACCIONES QUÍMICAS

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.

### I. INTRODUCCIÓN

Reacción química es el proceso en el que una o más sustancias se transforman en una o más sustancias diferentes o nuevas por medio de un fenómeno químico. Estas se representan por medio de ecuaciones químicas utilizando símbolos y signos que muestran lo que sucede durante la reacción. Las ecuaciones deben de estar balanceadas para que cumplan con la Ley de la conservación de la materia o masa.

Dentro de los tipos de reacciones se encuentran:

|                                     |   |
|-------------------------------------|---|
| Combinación o síntesis              | $A + B \rightarrow AB$  |
| Descomposición o análisis           | $AB \rightarrow A + B$  |
| Desplazamiento o sustitución simple | $A + BC \rightarrow AC + B$   |
| Desplazamiento o sustitución doble  | $AB + CD \rightarrow AD + CB$   |
| Combustión                          | $\text{Combustible} + O_2 (g) \rightarrow CO_2 + H_2O (g) + \Delta$                             |
| Neutralización                      | $\text{Acido} + \text{Base} \rightarrow \text{Sal} + H_2O$<br>( $AB + CD \rightarrow AD + CB$ ) |

Por otro lado, cuando ocurre una reacción química se presentan distintos tipos de manifestaciones que normalmente son detectables a simple vista, dentro de estas pueden ser cambio de color, formación de precipitado (formación de un sólido), liberación de un gas (burbujeo), cambios de energía (liberar o absorber calor) o liberación de olor.

En este laboratorio se realizarán reacciones químicas donde se podrá identificar el tipo de reacción química, y las manifestaciones que comprueba que la reacción química ocurrió.

### II. OBJETIVOS

- Identificar las manifestaciones que se producen cuando ocurre una reacción química.
- Identificar los diferentes tipos de reacciones químicas.

**III. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS**

1. Cinta de Magnesio de 3 cm
2.  $\text{KClO}_3$  sólido
3.  $\text{HCl}$  6M
4. Magnesio en polvo
5. Solución de  $\text{K}_2\text{CO}_3$  al 2% p/v
6. Solución de  $\text{BaCl}_2$  al 2 % p/v
7. Etanol
8. Solución de  $\text{NaOH}$  0.1M
9. Solución de  $\text{HCl}$  0.1M
10.  $\text{NaHCO}_3$  sólido
11.  $\text{H}_3\text{BO}_3$  sólido
12. Azul de bromotimol
13. Mechero de alcohol
14. Cápsula de porcelana
15. Gradillas
16. Pissetas con agua desmineralizada
17. Balanza
18. Papel parafinado para pesar

**MATERIALES APORTADOS POR LOS ESTUDIANTES**

- Kit de laboratorio
- Equipo de protección personal
- Fósforos

**IV. PROCEDIMIENTO**  
**ENSAYO No. 1**

1. Tome una cinta de Magnesio y sosténgala con una pinza.
2. Encienda el mechero de alcohol.  
Observe el aspecto de la cinta antes y después de exponerla a la llama.
3. Coloque la cinta de magnesio en la llama hasta que observe una luz blanca (puede tardar 5 minutos).

**RESULTADOS:**

| Balancee la ecuación<br>$\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} \text{MgO}_{(s)}$ |                   |               |                          |
|---|-------------------|---------------|--------------------------|
| ¿LA REACCIÓN LIBERÓ ENERGÍA? SI /NO   | COLOR DE LA LLAMA | MANIFESTACION | TIPO DE REACCION QUIMICA |
|   |                   |               |                          |

**ENSAYO No. 2**

1. Coloque 2 mL de  $\text{HCl}$  6M en un tubo de ensayo, colóquelo en la gradilla.
2. Tome la temperatura Inicial: \_\_\_\_\_ °C
3. Tome 0.1 g de polvo de magnesio, agregue con precaución al tubo de ensayo.
4. Observe el tubo
5. ¿Cuál es la manifestación?
6. Levante el tubo de ensayo con la pinza y con precaución toque el exterior del tubo para percibir la temperatura en el vidrio.

7. Tome la temperatura Final: \_\_\_\_\_ °C

### RESULTADOS:

| <i>Balancee la ecuación</i>   |                     |                   |                                   |                                    |                                   |
|---|---------------------|-------------------|-----------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|
| $\text{HCl}_{(ac)} + \text{Mg}_{(s)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$ |                     |                   |                                   |                                    |                                   |
| Manifestación   | Temperatura inicial | Temperatura final | ¿Cuántos °C varió la temperatura? | La temperatura aumentó o disminuyó | Reacción endotérmica o exotérmica |
|   | _____ °C            | _____ °C          |                                   |                                    |                                   |

### ENSAYO No. 3

1. Coloque 1 ml de solución de  $\text{K}_2\text{CO}_3$  al 2% p/v, en un tubo de ensayo, colóquelo en la gradilla.
2. Agregue 5 gotas de solución de  $\text{BaCl}_2$  al 2% p/v y agite. Deje en reposo por 3 min.

### RESULTADOS:

| <i>Balancee la ecuación</i>  |                    |       |               |                          |
|--|--------------------|-------|---------------|--------------------------|
| $\text{K}_2\text{CO}_{3(ac)} + \text{BaCl}_{2(ac)} \rightarrow \text{BaCO}_{3(s)} + \text{KCl}_{(ac)}$ |                    |       |               |                          |
| LOS REACTIVOS ERAN ACUOSOS SI/NO   | SE FORMÓ UN SÓLIDO |       | MANIFESTACION | TIPO DE REACCION QUIMICA |
|  | SI / NO            | COLOR |               |                          |
|  |                    |       |               |                          |

### ENSAYO No. 4

1. Coloque 1mL de Etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) en la cápsula de porcelana.
2. Encienda un fósforo o encendedor, con precaución acérquelo al etanol y deje que se consuma.



**RESULTADOS:**

|  |   |                      |   |
|--|---|----------------------|---|
| Balancee la ecuación<br>$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)} + \text{O}_2_{(g)} \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ |   |                      |   |
| <b>LA REACCIÓN<br/>LIBERÓ ENERGÍA</b>  | <b>SE LIBERÓ EN<br/>FORMA DE CALOR<br/>O DE LLAMA</b> | <b>MANIFESTACION</b> | <b>TIPO DE<br/>REACCION<br/>QUIMICA</b> |
|  |   |                      |   |

**ENSAYO No. 5**

1. Coloque 1ml de HCl 0.1M en un tubo de ensayo.
2. Agregue 3 gotas de Azul de bromotimol y agite. Color al inicio: \_\_\_\_\_

*NOTA: El **Azul de bromotimol** es un indicador de pH que tiene un Color de viraje de Amarillo a Azul en un Rango de pH de 6.0 – 7.6.*

3. Agregue NaOH 0.1M gota a gota agitando hasta que cambie de color.  
Color al final: \_\_\_\_\_

**RESULTADOS:**

|  |                            |                            |
|--|----------------------------|----------------------------|
| Balancee la ecuación<br>$\text{HCl}_{(ac)} + \text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{NaCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ |                            |                            |
| <b>COLOR<br/>AL INICIO</b>   | <b>COLOR AL FINAL</b>      | <b>MANIFESTACIÓN</b>       |
|  |                            |                            |
|  |                            |                            |
| <b>TIPO DE REACCIÓN</b>  | <b>COLOR DEL INDICADOR</b> |                            |
|  | <b>EN MEDIO<br/>ÁCIDO</b>  | <b>EN MEDIO<br/>BÁSICO</b> |
|  |                            |                            |

**ENSAYO No. 6**

1. Elabore 5 bolitas de papel mayordomo de menor tamaño que la boca del tubo de ensayo
2. Pese 0.5 g de  $\text{KClO}_3$  y colóquelo en un tubo de ensayo
3. Caliente con el mechero el tubo de ensayo (use pinzas) hasta que el  $\text{KClO}_3$  esté fundido.
4. Retire el mechero e inmediatamente agregue poco a poco las 5 bolitas de papel
5. Observe.

**NOTA:** En el numeral 3, la reacción produce gas  $\text{O}_2$  y para comprobarlo se realiza una segunda reacción que consiste en agregar las bolitas de papel que se combustionan por la presencia del oxígeno.

**RESULTADOS:**

|   |  |  |
|---|--|--|
| Balancee la ecuación de la primera reacción:<br>$\text{KClO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{KCl}(\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$  |  |  |
| Ecuación de la segunda reacción<br>$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n (\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{energía}$ <p style="text-align: center;">CELULOSA<br/>(BOLITAS DE PAPEL)</p> |  |  |
| <b>¿QUÉ OBSERVO AL COLOCAR LAS BOLITAS?</b>   | <b>TIPO DE REACCION QUIMICA DE LA PRIMERA REACCION</b> | <b>TIPO DE REACCION QUIMICA DE LA SEGUNDA REACCION</b> |
|   |  |  |

**ENSAYO No. 7**

1. Coloque 5 ml de  $\text{H}_2\text{O}$  en un tubo de ensayo, colóquelo en la gradilla
2. Tome la temperatura inicial del agua del tubo de ensayo y anote en el cuadro.
3. Pese 0.5 g de bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ).
4. Pese 0.5 g de Ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ).
5. Una el bicarbonato de sodio y ácido bórico y agréguelos al tubo de ensayo
6. Agite con una varilla de vidrio el contenido del tubo.
7. Tome la temperatura final del contenido del tubo y anote en el cuadro.

**RESULTADOS:**

| <i>Balancee la ecuación</i>  |                     |                   |                                   |                                    |                                   |
|--|---------------------|-------------------|-----------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|
| $\text{NaHCO}_3 (s) + \text{H}_3\text{BO}_3 (s) \rightarrow \text{Na}_3\text{BO}_3 (ac) + \text{CO}_2 (g) + \text{H}_2\text{O}(l)$ |                     |                   |                                   |                                    |                                   |
| Manifestación  | Temperatura inicial | Temperatura final | ¿Cuántos °C varió la temperatura? | La temperatura aumentó o disminuyó | Reacción endotérmica o exotérmica |
|  | _____ °C            | _____ °C          |                                   |                                    |                                   |

**PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA****Materiales:**

- 250 mL de agua caliente
- Flores de rosa de Jamaica (puede usar té de rosa de Jamaica)
- Jugo de 1 limón
- beaker

**Procedimiento:**

- Coloque 3 flores de rosa de Jamaica en el beaker y agregue 200 mL de agua caliente. Deje enfriar. Retire las flores de recipiente.
- Rotule 3 tubos de ensayo y agregue a cada uno 3 mL del líquido del beaker.
- Tubo 1 anote el color que presenta el líquido (tome una fotografía).
- Tubo 2 agregue 2 mL de jugo de 1 limón. Agite. Observe el color (tome una fotografía).
- Tubo 3 agregue 2 mL de agua con jabón. Agite y observe el color (tome una fotografía).
- Anote los resultados

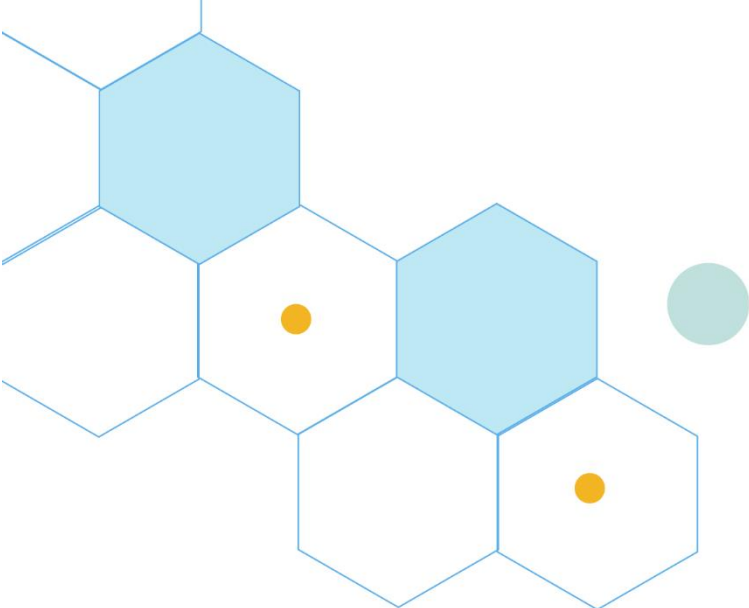
| Tubo | AGREGAR                        | Color | Manifestación observada |
|------|--------------------------------|-------|-------------------------|
| 1    | <b>NADA<br/>(TUBO CONTROL)</b> |       |                         |
| 2    | <b>2 mL de Jugo de limón</b>   |       |                         |
| 3    | <b>2 mL de agua con jabón</b>  |       |                         |

**I. ANALISIS DE RESULTADOS (Escriba en párrafos)****II. CONCLUSIONES (Escriba en incisos)**

**NOTA:** Escriba el objetivo del cual se hace cada conclusión

**III. BIBLIOGRAFÍA**

1. Lilian Guzmán. Práctica de laboratorio Semana No. 4. Preparación de Soluciones. Manual de Prácticas de Laboratorio de Química 2023. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas, USAC.
2. Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018.



# Reacciones de Oxido-Reducción o Redox

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.



# Semana 5

## REACCIONES DE OXIDO REDUCCIÓN O REDOX

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.

### I. INTRODUCCIÓN

Las reacciones de oxidación y reducción o Redox son aquellas donde los estados de oxidación de los átomos de los reactivos experimentan cambios, los electrones se transfieren de una sustancia a otra.

Las reacciones Redox ocurren en nuestro entorno, lo vemos en la vida cotidiana en la oxidación de los metales, y otros componentes de la geósfera, en la combustión de la gasolina y derivados del petróleo para la generación de energía, tanto en industria, vehículos, calefacción y otras actividades humanas.

En esta práctica se realizarán reacciones de óxido/reducción en las cuales se identificarán las manifestaciones de estas, se representarán a través de las ecuaciones químicas respectivas, se identifica al elemento que se oxida y se reduce, el agente reductor, el agente oxidante y se calculará el número de electrones transferidos.

Para hacer énfasis en los procesos cotidianos que involucran este tipo de reacciones redox, se diseñaron actividades haciendo uso de sustancias presentes en los hogares, o bien que pueden conseguirse en farmacias, ferreterías, tiendas de conveniencia entre otras.

### II. OBJETIVOS

1. Observar las manifestaciones de las reacciones efectuadas.
2. Identificar en las reacciones al elemento que se oxida, que se reduce, el agente oxidante y reductor.
3. Balancear las ecuaciones de las reacciones efectuadas a través del método Redox.
4. Calcular el número total de electrones transferidos en las reacciones realizadas.
5. Realizar experimento en casa donde se observe el efecto oxidante de dos sustancias de uso común en los hogares.

### III. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS

1.  $\text{AgNO}_3$  al 1 % p/v
2.  $\text{CuCl}_2$  al 2% p/v
3.  $\text{KMnO}_4$  al 0.1% p/v
4.  $\text{Na}_2\text{SO}_2$  al 0.5% p/v
5. Alambre de cobre
6. Papel aluminio

#### MATERIAL APORTADO POR LOS ESTUDIANTES

Kit de laboratorio  
 Equipo de protección personal  
 1 pipeta de transferencia  
 2 clavos de hierro de 1" (estos no deben de estar galvanizados ni oxidados).  
 1 sobre de cloro (hipoclorito de sodio)  
 1 botella pequeña de agua oxigenada (peróxido de hidrogeno)

### IV. PROCEDIMIENTO

#### ENSAYO No. 1

1. Coloque el alambre de cobre dentro del tubo que contiene el  $\text{AgNO}_3$  al 1 % p/v y déjelo por 15 minutos (**no lo agite**).
2. Proceda con las otras reacciones.
3. Complete el siguiente cuadro.

| Tubo No.      | Coloque 3mL de                         | Colocar            |                                  | Resultados  |
|---------------|--|--------------------|----------------------------------|---|
| 1             | Solución de $\text{AgNO}_3$ al 1 % p/v | 1 alambre de cobre | Dejar por 15 minutos (no agitar) | ¿Qué observa sobre el alambre?                    |
|               |  |                    |                                  | ¿Qué metal se depositó sobre el alambre de cobre? |
|               |  |                    |                                  | ¿De qué color quedó la solución?                  |
|               |  |                    |                                  | ¿Qué ion de los productos le da este color?       |
| Observaciones | Color de la disolución:                | Color del alambre  |                                  | Manifestación de la reacción:                     |
|               |  |                    |                                  |   |

Balancee la ecuación que representa la reacción por el método redox y complete el siguiente cuadro:

**Nota:** Se asume que el alambre contiene únicamente Cu y forma el compuesto como  $\text{Cu}^{+2}$  que es el más común.

| <b>Ecuación balanceada</b>   |                          |                        |                        |  |
|--|--------------------------|------------------------|------------------------|--|
| <b><math>\text{Cu (s)} + \text{AgNO}_3 \text{ (ac)} \rightarrow \text{Cu (NO}_3)_2 \text{ (ac)} + \text{Ag (s)}</math></b> |                          |                        |                        |  |
| <b>Elemento oxidado</b>  | <b>Elemento reducido</b> | <b>Agente oxidante</b> | <b>Agente reductor</b> | <b>Total, de electrones transferidos</b> |
|  |                          |                        |                        |  |

### ENSAYO No. 2

- Vierta los 2mL de  $\text{CuCl}_2$  al 2% p/v que está en el tubo de ensayo, sobre el papel de aluminio que está en el vidrio de reloj tratando que se cubra por completo.
- Deje reposar por 15 minutos.
- Prosiga con las siguientes reacciones.
- Complete el siguiente cuadro.

| <b>Procedimiento</b> | <b>En un vidrio de reloj coloque</b>       | <b>Cubrir con</b>                              | <b>Dejar por 15 minutos</b>                                   | <b>Resultados</b>   |
|----------------------|--|--|---|---|
|                      | Un cuadrado de Papel aluminio de 3cm x 3cm | Cloruro de Cobre ( $\text{CuCl}_2$ ) al 2% p/v |   | ¿Qué elemento se depositó sobre el aluminio?<br>¿Qué color tiene este elemento? |
| <b>Observaciones</b> | <b>Color del aluminio</b>                  | <b>Color de la disolución</b>                  | ¿De qué color queda la disolución dentro del vidrio de reloj? |   |
|                      |  |  | Manifestación de la reacción:                                 |   |



Balancee la ecuación que representa la reacción por el método redox y complete el siguiente cuadro:

| Ecuación balanceada | $\text{Al}_{(s)} + \text{CuCl}_{2(ac)} \rightarrow \text{AlCl}_{3(ac)} + \text{Cu}_{(s)}$ |                 |                 |                                   |
|---------------------|---|-----------------|-----------------|-----------------------------------|
| Elemento oxidado    | Elemento reducido   | Agente oxidante | Agente reductor | Total, de electrones transferidos |
|                     |   |                 |                 |                                   |

### ENSAYO No. 3

- Coloque 1 ml de solución de  $\text{KMnO}_4$  (permanganato de potasio) al 0.1% p/v en un tubo de ensayo, colóquelo en la gradilla.
- Agregue 10 gotas de solución de  $\text{Na}_2\text{SO}_2$  (hiposulfito de sodio) al 0.5% p/v y agite.
- Complete el siguiente cuadro:

| Tubo No. | Coloque 1mL de              | Agregar                                       | Resultados   |    |    |
|----------|-----------------------------|---|--|----|----|
| 1        | $\text{KMnO}_4$ al 0.1% p/v | 10 gotas de $\text{Na}_2\text{SO}_2$ 0.5% p/v | Mezcló dos reactivos acuosos                         | Si | No |
|          |                             |   | Se formó un precipitado                              | Si | No |
|          |                             |   | Si la respuesta es Si de qué color es el precipitado |    |    |

Balancee la ecuación que representa la reacción por el método redox y complete el siguiente cuadro:

| Ecuación balanceada | $\text{KMnO}_{4(ac)} + \text{Na}_2\text{SO}_{2(ac)} \rightarrow \text{K}_2\text{O}_{(ac)} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)} + \text{MnO}_{2(s)}$ |                 |                 |                                  |
|---------------------|---|-----------------|-----------------|----------------------------------|
| Elemento oxidado    | Elemento reducido   | Agente oxidante | Agente reductor | Total de electrones transferidos |
|                     |   |                 |                 |                                  |

**ENSAYO No. 4 PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA**

Siga el siguiente procedimiento con los materiales solicitados al inicio de la práctica:

| Tubo No. | Coloque 5mL de   | Colocar                 |  | Observaciones* | Se oxidó el clavo SI/NO |
|----------|--|-------------------------|--|----------------|-------------------------|
| 1        | “cloro” (solución de hipoclorito de sodio)   | 1 clavo de hierro de 1” | <b>Deje esta reacción por 30 minutos</b> |                |                         |
| 2        | Agua Oxigenada   | 1 clavo de hierro de 1” |  |                |                         |
| 3:       | La oxidación del clavo es más rápida en el H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> o en el “cloro” (hipoclorito de sodio): |                         |  |                |                         |

**\*Con el “cloro” (hipoclorito de sodio):** oscurecimiento de la superficie del clavo, formación de precipitado rojo naranja alrededor del clavo.

**\*Con agua oxigenada:** Liberación de pequeñas burbujas de oxígeno alrededor del clavo, oscurecimiento de la superficie del clavo, formación de un precipitado rojo naranja alrededor del clavo.

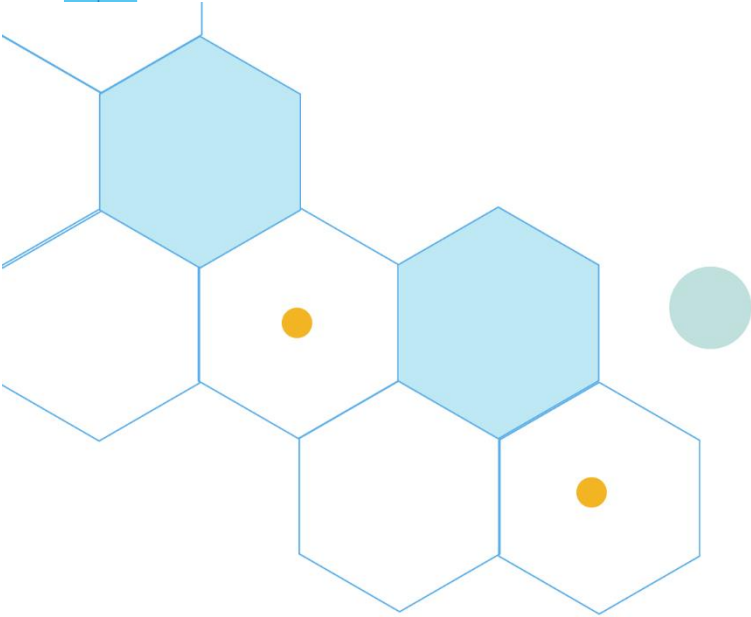
**NOTA:** cualquiera de las manifestaciones mencionadas indica la oxidación del clavo.

**V. ANÁLISIS DE RESULTADOS****VI. CONCLUSIONES**

Escribir el objetivo del cual se hace cada conclusión.

**VII. BIBLIOGRAFÍA**

1. Prácticas de Laboratorio. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas. USAC, 2023.
2. Timberlake, Karen, Wade G Leroy, Kulg Williams, Cummings Michael R. Spencer Charlotte A, Palladino Michael A., y P. Química Pearson, Editor México. 2018.



# Leyes Estequiométricas

---

Elaborado por: Lcda. María Leticia Salguero Orellana

# Semana 6

## LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS

Elaborado por: Lcda. María Leticia Salguero Orellana

### I. INTRODUCCIÓN

La estequiometría es una parte de la química que proporciona las bases procedimentales y conceptuales para la realización de ensayos, análisis y cálculos de las cantidades en masas y volúmenes presentes en las sustancias químicas y las relaciones moleculares o de masa que presentan cuando participan en reacciones químicas.

Debido a que la química es una ciencia experimental, los conceptos y leyes que fundamentan las relaciones de masas y volúmenes, pueden ser comprobados a través de ensayos de laboratorio.

Los procesos de nutrición pueden ser analizados desde un punto de vista estequiométrico, como por ejemplo que cantidades de masa alimentaria comemos, cuanto eliminamos, cuanto integramos a nuestros músculos, tendones, huesos, órganos. Si pudiéramos determinar esas cantidades, de hecho, veríamos el cumplimiento de **la ley de la conservación de la masa**. También observamos el cumplimiento de **la ley de las proporciones** definidas, ya que podemos fabricar cada una de nuestras moléculas, manteniendo constante su composición. Un ejemplo es nuestra hemoglobina que transporta el Oxígeno de los pulmones a los tejidos, es fabricada con los mismos elementos en la misma proporción siempre mientras vivamos.

De tal manera, que lo que sucede en un tubo de ensayo, también ocurre dentro de una célula. Las reacciones que ocurren dentro de los seres vivos son mucho más complejas, más eficientes y requieren de catalíticos especiales conocidas como enzimas.

Pero en estas se cumplen las leyes de la conservación de la materia y la de las proporciones definidas.

### II. OBJETIVOS:

1. Demostrar el cumplimiento de la ley de la conservación de la masa en diversas reacciones a través de ensayos de laboratorio.
2. Realizar cálculos estequiométricos a partir de las determinaciones de masa en diversas reacciones a través de ensayos de laboratorio.
3. Reforzar conocimientos previos sobre características y manifestaciones de las reacciones químicas.
4. Calcular milimoles de minerales y vitaminas con datos proporcionados en tablas de información nutricional.
5. Reforzar las habilidades y destrezas en el uso de la balanza

**III. MATERIALES EQUIPOS Y REACTIVOS**

- |  |                  |
|--|------------------|
| - AgNO <sub>3</sub> al 1%p/v               | Balanza          |
| - K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> al 1%p/v | Embudo           |
| - HCl al 10%p/v                            | Espátulas        |
| - NaHCO <sub>3</sub> sólido                | Piseta con agua  |
| - H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> sólido    | Papel parafinado |
|  | Probeta          |

**MATERIALES APORTADOS POR LOS ESTUDIANTES**

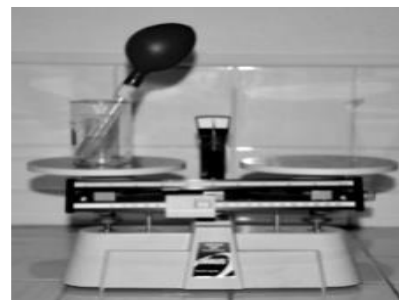
- Kit de laboratorio del grupo de trabajo
- Equipo de protección personal
- 2 globos medianos
- Masking tape
- Tabla periódica
- Calculadora

**IV. PROCEDIMIENTO****1. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA. LA LIBERACIÓN DE UN GAS” EN UN SISTEMA CERRADO**

- a) Tare un trozo de papel parafinado y pese 2 g de Bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>)
- b) Tare otro trozo de papel parafinado y pese 1 g de Ácido bórico (H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>).
- c) Utilizando el embudo, coloque estos sólidos dentro de un tubo de ensayo seco. Mézclelos con una varilla de vidrio seca.
- d) Utilizando el embudo, agregar 5mL de agua medidos con probeta dentro del globo.
- e) Cierre la boca del tubo de ensayo con el globo cuidando que no se derrame el agua dentro del tubo. Asegure bien la orilla con masking tape para evitar escape del gas.
- f) Coloque dentro de un beaker el tubo con los sólidos unido al globo con agua, a este conjunto lo llamaremos **“Sistema cerrado”**. Aún no se realiza la reacción química.
- g) Pese en la balanza el “Sistema cerrado” al inicio. *Anote en los resultados*, en la casilla “A” del cuadro 1.1
- h) Coloque el "sistema cerrado" sobre la mesa de trabajo y realice la reacción química dejando caer el agua del globo dentro del tubo con los sólidos. Agite por 30 segundos cuidando que no se despegue el masking tape. Observe como el globo se infla. (Nota: el gas liberado es el CO<sub>2</sub>)
- i) Deje reposar por 3 minutos y pese nuevamente en la balanza el “Sistema cerrado” al final, dentro del beaker el tubo con productos unido al globo. Anote en los resultados en la casilla “B” del cuadro 1.1
- j) Calcule la diferencia y anótela en la casilla “C” en el cuadro 1.1

Cuadro 1.1

|    |                                    |   |
|----|------------------------------------|---|
| A. | Peso del sistema cerrado al inicio | g |
| B. | Peso del sistema cerrado al final  | g |
| C. | Diferencia (C= B - A)              | g |



Cuadro 1.2 Complete lo solicitado

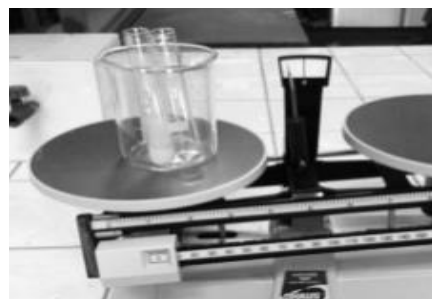
| Tubo con  |                                | Agregar<br>el Agua | Manifestación | DIFERENCIA<br>DE PESO (C) | Se comprobó la ley de la<br>conservación de la<br>materia (SI / NO) |
|---|--------------------------------|--------------------|---------------|---------------------------|---|
| NaHCO <sub>3</sub>  | H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> |                    |               |                           |   |
| COMPLETE LA ECUACIÓN QUIMICA (Balancéela y use la simbología correspondiente)                               |                                |                    |               |                           |   |
| NaHCO <sub>3</sub> (ac) + _____ → Na <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> (ac) + _____ (g) + _____ H <sub>2</sub> O |                                |                    |               |                           |   |

## 2. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA. “FORMACIÓN DE UN SÓLIDO” EN UN SISTEMA ABIERTO.

- Numere 2 tubos, No. 1 y No. 2
- En el tubo 1, coloque 2 mL de AgNO<sub>3</sub> al 1% p/v
- En el tubo 2, coloque 2 mL de K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> al 1% p/v
- Coloque dentro de un beaker el tubo 1 con AgNO<sub>3</sub> y el tubo 2 con K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, a este conjunto lo llamaremos “**Sistema abierto**”. Aún no se realiza la reacción química.
- Pese en la balanza el “Sistema abierto al inicio”. *Anote en los resultados en la casilla “A” del cuadro 2.1*
- Coloque el “Sistema abierto” sobre la mesa de trabajo y realice la reacción química, agregando el contenido del tubo 2 en el tubo 1. Agite. Observe la manifestación.
- Pese nuevamente en la balanza el “Sistema abierto”. **Coloque dentro del beaker el tubo 1 con el producto y el tubo 2 vacío.** *Anote en los resultados en la casilla “B” del cuadro 2.1.*
- Calcule la diferencia y anótela en el cuadro*

Cuadro 2.1 Resultados

|    |                                    |   |
|----|------------------------------------|---|
| A. | Peso del sistema abierto al inicio | g |
| B. | Peso del sistema abierto al final  | g |
| C. | Diferencia (C= B - A)              | g |



Cuadro 2.2 Complete el siguiente cuadro:

| Tubo 1 con  | Agregar el tubo 2 con           | Manifestación | Diferencia de peso (C) | Se comprobó la ley de la conservación de la materia (SI/NO) |
|---|---------------------------------|---------------|------------------------|---|
| AgNO <sub>3</sub>   | K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> |               |                        |   |
| <b>ESCRIBA LA ECUACIÓN QUÍMICA, BALANCEELA Y USE LA SIMBOLOGIA CORRESPONDIENTE.</b> |                                 |               |                        |   |
|   |                                 |               |                        |   |

**3. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.  
DETERMINACIÓN ESTEQUIOMETRICA DE LA CANTIDAD DE UN PRODUCTO GASEOSO OBTENIDO A PARTIR DE UNA REACCIÓN EN UN SISTEMA ABIERTO.**

- Tare un beaker limpio y seco. Agregue al beaker 1 g de Bicarbonato de sodio.
- Mida con la probeta 5 mL de HCl al 10% p/v.
- Al conjunto de **beaker con NaHCO<sub>3</sub> junto con la probeta con HCl**, lo llamaremos **“Sistema abierto”**. Aún no se realiza la reacción química.
- Pese en la balanza el “Sistema abierto” al inicio. Anote los resultados en la casilla **“A” del cuadro 3.1**.
- Coloque el “sistema abierto” sobre la mesa de trabajo. Realice la reacción química dejando caer el HCl de la probeta al NaHCO<sub>3</sub> del beaker. Agite hasta que ya no se libere gas.
- Pese nuevamente en la balanza el “Sistema abierto” al final, el beaker con productos junto con la probeta vacía. *Anote en los resultados en la casilla “B” en el cuadro 3.1.*

Cuadro 3.1

|    |  |                   |
|----|--|-------------------|
| A. | Peso del sistema abierto al inicio   | g                 |
| B. | Peso del sistema abierto al final  | g                 |
| C. | Diferencia (B-A)<br>(Esto es la cantidad de CO <sub>2</sub> liberada en la reacción) <b>Dato experimental.</b> | g CO <sub>2</sub> |

Cuadro 3.2 Complete el siguiente cuadro.

| Beaker con   | Agregar solución de | Manifestación                               | Diferencia de pesos (C) |
|--|---------------------|---|-------------------------|
| NaHCO <sub>3</sub>   | HCl                 |   |                         |
| <b>ESCRIBA LA ECUACIÓN QUÍMICA, BALANCEELA Y USE LA SIMBOLOGIA CORRESPONDIENTE.</b>  |                     |   |                         |
|  |                     |   |                         |
| <b>Gramos de CO<sub>2</sub> OBTENIDOS <u>TEÓRICAMENTE</u></b><br>Calcule los gramos de CO <sub>2</sub> que se liberan a partir de 1 g NaHCO <sub>3</sub> , utilice la ecuación balanceada. |                     |   |                         |
| <b>COMPARE LOS VALORES OBTENIDOS:</b>  |                     |   |                         |
| g de CO <sub>2</sub> obtenidos EXPERIMENTALMENTE   |                     | g de CO <sub>2</sub> obtenidos TEORICAMENTE |                         |
|  |                     |   |                         |

3.3 ¿Se obtiene el mismo valor experimentalmente que teóricamente? SI/NO

\_\_\_\_\_

#### PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA.

4. Cálculos estequiométricos con base a la información nutricional obtenida de la caja de un cereal.  
Las cantidades de iones y vitaminas están dadas para 1 porción = 1 taza = 40 g.



| INFORMACIÓN NUTRICIONAL |                     |
|-------------------------|---------------------|
| Sodio                   | 140 mg              |
| Vitamina D              | 1.1 $\mu\text{g}$   |
| Calcio                  | 200 mg              |
| Hierro                  | 4.67 mg             |
| Vitamina A              | 113. $\mu\text{g}$  |
| Vitamina E              | 2.2 mg              |
| Ácido fólico            | 64 $\mu\text{g}$    |
| Vitamina B              | 121.1 $\mu\text{g}$ |
| Zinc                    | 2 mg.               |

Resuelva los siguientes ejercicios de acuerdo con el día de su asignación:

**Si usted consume 2 tazas de cereal (1 taza = 40g) calcule:**

Deje constancia de sus cálculos.

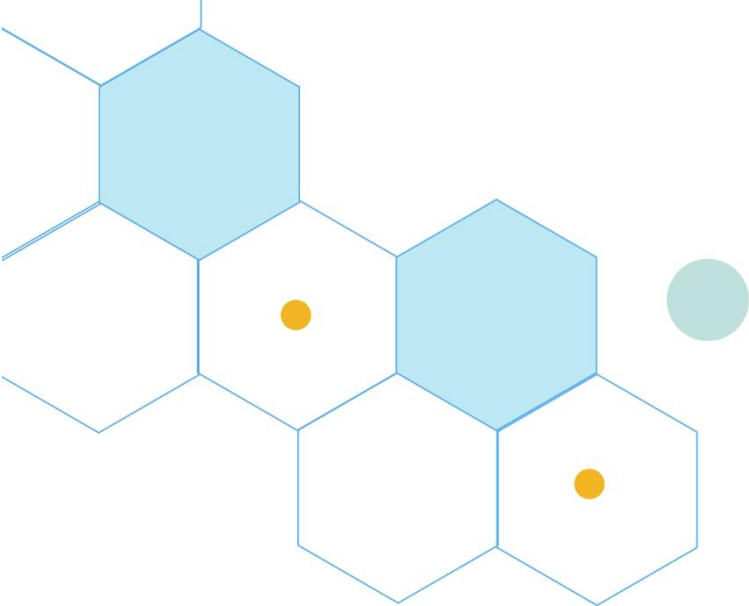
| Asignados | mmoles de | mmoles de    | Utilice los siguientes pesos moleculares |
|-----------|-----------|--------------|--|
| Lunes     | Calcio    | Vitamina E   | Vitamina A: 286.45 g/mol                 |
| Martes    | Sodio     | Vitamina D   | Vitamina E: 430.71 g/mol                 |
| Miércoles | Hierro    | Ácido fólico | Vitamina D: 384.64 g/mol                 |
| Jueves    | Cinc      | Vitamina A   | Ácido fólico: 441.40 g/mol               |

**V. ANALISIS DE RESULTADOS (escribir en párrafos)**

**VI. CONCLUSIONES (escribir el objetivo del cual se hace cada conclusión)**

**VII. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

1. Prácticas de Laboratorio 2023. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas. USAC 2023.
2. Timberlake, Karen, Wade G Leroy, Kulg Wiliams, Cummings Michael R. Spencer Charlotte A, Palladino Michael A., y P. Química Pearson, Editor México. 2018.
3. Ley de las proporciones definidas  
<http://www.elnortedecastilla.es/segovia/201702/17/laboratorio-segoviano-louis-proust-20170217140514.html> [octubre 2022]
4. Ley de la conservación de la materia  
<https://clickmica.fundaciondescubre.es/conoce/descubrimientos/ley-la-conservacion-la-materia/> [octubre 2022]



# Agua y Solubilidad de Sustancias Químicas

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar



# Semana 7

## AGUA Y SOLUBILIDAD DE SUSTANCIAS QUÍMICAS

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar

### I. INTRODUCCIÓN

El **agua** en la naturaleza puede encontrarse en los estados físicos sólido, líquido o gaseoso, esto debido a los puentes de hidrógeno que forman entre sus moléculas. Es incolora, inodora, insípida, tiene una densidad 1g/mL, punto de ebullición 100°C, punto de congelación a 0°C y pH neutro. Es una molécula polar que favorece la solubilidad de una gran variedad de solutos por lo que se le llama Solvente universal. Es el solvente más utilizado.

La **solubilidad**, generalmente se expresa como gramos de soluto disueltos en 100 gramos de solvente y es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse a cierta temperatura.

Hay **factores** que afectan la solubilidad como la naturaleza del soluto y el solvente, temperatura, presión, área superficial.

Cuando el agua contiene disueltas gran cantidad de sales minerales como sulfatos, carbonatos, bicarbonatos, cloruros, calcio y magnesio se clasifica como **agua dura**. Si el agua contiene poco o ningún contenido de sales minerales después de un algún procedimiento realizado al agua dura se clasifica como **agua blanda**.

En esta práctica de laboratorio se realizarán pruebas para observar los factores que afectan la solubilidad como la naturaleza de soluto y solvente, la temperatura y la presión. Así como, realizarán pruebas químicas a diferentes muestras de agua para clasificarlas como agua dura o agua blanda.

### II. OBJETIVOS

Al finalizar la práctica el estudiante estará en capacidad de:

1. Identificar mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas.
2. Explicar los factores que afectan la solubilidad de las sustancias de acuerdo con las pruebas realizadas en el laboratorio.
3. Identificar agua dura y blanda por medio de reacciones químicas.
4. Realizar experimentos de laboratorio sobre solubilidad en casa

### III. MATERIAL Y REACTIVOS

#### Reactivos

1.  $\text{KNO}_3$ , sólido
2. Urea ( $\text{NH}_2\text{CONH}_2$ ), sólida
3. Glicerina coloreada
4. Aceite mineral
5. Tolueno
6.  $\text{CuSO}_4$  sólido
7. Muestra de agua
8.  $\text{AgNO}_3$  1% p/v
9.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  5% p/v

#### Equipo y materiales

10. Gradilla para tubos
11. Piseta con agua desmineralizada
12. Pipeta de 5mL
13. Succionador tipo jeringa
14. Papel parafinado
15. Balanza
16. Estufa eléctrica
17. Baño de maría
18. Frasco rotulado " $\text{CuSO}_4$ " (para recolectar soluciones)

#### \* MATERIAL APORTADO POR LOS ESTUDIANTES

- Kit de laboratorio del grupo de trabajo
- Equipo de protección personal

#### PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA

- Una botella de Agua mineral "AL TIEMPO", no fría
- 2 globos medianos
- Masking Tape

### IV. PROCEDIMIENTO

#### 1. NATURALEZA DE SOLUTO Y SOLVENTE (POLAR, APOLAR Y IÓNICO); MEZCLA HOMOGÉNEA Y HETEROGÉNEA

Para disolver un soluto en un solvente estos deben presentar la misma polaridad.

El agua por ser un solvente polar se disolverá en ella los solutos polares así como los solutos iónicos.

El tolueno por ser un solvente apolar se disolverán en este los solutos apolares o no polares.

#### PROCEDIMIENTO:

1. Rotule 8 tubos de ensayo como indica la tabla de resultado
2. Proceda como indica la tabla
3. Pese los solutos sólidos, y cuente las gotas de los solutos líquidos.
4. A los tubos "**A**" agregue 2 mL de **agua** que deberá medir con la probeta.
5. A los tubos "**B**", agregue 2 mL de **tolueno** que deberá medir con la pipeta de vidrio con su succionador.
6. Agite vigorosamente cada tubo con soluto y solvente por 1 min y déjelos reposar.
7. Observe: Si formó **una sola fase**, la mezcla es **homogénea**, indica que es **soluble**.

Si formó **dos fases**, la mezcla es **heterogénea**, indica que es **insoluble**.

## RESULTADOS

|      |   | SOLVENTE POLAR   |               |      | SOLVENTE APOLAR   |  |   |  |  |
|------|---|--|---------------|------|---|--|---|--|--|
| TUBO | SOLUTO<br>Agregar   | Agregue<br>2 mL de<br><b>H<sub>2</sub>O</b><br>A cada tubo.<br><br>Agite<br>vigorosamente<br>por 1<br>minuto.<br>Deje reposar<br>Y observe | SOLUBILIDAD * | TUBO | SOLUTO<br>Agregar   | Agregue<br>2 mL de<br><b>TOLUENO</b><br>A cada tubo.<br><br>Agite<br>vigorosamente<br>por 1 minuto.<br>Deje reposar<br>Y observe | SOLUBILIDAD *   |  |  |
|      | (soluble/<br>insoluble)   |  |               |      |   |  | (soluble/<br>insoluble)   |  |  |
| 1A   | 0.1 g de<br><b>KNO<sub>3</sub></b>  |  |               |      | 1B  |  | 0.2 g de<br><b>KNO<sub>3</sub></b>  |  |  |
| 2A   | 0.1 g de<br><b>UREA</b><br>(NH <sub>2</sub> CONH <sub>2</sub> )                             |  |               |      | 2B  |  | 0.1 g de<br><b>UREA</b><br>(NH <sub>2</sub> CONH <sub>2</sub> )                             |  |  |
| 3A   | 8 gotas de<br><b>GLICERINA</b><br><br>CH <sub>2</sub> -CH-CH <sub>2</sub><br>  OH   OH   OH |  |               |      | 3B  |  | 8 gotas de<br><b>GLICERINA</b><br><br>CH <sub>2</sub> -CH-CH <sub>2</sub><br>  OH   OH   OH |  |  |
| 4A   | 8 gotas de<br><b>ACEITE<br/>MINERAL</b><br>(Mezcla de<br>alcanos)                           |  |               | 4B   | 8 gotas de<br><b>ACEITE<br/>MINERAL</b><br>(Mezcla de<br>alcanos) |  |   |  |  |

*\*Nota: si se forma una mezcla homogénea, observará una sola fase que le indicará que el soluto y solvente son solubles y que se formó una solución.*

## 2. TEMPERATURA

La solubilidad de un soluto sólido en un líquido, generalmente agua, es mayor a medida que la temperatura aumenta. Esto significa que las soluciones por lo general contendrán más soluto disuelto a temperaturas más altas. Algunas sustancias muestran poco cambio en su solubilidad a temperaturas más altas, y algunas son menos solubles.

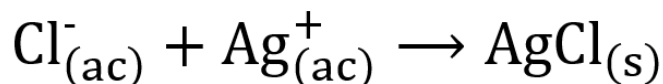
1. Prepare el baño de maría aproximadamente a 70°C
2. Pese **1g CuSO<sub>4</sub>** utilizando papel parafinado (Recuerde tarar el papel) y colóquelo en el tubo.
3. Mida con la probeta, 2 mL de agua desmineralizada (se encuentra en la pisseta) y agregue al tubo.
4. Agite con la varilla de vidrio el contenido del tubo por 30 segundos. Deje reposar por 30 segundos. Observará 2 fases.
5. Mida la **temperatura** dentro del tubo donde aún **no** se formó una solución. *Anote resultados en el cuadro.*
6. En seguida, coloque el tubo en el baño de maría a 70°C hasta que se disuelva por completo (observe que no haya presencia de sólido en el fondo del tubo).
7. Retírelo del baño de maría y **mida la temperatura dentro del tubo, INMEDIATAMENTE.** *Anote resultados abajo.*
8. Al terminar descarte el contenido del tubo en el Frasco rotulado "CuSO<sub>4</sub>".

**RESULTADOS**

| TUBO | Pese                    | Agregue                  | Agite con la varilla de vidrio por 30 segundos.<br><br>Deje reposar por 30 segundos. | Temperatura del tubo SIN solución (°C) | Coloque el tubo SIN solución en baño de maría a 70°C, hasta que forme una solución | Temperatura del tubo CON solución (°C) | ¿Incremento la temperatura la solubilidad? SI / NO |
|------|-------------------------|--------------------------|--|--|--|--|--|
|      | 1g de CuSO <sub>4</sub> | 2 mL de H <sub>2</sub> O |  |  |  |  |  |

**3. DETECTANDO IONES CLORURO (Cl<sup>-</sup>) Y CALCIO (Ca<sup>+</sup>), IDENTIFICANDO AGUA DURA Y BLANDA.****a. DETECCIÓN DE ION CLORURO (Cl<sup>-</sup>)**

Una solución de AgNO<sub>3</sub> al 1% p/v determina la presencia de ion cloruro, Cl<sup>-</sup>. De acuerdo con la siguiente reacción:



**La manifestación: TURBIDEZ (precipitado blanco)**

**PROCEDIMIENTO:**

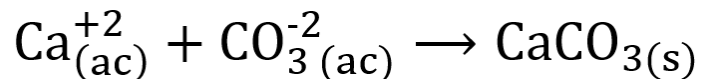
1. Numere 3 tubos de ensayo
2. Coloque en cada tubo el agua desmineralizada (en la piseta), el agua del chorro (del laboratorio) y la muestra de agua (en un frasco de reactivo)
3. Agregue el AgNO<sub>3</sub> 1%p/v
4. Observe si aparece turbidez
5. Anote sus resultados en la tabla

**RESULTADOS**

| Tubo | Coloque 1 mL de Agua       | Agregue 2 gotas de AgNO <sub>3</sub> 1% p/v | MANIFESTACIÓN (Turbidez) SI/NO | RESULTADO (+) / (-) |
|------|----------------------------|---|--------------------------------|---------------------|
| 1.   | Desmineralizada            |   |                                |                     |
| 2.   | Del chorro del laboratorio |   |                                |                     |
| 3.   | Muestra de agua            |   |                                |                     |

**b. DETECCIÓN DE ION CALCIO (Ca<sup>2+</sup>)**

Una solución de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> al 5% p/v determina la presencia de ion calcio, Ca<sup>2+</sup>. De acuerdo con la siguiente reacción.



**La manifestación es: TURBIDEZ (precipitado blanco)**

**PROCEDIMIENTO:**

1. Numere 3 tubos de ensayo
2. Coloque en cada tubo el agua desmineralizada (en la piseta), el agua del chorro (del laboratorio) y la muestra de agua (en un frasco de reactivo)
3. Agregue el CaCO<sub>3</sub> 5% p/v
4. Observe si aparece turbidez
5. Anote sus resultados en la tabla

**RESULTADOS**

| Tubo | Coloque 1 mL de Agua       |   | MANIFESTACIÓN (Turbidez) SI/NO | RESULTADO (+) / (-) |
|------|----------------------------|---|--------------------------------|---------------------|
| 1.   | Desmineralizada            | Agregue 2 gotas de Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> 5% p/v |                                |                     |
| 2.   | Del chorro del laboratorio |   |                                |                     |
| 3.   | Muestra de agua            |   |                                |                     |

**c. IDENTIFICACIÓN DE AGUA DURA Y AGUA BLANDA**

Clasificar el Agua dura o Agua blanda se realizará con el siguiente criterio:

|                  | Ion cloruro (Cl <sup>-</sup> ) | Ion calcio (Ca <sup>+</sup> ) | AGUA DURA /AGUA BLANDA |
|------------------|--------------------------------|-------------------------------|------------------------|
| <b>RESULTADO</b> | <b>+</b>                       | <b>+</b>                      | <b>AGUA DURA</b>       |
|                  | <b>+</b>                       | <b>-</b>                      | <b>AGUA BLANDA</b>     |
|                  | <b>-</b>                       | <b>-</b>                      |                        |

## PROCEDIMIENTO

Traslade los resultados obtenidos en el ensayo 3, incisos a y b a la siguiente tabla y clasifique como agua dura o blanda las muestras de agua analizadas.

| Tubo | Coloque<br>1 mL de Agua    | Ion Cloruro ( $\text{Cl}^-$ )<br>(+ / -) | Ion calcio ( $\text{Ca}^{+2}$ )<br>(+ / -) | AGUA DURA/<br>AGUA BLANDA |
|------|----------------------------|--|--|---------------------------|
| 1.   | Desmineralizada            |  |  |                           |
| 2.   | Del chorro del laboratorio |  |  |                           |
| 3.   | Muestra de agua            |  |  |                           |

## 4. PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD: PRESIÓN

La solubilidad de un soluto gaseoso en un líquido cumple con la ley de Henry que afirma que la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión de dicho gas sobre el líquido. A mayor presión habrá más moléculas de gas disueltas en el líquido. Las botellas de bebida gaseosa se carbonatan con gas  $\text{CO}_2$  utilizando alta presión para aumentar la solubilidad de  $\text{CO}_2$  en la bebida.

Cuando se abre la botella de gaseosa a presión atmosférica, la presión sobre el  $\text{CO}_2$  desciende, lo que disminuye la solubilidad de  $\text{CO}_2$ . Como resultado, burbujas de  $\text{CO}_2$  escapan rápidamente de la disolución debido a que perdieron su solubilidad. La explosión de burbujas es todavía más notoria cuando se abre una botella de gaseosa en temperatura caliente.

### PROCEDIMIENTO:

**Paso A)** Con la botella de Agua mineral aún tapada y sellada, al tiempo (temperatura ambiente), vea el cuadro de resultados y responda.

**Paso B)** **Antes de destapar la botella** proceda de la siguiente manera:

1. Coloque el globo en la boca de la botella del **agua mineral** aun tapada. Asegure el globo a la botella con el masking tape, de manera que no se escape el gas.
2. Desenrosque la tapa de la botella. Cuide que el globo se mantenga unido a la botella y no se rompa.
3. Deje que el gas contenido en el líquido escape al globo por unos 5 minutos.
4. Observe y *anote los resultados en la tabla.*



**RESULTADOS:**

| PASO | Botella de agua mineral | ¿Se escapa el gas CO <sub>2</sub> de la botella?<br>SI / NO | PRESIÓN sobre el gas CO <sub>2</sub> en el líquido<br>Mayor o Menor | SOLUBILIDAD del gas CO <sub>2</sub> en el líquido<br>Mayor o Menor | Fotografía del estudiante con la botella |
|------|-------------------------|---|---|--|--|
| A)   | Tapada                  |   |   |  |  |
| B)   | Destapada y con globo   |   |   |  |  |

**V. ANÁLISIS DE RESULTADOS ( en párrafos)****VI. CONCLUSIONES ( en incisos)****VII. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**

1. Rodas, Evelyn. Manual de Prácticas de Laboratorio. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas. USAC, 2023.
2. Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Kulg Wiliam S. , Cummings Michael R., Spencer Charlotte A. , Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018.

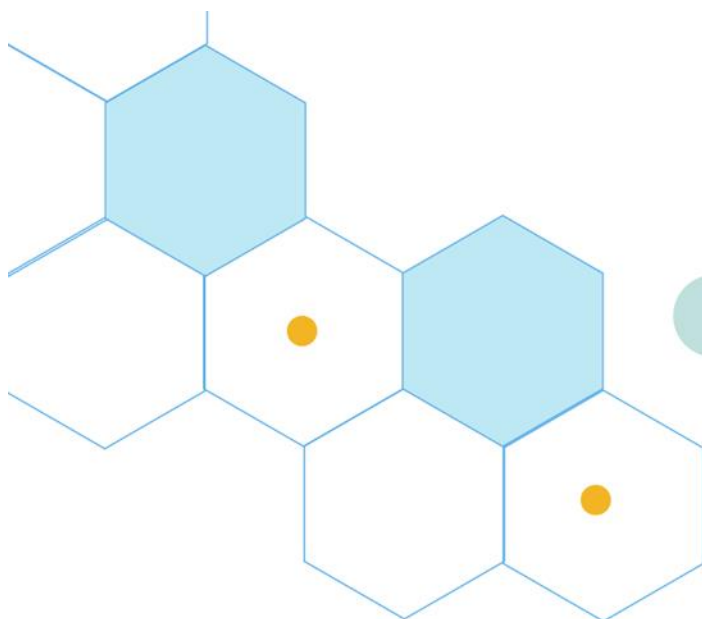


Imagen tomada de



# Preparación de Soluciones

---

Elaborado por: Lic. Pedro Guillermo Jayes Reyes

# Semana 8

## PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

Elaborado por: Lic. Pedro Guillermo Jayes Reyes

### I. Introducción

Disolución (solución\*): es un sistema homogéneo en el cual sus componentes, soluto(s) y solvente, forman una sola fase. El soluto es el que se encuentra en menor cantidad y es el que se solvata. El solvente es el componente que se encuentra en mayor cantidad y determina el estado físico final de la disolución.

\* Para efectos prácticos disolución y solución son sinónimos; disolución es más usado cuando el disolvente es líquido y el soluto sea; líquido, sólido o gaseoso.  
Solución cuando disolvente y soluto son líquidos.

La concentración de la disolución se refiere a la cantidad de soluto contenida en una cantidad determinada de solvente o en el volumen final de la disolución.

La concentración cualitativa de la disolución se refiere a la proporción relativa entre la cantidad de soluto frente a la cantidad de solvente. La disolución puede ser: diluida o concentrada, insaturada, saturada o sobresaturada.

Una concentración cuantitativa de la disolución expresa la cantidad medida de soluto disperso en una cantidad medida de solvente o en un volumen final de la disolución. Puede expresarse en: *porcentaje peso/volumen (% p/v)*, *porcentaje volumen/volumen (% v/v)*, *porcentaje peso/peso (% p/p)*, *partes por millón (ppm)*, molaridad (M), normalidad (N).

En esta práctica se preparan disoluciones con concentraciones cualitativas y cuantitativas. Se calculará la cantidad de soluto aplicando las fórmulas correctas, se determinará el volumen de la alícuota de la disolución concentrada para hacer diluciones.

### II. Objetivos

- Reconocer las diferencias entre concentraciones cualitativas y cuantitativas de las disoluciones.
- Diferenciar una disolución diluida de una concentrada, insaturada, saturada y sobresaturada.
- Preparar una disolución con concentración cuantitativa después de realizar los cálculos correctos.
- Preparar una dilución después de realizar los cálculos correctos.

### III. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS

|   |   |
|---|---|
| K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> 1% p/v      | l. Balones aforados (50, 100 y 250 mL)      |
| Sol. Saturada de acetato de sodio (CH <sub>3</sub> COONa) | l. Baño de maría                            |
| Acetato de sodio sólido                                   | l. Embudo                                   |
| NaCl sólido   | l. Espátula                                 |
| Glucosa sólida  | l. Estufa eléctrica                         |
| Cloro magia blanca (Solución de hipoclorito de sodio)     | l. Papel parafinado                         |
| Balanza   | l. Pipeta de vidrio de 5 mL con succionador |
|   | l. Piseta con agua desmineralizada          |

#### MATERIAL APORTADO POR LOS ESTUDIANTES

- Kit de laboratorio
- Equipo de protección personal
- Hielo
- Un sobre de bicarbonato de sodio de 1 onza.
- Botella plástica vacía de 300 a 350 mL de capacidad mínima

### IV. PROCEDIMIENTO

#### DISOLUCIONES CON CONCENTRACIONES CUALITATIVAS

#### A. PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DILUIDA Y CONCENTRADA DE DICROMATO DE POTASIO, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

Disolución **DILUIDA** contiene una pequeña cantidad de soluto comparada con una disolución **CONCENTRADA** que contiene una gran cantidad de soluto.

#### PROCEDIMIENTO

1. Numere dos tubos de ensayo como 1 y 2
2. Prepare los tubos como se indica en el siguiente cuadro
3. Anote sus resultados en el siguiente cuadro

#### RESULTADOS

| RESULTADOS |                        |              |   | COMPARACION DE CARACTERISTICAS |                         |   |
|------------|------------------------|--------------|---|--------------------------------|-------------------------|---|
| Tubo       | Preparación de         | Coloque Agua | Agregue y Agite<br>K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub><br>al 1% p/v | UNA FASE / DOS FASES           | HOMOGÉNEA / HETEROGÉNEA | Intensidad del color de la disolución:<br><br>MÁS INTENSA / MENOS INTENSA |
| 1          | Disolución Diluida     | 5 mL         | 2 gotas   |                                |                         |   |
| 2          | Disolución Concentrada | 5 mL         | 10 gotas  |                                |                         |   |

## B. PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN SOBRESATURADA A PARTIR DE UNA SATURADA DE ACETATO DE SODIO ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ).

**Fundamento:** Las disoluciones clasificadas por la solubilidad del soluto pueden ser: **INSATURADAS** cuando tienen menos cantidad del límite de la solubilidad del soluto. **SATURADAS** cuando poseen el límite de la solubilidad del soluto.

**SOBRESATURADAS** aquellas que con ayuda de un aumento de temperatura se logra solubilizar más soluto que el límite de la solubilidad, al bajar la temperatura de esta solución el exceso de soluto disuelto se cristaliza.

### PROCEDIMIENTO

1. Mida con la probeta 5 mL de solución saturada de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  y agréguela a un tubo de ensayo.
2. Tare un papel parafinado y pese 0.5 gramos de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (traslade el sólido con espátula para pesarlo) y agréguelo al tubo anterior.
3. Agite con varilla de vidrio y caliente en baño de María hasta que no vea soluto en el fondo del tubo.
4. Mida la temperatura colocando el termómetro dentro de la solución del tubo de ensayo. Anote la temperatura cuando se consiguió sobresaturar \_\_\_\_\_°C.
5. Si no se disuelve totalmente, trasvase a otro tubo la parte disuelta. A esta parte disuelta agregue con espátula unos granos de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  que servirán como semilla o iniciador de la cristalización de la solución sobresaturada.
6. **Prepare un recipiente con agua fría:** coloque en un beaker 25mL de agua del grifo y 1 cubo de hielo, agite hasta que se disuelva el hielo. Mida la temperatura. Ajuste con agua al tiempo del chorro hasta conseguir una temperatura aproximada de 10°C.
7. **Coloque** el tubo de ensayo dentro del beaker con el agua a 10°C. Tenga cuidado de que el tubo **NO flote**. Y deje reposar 20 minutos. **NO AGITE**.
8. Pasado el tiempo observe si se formaron cristales.
9. Mida de nuevo la temperatura, colocando el termómetro dentro de la solución del tubo de ensayo. Anote la temperatura cuando se observan los **cristales** \_\_\_\_\_°C.
10. Complete el cuadro de resultados

## RESULTADOS

| Preparación de una disolución   |  | Cristalización<br>(Después de reposar 20 min)   |
|---|--|---|
| SATURADA  | SOBRESATURADA<br>(Después de solubilizar los 0.5 g de CH <sub>3</sub> COONa en la disolución saturada)               |   |
| ¿Cuántos gramos de CH <sub>3</sub> COONa contienen 5 mL de disolución saturada a 20°C? Si su Solubilidad es de 47 g en 100 mL de agua a 20°C con una densidad de 1.12 g/mL.<br><b>DEJE CONSTANCIA DEL CALCULO</b> | ¿Cuántos gramos de CH <sub>3</sub> COONa contiene esta solución sobresaturada?<br><b>DEJE CONSTANCIA DEL CALCULO</b> | ¿Se formaron cristales?<br><br>SI___ NO___  |
|   | • Temperatura cuando se consiguió <b>sobresaturar</b> ____°C   | ¿Cuántos gramos de CH <sub>3</sub> COONa se cristalizaron? <b>DEJE CONSTANCIA DEL CALCULO</b> |










## DISOLUCIONES CON CONCENTRACIONES CUANTITATIVAS

## C. PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN MIXTA: NaCl 0.9% p/v y glucosa al 5% p/v

## PROCEDIMIENTO

- Elija un BALON AFORADO (100 o 250 mL)
- Indique el volumen del balón aforado elegido: \_\_\_\_\_ mL\*, se utilizara como volumen total de la disolución.

\*El volumen del balón variará dependiendo de los disponibles en el laboratorio, utilice de 100 mL o 250 mL para este procedimiento.

| PASOS PARA PREPARA UNA DISOLUCIÓN %P/V |  |   |
|--|--|---|
| 1.                                     | <p>Calcule el número de gramos de NaCl y Glucosa necesarios para preparar la disolución según el volumen del balón aforado escogido. Deje constancia de los cálculos:</p> <p>Pesar _____ gramos de NaCl y _____ gramos de Glucosa</p>                    |   |
| 2.                                     | Tare un beaker y pese la glucosa de acuerdo con el cálculo realizado   |    |
| 3.                                     | Tare un papel parafinado y pese el NaCl, de acuerdo con el cálculo realizado. Agregarlo al beaker junto a la glucosa.  |    |
| 4.                                     | Disolver los solutos en agua con máximo a la mitad del volumen total del balón aforado escogido. Agregue agua de la piseta, poco a poco, y AGITE con la varilla de vidrio hasta disolver. Si los solutos están disueltos continúe con el siguiente paso. |    |
| 5.                                     | Coloque un embudo en el balón aforado y pase la solución a través de él.   |   |
| 6.                                     | Agregue agua con la piseta en las paredes internas del beaker. A esta agua se le llamará, agua de lavado, trasládelala al balón, ésta sigue siendo parte de la disolución que se está preparando.  |  |
| 7.                                     | Agregue agua hasta más o menos dos centímetros abajo del aforo.  |  |
| 8.                                     | Tape el balón y agite varias veces por inversión.  |  |
| 9.                                     | Coloque el balón sobre una superficie horizontal y deje reposar unos segundos.   |  |
| 10.                                    | Cuando ya no se observen burbujas agregue agua poco a poco, utilizando la piseta, hasta que el menisco llegue exactamente al aforo.  |  |
| 11.                                    | Muestre a su Profesor la disolución preparada en el balón aforado para verificar el aforo. Quien indicara si el aforo es correcto.   | Firma del profesor aforo correcto   |

**RESULTADOS**

| Capacidad del Balón aforado usado (mL) | CALCULOS | GRAMOS USADOS DE |         |
|--|----------|------------------|---------|
|  |          | NaCl             | GLUCOSA |
|  |          |                  |         |

**D. PREPARACIÓN DE UNA DILUCIÓN**

(Preparación de una solución de hipoclorito de sodio al 0.236% p/v a partir de una solución de hipoclorito de sodio al 4.725% p/v con cloro comercial, Magia blanca)

El hipoclorito de sodio es letal para varios microorganismos, virus y bacterias vegetativas, pero es menos efectivo contra esporas bacterianas, hongos y protozoarios. Estas soluciones deben ser preparadas diariamente. Si usted está en un puesto de salud y necesita desinfectar superficies debe preparar una solución al 0.5% p/v de hipoclorito de sodio. La concentración del cloro magia blanca tiene un rango entre 3.00 – 4.725 % p/v, para esta práctica asumiremos que tiene el límite superior.









**PROCEDIMIENTO**

- Elija un BALON AFORADO (50 o 100 mL)
- Indique el volumen del balón aforado elegido: \_\_\_\_\_ mL\*, se utilizara como volumen total de la solución.

\*El volumen del balón variará dependiendo de los disponibles en el laboratorio, utilice de 50 mL o 100 mL para este procedimiento.

| PASOS PARA LA PREPARACIÓN DE UNA DILUCION |   |
|---|---|
| 1.  | <p>Calcule el número de mililitros de solución de hipoclorito de sodio necesario para preparar la solución al 0.236% p/v. Utilice la fórmula de dilución vista en clase. Deje constancia del cálculo:</p> <p>Se necesitan _____ mililitros de <b>Hipoclorito de sodio al 4.725 % p/v</b> para preparar una solución de Hipoclorito de sodio al <b>0.236% p/v</b>.</p> |



|    |  |  |
|----|--|--|
| 2. | Mida con la pipeta de vidrio de 5 mL (la pipeta debe tener colocado el succionador) los mililitros de Hipoclorito de sodio al 4.725 % p/v calculados y colóquelos en el balón aforado. |   |
| 3. | Agregue agua hasta la mitad de la capacidad del balón aforado y mezcle.  |   |
| 4. | Continúe agregando agua hasta más o menos dos centímetros abajo del aforo  |   |
| 5. | Tape el balón y agite varias veces por inversión.  |   |
| 6. | Coloque el balón sobre una superficie horizontal y deje reposar unos segundos.   |   |
| 7. | Cuando ya no se observen burbujas agregue agua poco a poco, utilizando la piseta, hasta que el menisco llegue exactamente al aforo   |  |
| 8. | Muestre a su Profesor la solución preparada en el balón aforado para verificar el aforo, quien indicara si el aforo es correcto  | Firma del profesor aforo correcto  |

## RESULTADOS

| Capacidad del Balón aforado usado (mL) | CÁLCULOS | mL de HIPOCLORITO DE SODIO al 4.725%p/v para preparar la solución de HIPOCLORITO DE SODIO al 0.236% p/v |
|--|----------|---|
|  |          |   |

### E. PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA: PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN % p/p DE BICARBONATO DE SODIO

Para preparar esta disolución % p/p se empleará medio sobre de una onza de bicarbonato de sodio (sólido) y 200 mL de agua, la densidad del agua es 1g/mL entonces 1 mL de agua es equivalente a 1g de agua.

**En el informe de laboratorio deberán incluir las fotografías de la preparación de la solución.**

#### PROCEDIMIENTO

- Coloque en un recipiente de vidrio o beaker de 250 mL media onza (la mitad de un sobre de una onza) de bicarbonato de sodio (debe ser nuevo, ya que si se encuentra abierto o perforado el bicarbonato de sodio puede absorber agua del ambiente).
- Mida 175 mL de agua con la probeta de 10 mL, agregando el agua al recipiente que contiene el bicarbonato de sodio.
- Disuelva completamente el bicarbonato de sodio agitando con una varilla de agitación.
- Transfiera con cuidado la disolución a una botella plástica vacía de 300 ml de capacidad mínima,
- Mida 15 mL de agua con la probeta de 10 mL y agréguela al recipiente vacío o con residuos de la disolución del paso 3, lavando las paredes, transfiera esta agua de lavado a la botella que contiene la disolución inicial del paso 4.
- Repita el paso anterior para realizar un segundo lavado con 10 mL de agua.
- Cierre la botella y homogenice varias veces por inversión.
- Calcule la concentración de la solución en %p/p (deje constancia de sus cálculos)

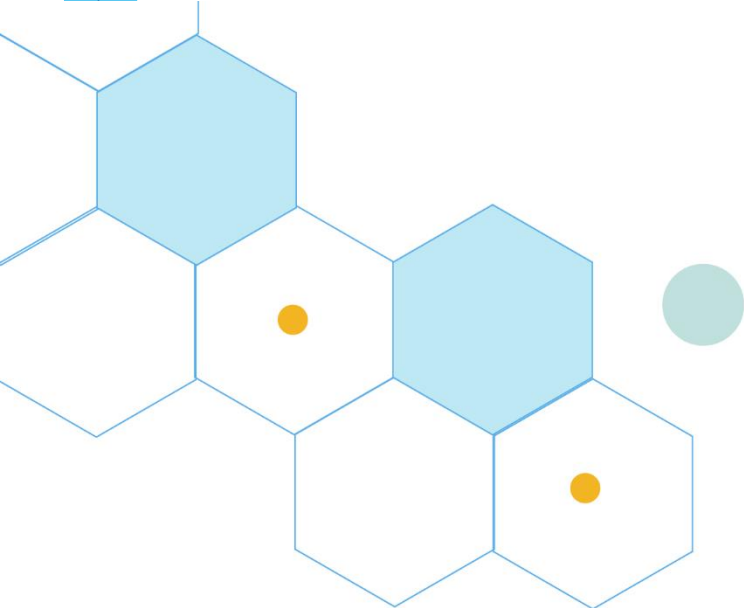
| Masa del soluto (g)                          | Masa del solvente (g) | Masa de la solución (g) | Concentración de la solución %P/P |
|--|-----------------------|-------------------------|-----------------------------------|
|  |                       |                         |                                   |
| Cálculos de la concentración de la solución: |                       |                         |                                   |
|  |                       |                         |                                   |

**V. ANÁLISIS DE RESULTADOS (Escriba en párrafos)****VI. CONCLUSIONES (Escriba en incisos)**

**NOTA: Escribir el objetivo del cual se hace cada conclusión.**

**VII. REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS**

1. Salguero, María. Práctica de laboratorio Semana No. 8. Preparación de Soluciones. Manual de Prácticas de Laboratorio de Química 2023. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas, USAC.
2. Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018.



# Soluciones

---

Elaborado por: Lic. Raúl Hernández Mazariegos



# Semana 9

## SOLUCIONES

Elaborado por: Lic. Raúl Hernández Mazariegos

### I. INTRODUCCIÓN

Las concentraciones de las soluciones se pueden expresar en “Unidades Químicas” como molaridad (**M** = moles/L = milimoles/mL), normalidad (**N** = equivalentes/L = miliequivalentes/mL), molalidad (**m** = moles/Kg de solvente). Para calcular estas concentraciones se deben conocer las cantidades de soluto disuelto, la fórmula del compuesto y si éste actúa como un ácido, base, agente oxidante o reductor o simplemente como una sal, que proporciona electrolitos.

Los electrolitos participan en los procesos fisiológicos del organismo, manteniendo un complejo equilibrio entre el medio intracelular y el medio extracelular. Existen varios electrolitos en el plasma y cada uno tiene una concentración característica. En la siguiente tabla se presentan algunos de ellos y sus concentraciones expresadas en milimoles y miliequivalentes por litro.

**Tabla No.1**  
**Valores de los Electrolitos en el Plasma Sanguíneo**

| Electrolito      | mmol/L    | meq/L   |
|------------------|-----------|---------|
| Na <sup>+</sup>  | 135-145   | 135-145 |
| K <sup>+</sup>   | 3.5- 5.0  | 3.5-5.0 |
| Cl <sup>-</sup>  | 95-106    | 95-106  |
| Ca <sup>+2</sup> | 2.2-2.5   | 4.4-5.0 |
| Mg <sup>+2</sup> | 0.75-1.20 | 1.5-2.4 |

El mantenimiento de un gradiente osmótico preciso de electrólitos es importante ya que afectan y regulan la hidratación del cuerpo, el pH de la sangre y son críticos para las funciones de los nervios y los músculos, e imprescindibles para llevar a cabo todas las funciones normales del organismo.

Muchos medicamentos tienen su concentración expresada en porcentaje o en milimoles y las prescripciones se realizan en miliequivalentes, por lo que se hace necesario efectuar cálculos de conversiones.

En esta práctica de laboratorio se prepararán soluciones de diferentes concentraciones, de algunos solutos y se realizarán los cálculos necesarios para su elaboración.

## II. OBJETIVOS

1. Utilizar correctamente el equipo y materiales para la preparación de soluciones y seguir el procedimiento que se indica.
2. Calcular las cantidades de solutos necesarios para la preparación de soluciones según la concentración requerida.
3. Preparar soluciones molares y normales a partir de cantidades de solutos que se indiquen en el procedimiento.
4. Realizar cálculos de las concentraciones de los solutos presentes en un suero para hidratación oral.

## III. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS

### MATERIAL APORTADO POR LOS ESTUDIANTES

Kit de laboratorio  
Equipo de protección personal  
Un sobre para preparación de **suero oral “ANCALMO”** de coco (para 1 litro).

#### NOTA

**Pregunte a su profesor que material tiene que traer para la Semana No. 10**

Balones aforados de diferentes volúmenes.

Balanzas

Embudos

Pisetas

Agitador magnético / magneto

Papel parafinado

Cloruro de Sodio sólido (NaCl)

Cloruro de Calcio sólido (CaCl<sub>2</sub>)

## IV. PROCEDIMIENTO

### A. PREPARACIÓN DE UNA SOLUCION DE CONCENTRACION MOLAR UTILIZANDO 3.0 GRAMOS DE NaCl

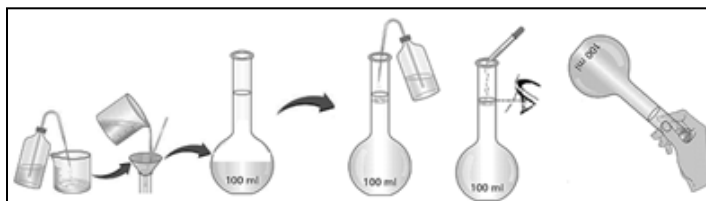
**Volumen del Balón aforado:** \_\_\_\_\_ mL.

1. Cálculos de la Molaridad de la solución que debe preparar utilizando **3.0 gramos de NaCl y el volumen correspondiente al balón aforado** de su equipo. (Deje constancia de los cálculos que realice).

$$M = \frac{\frac{\text{g de soluto}}{\text{pm de soluto}}}{\text{Litros de solución}}$$

**Molaridad de la Solución de NaCl \_\_\_\_\_ M.**

2. Tare un beaker y pese el soluto de acuerdo con el cálculo realizado. Disuélvalo con la mínima cantidad de agua posible (para que al vaciarlo al balón no exceda el volumen de éste, aproximadamente la mitad del volumen del balón). Coloque un embudo (preferentemente de vástago largo), en el balón aforado y trasvase totalmente la disolución. Coloque el balón sobre una superficie horizontal y afore con agua utilizando una piseta o una pipeta. Cuidar que la base del menisco coincida con la línea del aforo. Luego homogenizar la solución tapándola y mezclando por inversión como mínimo 3 veces.



3. El catedrático llena esta parte:

**¿Aforó correctamente la solución de NaCl? SI \_\_\_\_\_ NO \_\_\_\_\_**

## **B. PREPARACIÓN DE UNA SOLUCION DE CONCENTRACION NORMAL UTILIZANDO 1.5 GRAMOS DE CaCl<sub>2</sub>**

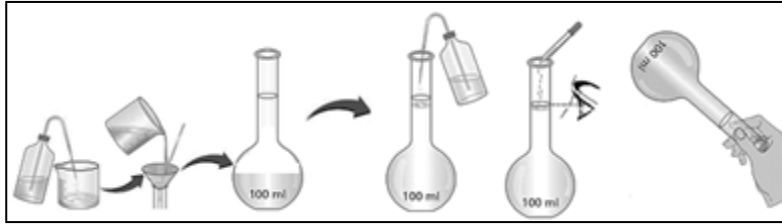
**Volumen del Balón aforado: \_\_\_\_\_ mL**

1. Cálculos de la Normalidad de la solución que debe preparar utilizando 1.5 gramos de CaCl<sub>2</sub> y el volumen correspondiente al balón aforado de su equipo. (Deje constancia de los cálculos que realice).

$$N = \frac{\text{g de soluto}}{\text{peso equivalente de soluto}}$$

**Normalidad de la Solución de CaCl<sub>2</sub> \_\_\_\_\_ N.**

2. Tare un beaker y pese el soluto de acuerdo con el cálculo realizado. Disuélvalo con la mínima cantidad de agua posible (para que al vaciarlo al balón no exceda el volumen de éste, aproximadamente la mitad del volumen del balón)). Coloque un embudo en el balón aforado y trasvase totalmente la disolución. Coloque el balón sobre una superficie horizontal y afore con agua utilizando una piseta o una pipeta de transferencia. Cuidar que la base del menisco coincida con la línea del aforo. Luego homogenizar la solución tapándola y mezclando por inversión por lo menos 3 veces.



3. El catedrático llena esta parte:

¿Aforó correctamente la solución de CaO? SI \_\_\_\_\_ NO \_\_\_\_\_

**C. PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA  
PREPARACIÓN DEL SUERO ORAL “ANCALMO”**

1. Lea la información descrita en el sobre del suero oral "ANCALMO" y observe qué volumen de suero puede prepararse con el contenido del sobre: \_\_\_\_\_ **L de suero oral.**
2. Complete los siguientes cuadros:

| Componente                               |         | Cantidad en gramos |
|--|---------|--------------------|
| Nombre                                   | Fórmula |                    |
|  |         |                    |
|  |         |                    |
|  |         |                    |
| Total en gramos contenidos en la mezcla: |         |                    |

3. Utilizando un recipiente de cocina\* para medir volumen (puede medir 250 o 500 mL de agua purificada), calcule la cantidad de la mezcla de Glucosoral, contenida en un sobre necesaria para preparar el suero en el recipiente escogido. Por ejemplo; si mide de 750 mL de agua, se debe utilizar tres cuartos del contenido del sobre).

\*Ejemplos de utensilios de cocina para medir volúmenes





Volumen del recipiente: \_\_\_\_\_ mL

Cantidad de mezcla de suero que se utilizará: \_\_\_\_\_ g (Deje constancia de los cálculos que realice)

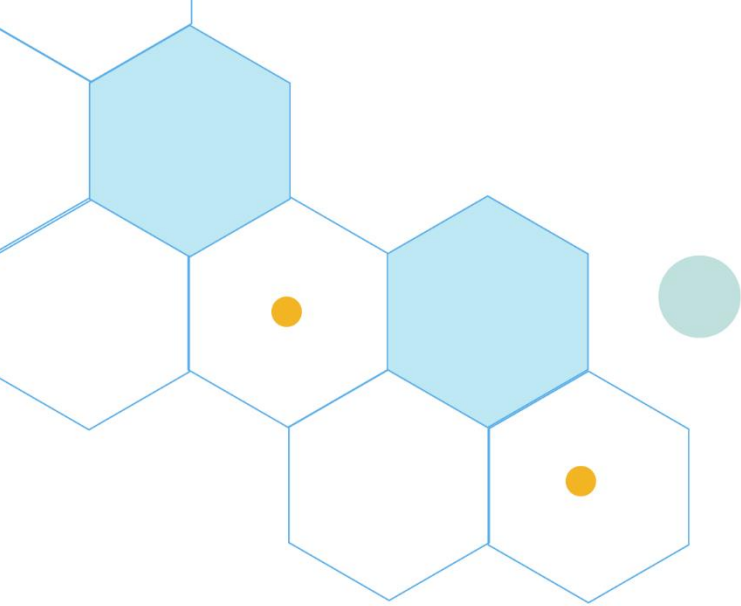
| COMPONENTE  | GRAMOS<br>CONTENIDOS<br>EN EL<br>VOLUMEN<br>PREPARADO | MOLARIDAD | NORMALIDAD    |
|---|---|-----------|---------------|
| Glucosa<br>(Dextrosa)<br>$C_6H_{12}O_6$                 |   |           | ( No aplica ) |
| NaCl  |   |           |               |
| KCl   |   |           |               |
| Citrato<br>trisódico<br>$Na_3C_6H_5O_7$<br>(ES UNA SAL) |   |           |               |

## V. ANALISIS DE RESULTADOS

## VI. CONCLUSIONES

## VII. BIBLIOGRAFÍA

1. Casasola de Leiva, Lucrecia. *Practica de laboratorio, Soluciones. Unidad Didáctica de Química, Facultad de Ciencias Médicas, Universidad de San Carlos de Guatemala, 2020*
2. Rodas Pernillo de Soto, Evelyn. *Practica de laboratorio, Soluciones. Unidad Didáctica de Química, Facultad de Ciencias Médicas, Universidad de San Carlos de Guatemala, 2019*
3. Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug Wiliam S. , Cummings Michael R., Spencer Charlotte A. , Palladino Michel A. *YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018.*



# Soluciones, Coloides y Suspensiones. Osmosis y Diálisis

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.



# Semana 10

## SOLUCIONES, COLOIDES Y SUSPENSIONES. OSMOSIS Y DIÁLISIS

Elaborado por: Lcda. Luisa Fernanda Rosales H.

### I. INTRODUCCIÓN

En esta práctica se observarán algunas características que presentan mezclas como las **disoluciones**, **suspensiones** y **los coloides** para poder diferenciarlas y clasificarlas.

Además, observaremos y determinaremos los procesos de **ósmosis** y **diálisis**, que se basan en el proceso de **difusión**, el cual consiste en el moviendo de partículas desde una región de mayor concentración a otra de menor concentración, hasta igualar la concentración de las partículas en toda la mezcla. Lo que caracteriza a la **ósmosis** y **diálisis** es que el movimiento de agua o partículas debe ser cruzando una membrana semipermeable.

La **ósmosis** consiste en el movimiento de moléculas de agua a través de una membrana semipermeable, desde un medio que posee menor cantidad de solutos disueltos (menos concentrado) hacia un medio que contiene mayor cantidad de solutos disueltos (más concentrado). En cuanto a la **diálisis** es el paso de solutos (iones y moléculas pequeñas) a través de una membrana semipermeable, de una región más concentrada a una región de menor concentración; quedando retenidas las partículas de mayor tamaño (ejemplo macromoléculas biológicas: polisacáridos, proteínas). Este movimiento de partículas continúa hasta igualar la concentración de partículas en ambas regiones.

Se recreará un sistema similar a los biológicos utilizando como membrana semipermeable un segmento de intestino delgado de vaca con la finalidad de comprobar los procesos de **ósmosis** y **diálisis**. Para esto se introducirá en ella una mezcla hipertónica de moléculas pequeñas, iones y una macromolécula. Este sistema se colocará dentro de agua que proveerá un medio hipotónico respecto a la solución contenida en la membrana. Con el tiempo pasará agua al interior de la membrana (**ósmosis**) y saldrán partículas de soluto al exterior de la membrana (**diálisis**). También se observará el paso de una sustancia gaseosa ( $CO_2$ ) y una sal iónica a través de este mismo tipo de membrana semipermeable.

## II. OBJETIVOS

1. Diferenciar entre disoluciones, suspensiones y coloides a través de sus características.
2. Observar el proceso de difusión con o sin membrana semipermeable.
3. Comprobar los procesos de ósmosis y diálisis realizando ensayos de laboratorio.

## III. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS

- |   |   |
|---|---|
| 1. Tubos con Solución, Coloide y Suspensión   | 10. Gradilla                                |
| 2. $\text{KMnO}_4$ al 3% p/v  | 11. Balanza                                 |
| 3. Solución Hipertónica ( $\text{NaHCO}_3$ , $\text{NH}_4\text{Cl}$ , acetona, glucosa y almidón en agua) | 12. Estufa                                  |
| 4. $\text{AgNO}_3$ al 1% p/v  | 13. Baño de maría                           |
| 5. $\text{NaOH}$ al 10% p/v   | 14. Papel pH                                |
| 6. $\text{HCl}$ 3M  | 15. Piseta con agua desmineralizada         |
| 7. 2,4-DNFH   | 16. Segmentos de intestino delgado de vaca. |
| 8. Benedict   |   |
| 9. Lugol  |   |

### \* MATERIAL APORTADO POR LOS ESTUDIANTES

- Kit de laboratorio del grupo de trabajo
- Equipo de protección personal
- Un baja lenguas o un palillo para pincho
- Un puntero laser
- Un metro o una yarda de cáñamo o pita delgada
- Una botella o lata de agua mineral (sin destapar) (**se utilizará UNA por salón**)
- Vinagre

### PARA EL PROCEDIMIENTO EN CASA

Es necesario iniciarlo con al menos 4 días de anticipación a la entrega del informe

- 2 huevos
- Cinta métrica
- 50 gramos de  $\text{NaCl}$  (sal común)

## IV. PROCEDIMIENTO

### A. DETERMINACIÓN DE LAS PROPIEDADES GENERALES DE UNA DISOLUCIÓN, UN COLOIDE (DISPERSIÓN COLOIDAL) Y UNA SUSPENSIÓN.

1. Busque los tubos rotulados como disolución, coloide y suspensión (NO LOS DESTAPE) y observe las siguientes características posee una o dos fases, es una mezcla homogénea, sedimenta al reposar y llene la tabla de resultados.

2. Observación del efecto Tyndall:

- a. Tome el tubo del coloide frente a sus ojos y proyecte de derecha a izquierda el rayo láser del puntero a través del tubo. Es mejor si lo hace en un lugar con poca luz. Si observa la trayectoria del haz luminoso a través de la mezcla presentará efecto Tyndall.
- b. Haga lo mismo para el tubo de la disolución. Si no observa la trayectoria del haz de luz y solo lo ve en las paredes del tubo, no presenta efecto Tyndall.
- c. Complete el siguiente cuadro de resultados

| TUBO No. | Observe los tubos con un/una                    | 1                     | 2                       | 3                            | 4                               |
|----------|---|-----------------------|-------------------------|------------------------------|---------------------------------|
|          |   | Posee una o dos fases | Homogéneo o heterogéneo | Sedimenta al reposar (si/no) | Presenta efecto Tyndall (si/no) |
| 1        | <b>DISOLUCIÓN</b><br>(NaCl /H <sub>2</sub> O)   |                       |                         |                              |                                 |
| 2        | <b>COLOIDE</b><br>(colágeno/H <sub>2</sub> O)   |                       |                         |                              |                                 |
| 3        | <b>SUSPENSIÓN</b><br>(almidón/H <sub>2</sub> O) |                       |                         |                              | X                               |

**B. DETERMINACIÓN DEL PROCESO DE DIFUSIÓN SIN MEMBRANA SEMIPERMEABLE**

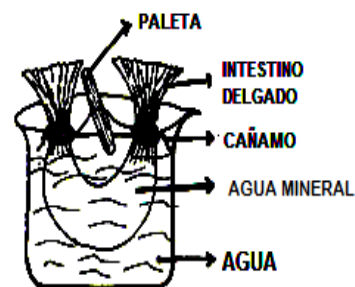
**B.1. Difusión sin membrana semipermeable:**

1. En un beaker coloque 150mL de agua del grifo.
2. Deje caer una gota de KMnO<sub>4</sub> al 3% p/v en el centro del beaker, observe y anote en el cuadro
3. Deje pasar 15 minutos para que ocurra el proceso de difusión, al terminar el tiempo vuelva a observar. ANOTE

| Proceso de difusión           | Fotografía del proceso | Describe la observación |
|-------------------------------|------------------------|-------------------------|
| Al inicio                     |                        |                         |
| Al final (después de 15 min.) |                        |                         |

**C. DIFUSIÓN CON MEMBRANA SEMIPERMEABLE. OSMOSIS Y DIÁLISIS USANDO COMO MEMBRANA SEMIPERMEABLE UN SEGMENTO DE INTESTINO DELGADO DE VACA.**

Observe el siguiente sistema y proceda a armarlo.



1. Amarre con el cáñamo (aprox. 15 cm) un extremo del segmento de intestino delgado que funcionará como membrana semipermeable (no corte el cáñamo).
2. Con una probeta mida 30 mL de la mezcla hipertónica que ya está preparada y viértala dentro del extremo abierto de la membrana.
3. Con el mismo cáñamo amarre el extremo abierto. VERIFIQUE QUE NO HAYA FUGA O DERRAMES DE LA MEZCLA.
4. Tare un beaker, coloque dentro de éste el sistema armado. Anote el peso en el cuadro correspondiente.
5. Coloque la paleta debajo del cáñamo para suspender el segmento de intestino delgado dentro del beaker, trate de que la membrana quede lo más cerca del fondo del beaker. Agregue agua desmineralizada hasta cubrir la membrana. **NO AÑADA AGUA EN EXCESO**
6. Deje pasar 30 minutos para que el proceso de *ósmosis* y *diálisis* ocurra.
7. Al terminar el tiempo, saque la membrana, séquela con papel mayordomo y pese el sistema nuevamente. Anote el peso en el cuadro correspondiente.
8. Al finalizar el proceso se utilizará el **DIALIZADO (solución dentro del beaker)**, para los procedimientos C.2.1 hasta C.2.6

**C.1. COMPROBACIÓN DEL PROCESO DE ÓSMOSIS**

El proceso de *ósmosis* se comprobará determinando el peso del sistema antes y después de estar en contacto con el agua del exterior. El incremento de peso comprobará la entrada de agua (*ósmosis*).

Utilice los pesos tomados anteriormente y llene el cuadro.

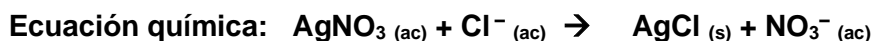
| Peso del sistema                |                                  |                  | ¿Qué <u>molécula entro</u> al interior de la membrana semipermeable? | ¿Qué proceso se comprobó, osmosis o diálisis? |
|---------------------------------|----------------------------------|------------------|--|---|
| Antes de introducir al agua (1) | Después de 30 min en el agua (2) | Peso final (2-1) |  |   |
|                                 |                                  |                  |  |   |

## C.2. COMPROBACIÓN DEL PROCESO DE DIÁLISIS DE IONES, MOLÉCULAS PEQUEÑAS Y MACROMOLECULAS

El proceso de *diálisis* se comprobará haciendo ensayos químicos que demuestren la presencia de iones y moléculas pequeñas, que salieron a través de la membrana semipermeable y se podrá comprobar cómo la molécula de mayor tamaño queda retenida y no atraviesa la membrana semipermeable.

### C.2.1. Determinación de cloruros (Cl<sup>-</sup>)

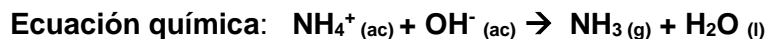
1. Coloque 1 ml del dializado (solución que queda en el beaker) en un tubo de ensayo.
2. Agregue 3 gotas de AgNO<sub>3</sub> al 1% p/v., agite y observe.
3. Si obtiene un **precipitado blanco**, indica la presencia del ion cloruro y el resultado es positivo (+).



| Manifestación | Resultado (+) / (-) | Nombre / fórmula del ion que salió de la membrana | ¿Qué proceso se comprobó? |
|---------------|---------------------|---|---------------------------|
|               |                     |   |                           |

### C.2.2 Determinación del ion Amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>)

1. Coloque 2 ml del dializado en un tubo de ensayo
2. Agregue 10 gotas de NaOH al 10 % p/v. Agite. Coloque inmediatamente una tira de papel pH humedecido con agua desmineralizada sobre la boca del tubo y observe.
3. Una **coloración verde-azul en el papel pH**, indica liberación de amoníaco (NH<sub>3</sub>), procedente del ion amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) y el resultado es positivo (+).



| Manifestación | Resultado (+) / (-) | Nombre / fórmula del ion que salió de la membrana | ¿Qué proceso se comprobó? |
|---------------|---------------------|---|---------------------------|
|               |                     |   |                           |



### C.2.3 Determinación del ion Bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ )

1. Coloque 2 ml del dializado en un tubo de ensayo
2. Agregue 2 a 3 gotas de HCl 3M. Agite y observe
3. La *liberación de gas* indica la presencia de  $\text{CO}_2$  proveniente del ion bicarbonato  $\text{HCO}_3^-$  y el resultado es positivo (+).



| Manifestación | Resultado (+) / (-) | Nombre / fórmula del ion que salió de la membrana | ¿Qué proceso se comprobó? |
|---------------|---------------------|---|---------------------------|
|               |                     |   |                           |

### C.2.4 Determinación de una molécula pequeña, Acetona ( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ )

1. Coloque 2 ml del dializado en un tubo de ensayo
2. Añada 5 gotas de 2,4-DNFH (2,4 -Dinitrofenilhidrazina), agite y observe
3. La **formación de un precipitado amarillo-naranja** indica la presencia de acetona y el resultado es positivo (+).

| Manifestación | Resultado (+) / (-) | Nombre / fórmula del ion que salió de la membrana | ¿Qué proceso se comprobó? |
|---------------|---------------------|---|---------------------------|
|               |                     |   |                           |

### C.2.5 Determinación de una molécula pequeña, Glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )

1. Coloque 2 ml del dializado en un tubo de ensayo
2. Mida el pH del dializado, el cual debe ser mayor a 9, si es necesario, ajuste el pH agregando 2 o 3 gotas de NaOH.
3. Añada 1 ml de solución de Benedict y coloque por 5 minutos en baño de María HIRVIENDO.
4. La formación de **un precipitado desde verde a anaranjado y rojo ladrillo** indica la presencia de glucosa y el resultado es (+).

| Manifestación | Resultado (+) / (-) | Nombre / fórmula de la <i>molécula pequeña</i> que salió de la membrana | ¿Qué proceso se comprobó? |
|---------------|---------------------|---|---------------------------|
|               |                     |   |                           |

**C.2.6 Comprobación de que una macromolécula como el Almidón no atraviesa la membrana semipermeable.**

1. Coloque 2 ml de dializado en un tubo de ensayo.
2. Añada 2 gotas de Lugol, agite y observe.

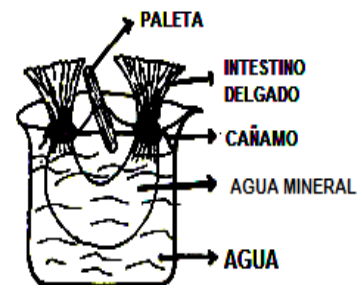
En presencia de almidón, el Lugol reacciona cambiando de color ámbar al color violeta.

| Qué color observa | Resultado (+) / (-) | Nombre de la <u>macromolécula</u> que <u>no salió</u> de la membrana | ¿Qué proceso se comprobó? |
|-------------------|---------------------|--|---------------------------|
|                   |                     |  |                           |

**D. OBSERVACIÓN DE LA DIÁLISIS DE UNA MOLÉCULA PEQUEÑA, GASEOSA: Dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).**

**ESTE PROCESO SE REALIZARÁ UNO PARA TODO EL SALÓN PREGUNTE A SU PROFESOR A QUE GRUPO SE LE ASIGNARÁ ESTE PROCEDIMIENTO. TODOS DEBEN PASAR A OBSERVARLO.**

1. Usando otro segmento de intestino delgado de vaca, vuelva a armar es sistema indicado en procedimiento C, pero ahora coloque dentro 30mL de agua mineral.
2. Añada agua hasta cubrirlo como se muestra en la figura.
3. Deje pasar 10 a 15 minutos para que el proceso de Diálisis ocurra (debe observar el sistema por lo menos 2-3 veces durante este tiempo.)
4. Sin sacar la membrana del beaker, observe si en la parte externa de la membrana hay presencia de burbujas. Esto comprueba la salida del **CO<sub>2</sub>**.



5. Llene el siguiente cuadro:

| Manifestación | Resultado (+) / (-) | Nombre / fórmula de la <u>molécula pequeña</u> salió de la membrana | ¿Qué proceso se comprobó? |
|---------------|---------------------|---|---------------------------|
|               |                     |   |                           |

## E. PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA

### 1. Observación del proceso de ósmosis

La osmosis es el proceso del paso de agua a través de una membrana semipermeable, en este procedimiento se comprobará este proceso. Si el contorno del huevo aumenta de tamaño esto significa que el agua atravesó la membrana al interior del huevo. Si el contorno del huevo disminuye de tamaño significa que el agua atravesó la membrana al exterior del huevo.

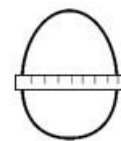
Para este procedimiento necesitara:

- 2 huevos
- Vinagre
- Sal de mesa
- Cinta métrica
- Agua purificada (Salvavidas, Escandia etc.)

## PROCEDIMIENTO

### Preparación de los huevos

- Tres días antes en un recipiente hondo coloque 2 huevos y agregue vinagre suficiente hasta que los cubra.
- Transcurridos los 3 días el cascaron debe haberse desaparecido porque fue disuelto en el vinagre y se observará una membrana, sino es así quite con cuidado el cascaron a manera de dejar expuesta la membrana.
- Después de haber dejar expuesta la membrana mida utilizando la cinta métrica la circunferencia a lo ancho del huevo y anotar en el cuadro.



### Preparación de la solución de NaCl

- Mida 200 mL de agua y pese 30 g de NaCl \* AGITAR HASTA DISOLVER. (\* Si no tiene una balanza puede utilizar la siguiente tabla de equivalencias)

| SUSTANCIA          | CUCHARADA |         | CUCHARADITA |         |
|--------------------|-----------|---------|-------------|---------|
|                    | RASA      | COLMADA | RASA        | COLMADA |
| SAL DE MESA (NaCl) | 15 g      | 20 g    | 5 g         | 7 g     |

Proceder según el siguiente cuadro:

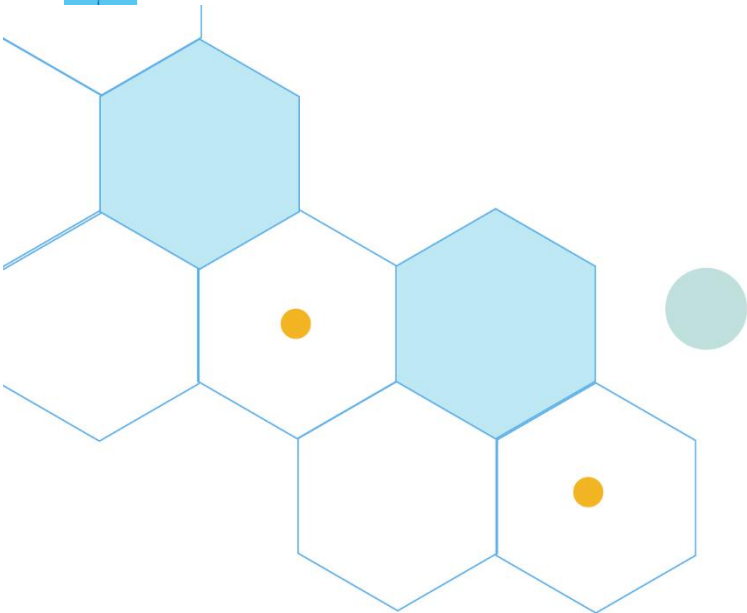
| Huevo No. | Contorno en cm al inicio | Colocarlo en   |   | Contorno en cm al final | ¿Ocurrió el proceso de osmosis?<br>SI / NO | FOTOGRAFIA |
|-----------|--------------------------|--|---|-------------------------|--|------------|
| 1.        |                          | Un beaker o recipiente ancho que contiene la solución de NaCl preparada. | <b>Dejar reposar durante 45 minutos</b> |                         |  |            |
| 2.        |                          | Un beaker o recipiente ancho con 200 mL de agua salvavidas               |   |                         |  |            |

V. **ANÁLISIS DE RESULTADOS (escribir en párrafos)**

VI. **CONCLUSIONES (escribir en incisos)**

VII. **BIBLIOGRAFÍA**

1. Manual de Prácticas de Laboratorio de Química 2023 parte I. Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas, Universidad de San Carlos de Guatemala.
2. Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S. , Cummings Michael R., Spencer Charlotte A. , Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018.



# Velocidad de Reacción y Equilibrio Químico

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar



# Semana 11

## VELOCIDAD DE REACCIÓN Y EQUILIBRIO QUÍMICO

Elaborado por: Lcda. Lilian Judith Guzmán Melgar

### I. INTRODUCCIÓN

La velocidad de la reacción estudia la rapidez a la que se consumen los reactivos para formar productos. Varios factores afectan la velocidad de reacción siendo estos:

- Concentración
- Temperatura
- Catalíticos
- Área superficial

En las reacciones reversibles hay una reacción directa y una inversa y cada una de ellas se lleva a cabo a determinada velocidad, Cuando ambas reacciones tienen la misma velocidad y las cantidades de reactivos y productos permanecen constantes se establece el equilibrio químico.

El equilibrio químico se ve afectado por los siguientes factores:

- Temperatura
- Concentración
- Presión

En la presente práctica realizaremos procedimientos en donde se observarán los factores que afectan la velocidad de reacción y los factores que afectan el equilibrio químico.

### II. OBJETIVOS

1. Determinar cómo afecta el cambio de temperatura, concentración, área superficial y catalíticos la velocidad de reacción.
2. Determinar cómo se afecta el equilibrio químico los factores concentración y temperatura utilizando el Principio de Le Chatelier.

### III. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS

1. HCl 1M
2. HCl 5M
3. KOH 20% p/v
4. Solución en equilibrio de  $K_2CrO_4$
5. Solución de  $Co(H_2O)_6^{+2}$  (en tubos con tapón de rosca)
6. Láminas o granallas de Zinc
7. Zinc en polvo
8. Solución de KI
9. Frascos goteros con  $CHCl_3$  (cloroformo)
10. Estufa eléctrica
11. Gradillas

#### MATERIALES APORTADOS POR LOS ESTUDIANTES

- Kit de laboratorio
- Equipo de protección personal
- 1 frasco pequeño de  $H_2O_2$  (agua oxigenada)
- 1 zanahoria cruda
- Hielo (3 a 4 cubos)

## V. PROCEDIMIENTO

### A. “FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCION”

#### A.1. CONCENTRACIÓN

La velocidad de una reacción aumenta cuando las concentraciones de los reactivos aumentan. Cuando hay más molécula en reacción puede ocurrir más colisiones que formen productos y la reacción avanza más rápido.

#### PROCEDIMIENTO:

Numere dos tubos de ensayo y proceda de acuerdo con el siguiente cuadro:

| TUBO | COLOQUE<br>2 mL | AGREGUE AL<br>MISMO<br>TIEMPO 1<br>lamina o<br>granalla de zinc | Ecuación de la reacción | Manifestación | La reacción<br>ocurre a<br>mayor /<br>menor<br>velocidad* |
|------|-----------------|---|-------------------------|---------------|---|
| 1    | HCl 1M          | ZINC  |                         |               |   |
| 2    | HCl 5M          | ZINC  |                         |               |   |

\*Se determina la velocidad anotando el tiempo cuando inicia la liberación de gas.

#### A.2. TEMPERATURA

El aumento de temperatura aumenta la velocidad de reacción de la mayoría de las reacciones químicas.

#### PROCEDIMIENTO:

Prepare dos beakers de  $\pm 100$  mL, uno con 60 mL de agua caliente a  $80^\circ$  y otro con 60 mL de agua pero a  $0 - 10^\circ$ , debe agregar los cubos de hielo solicitados. Por otro lado prepare dos tubos de ensayo según la siguiente tabla:

| TUBO | Colocar<br>en<br>cada<br>tubo | AÑADA                             |  | AÑADA AL<br>MISMO<br>TIEMPO | TIEMPO DE LA<br>REACCION* | VELOCIDAD DE<br>REACCIÓN<br>Mayor o menor |
|------|-------------------------------|-----------------------------------|--|-----------------------------|---------------------------|---|
| 1    | 1 mL de<br>$\text{CHCl}_3$    | 2 mL de<br>$\text{H}_2\text{O}_2$ | Coloque un tubo<br>en cada uno de<br>los beakers<br>preparados e<br>inmediatamente | 10 gotas<br>De KI           |                           |   |
| 2    |                               |                                   |  |                             |                           |   |

\*Tome el tiempo final cuando observe en la fase inferior un color morado

**NOTA:**  $\text{CHCl}_3$  se utilizó únicamente como solvente del  $\text{I}_2$  producido en la reacción.

**ECUACIÓN:**

MORADO

**A.3. AREA SUPERFICIAL**

Un aumento en el área superficial (disminución del tamaño de la partícula aumenta la velocidad de reacción.

**PROCEDIMIENTO:**

Numere dos tubos de ensayo y proceda de acuerdo con el siguiente cuadro:

| TUBO | COLOQUE<br>2 mL | AGREGUE AL<br>MISMO<br>TIEMPO 1 | Ecuación de la reacción | Manifestación | La reacción<br>ocurre a<br>mayor /<br>menor<br>velocidad* |
|------|-----------------|---------------------------------|-------------------------|---------------|---|
| 1    | HCl 1M          | 1 GRANALLA<br>DE ZINC           |                         |               |   |
| 2    | HCl 1M          | 0.1 g DE<br>POLVO DE<br>ZINC    |                         |               |   |

\*Se determina la velocidad anotando el tiempo cuando inicia la liberación de gas.

**B. “CAMBIO EN LAS CONDICIONES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO: EL PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER”****B.1. EFECTO DEL CAMBIO DE TEMPERATURA SOBRE EL EQUILIBRIO.**

En las reacciones ENDOTERMICAS el calor se considera como un reactivo. De acuerdo con el principio de Le Châtelier al aumentar la temperatura de una reacción endotérmica, la respuesta del sistema en equilibrio es desplazarse en la dirección de los productos para eliminar calor.

En las reacciones EXOTÉRMICA el calor se considera como un producto y al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia los reactivos para eliminar calor.

Sucedirá lo inverso con la disminución de calor, en cada caso.

**PROCEDIMIENTO:**

1. Se le proporcionaran dos tubos con rosca (**NO DEBE ABRIRLOS**) estos contienen el sistema en equilibrio siguiente:



COLOR ROSADO

COLOR AZUL



- El **tubo 1** le servirá de **Control** *unicamente* observe el color morado que presenta.
- Introduzca el **tubo 2** en un baño de María con agua hirviendo hasta observar un cambio de color (azul) y **saquelo inmediatamente**.
- Luego, enfríe el **tubo 2** en un beacker con agua fría (con hielo) hasta observar el cambio de color (rosado) y anote el color.

5. Complete la siguiente tabla

| Tubo             | COLOR a temperatura ambiente | COLOR después de calentar en baño de María | Al calentar el equilibrio se desplaza hacia: Derecha / izquierda | COLOR después de enfriar en hielo | Al enfriar el equilibrio se desplaza hacia: Derecha / izquierda |
|------------------|------------------------------|--|--|-----------------------------------|---|
| <b>1 Control</b> | <i>Morado</i>                |  |  |                                   |   |
| <b>2</b>         |                              |  |  |                                   |   |

## B.2 EFECTO DE LOS CAMBIOS DE CONCENTRACIÓN SOBRE EL EQUILIBRIO:

- Se le proporcionaran una solución en equilibrio de  $K_2CrO_4$  que contiene el siguiente sistema en equilibrio:



- Coloque 2 mL de solución en equilibrio de  $K_2CrO_4$  para el **tubo 1**. Este le servirá de **Control únicamente** observe el color amarillo del contenido.
- Coloque 2 mL de solución en equilibrio de  $K_2CrO_4$  para el **tubo 2** y proceda según el siguiente cuadro:

| TUBO  | Agregue 2 ml de                      | COLOR al inicio | AGREGUE   | COLOR al agregar HCl                                      | AGREGUE                                  | COLOR al agregar KOH |
|---|--------------------------------------|-----------------|---|---|--|----------------------|
| <b>1 CONTROL</b>  | Solución en equilibrio de $K_2CrO_4$ | <i>Amarillo</i> | X   | X   | X  | X                    |
| <b>2</b>  | Solución en equilibrio de $K_2CrO_4$ |                 | 1 gota de HCl 5 M.<br>Agite y observe                               |   | 5 gotas de KOH 20%p/v<br>Agite y observe |                      |
| Lea en el procedimiento la ecuación del sistema en equilibrio y responda de acuerdo con el color obtenido en el tubo No. 2: |                                      |                 |   |   |  |                      |
|   |                                      |                 | Hacia donde se desplaza el equilibrio<br><b>DERECHA / IZQUIERDA</b> | Indique si $\uparrow$ o $\downarrow$ la concentración de: |  |                      |
| a)  | Al agregarle HCl al tubo 2           |                 |   | [ $K_2CrO_4$ ] ___ y [ $K_2Cr_2O_7$ ] ___                 |  |                      |
| b)  | Al agregarle KOH al tubo 2           |                 |   | [ $K_2CrO_4$ ] ___ y [ $K_2Cr_2O_7$ ] ___                 |  |                      |

## C. PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA

### C.1 EFECTO DE UN CATALITICO EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

Un catalizador acelera una reacción al reducir la energía de activación, lo que permite que más colisiones de los reactivos tengan suficiente energía para formar productos.

En este ensayo se utilizará el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada ( $H_2O_2$ ) que es un líquido muy inestable y que se descompone LENTAMENTE en agua y oxígeno. La luz del día también favorece la descomposición del peróxido de hidrógeno, por lo que debe conservarse en envases opacos.

Se añadirá una enzima (catalizador biológico) conocida como peroxidasa o catalasa contenida en la zanahoria, la cual disminuirá la energía de activación haciendo que la reacción sea RÁPIDA.

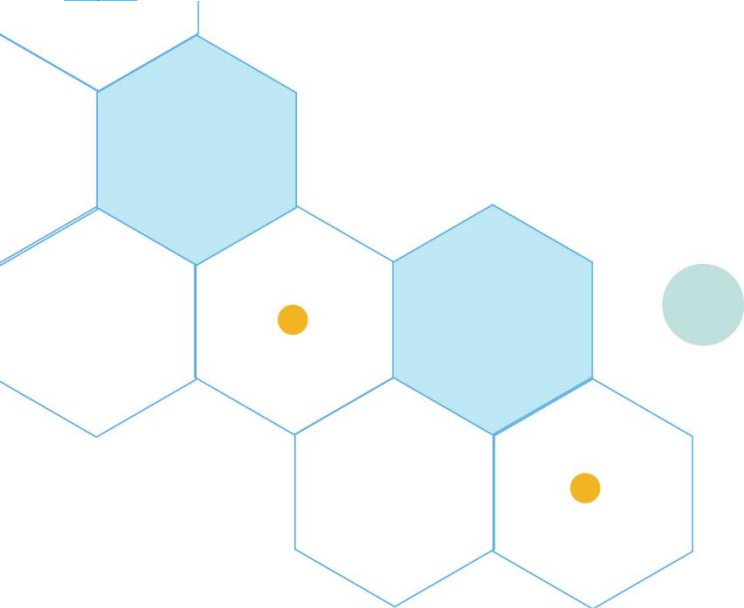
**PROCEDIMIENTO**

1. Numere 2 tubos de ensayo como 1 y 2
2. Haga 2 trozos de zanahoria de un tamaño menor al de la boca del tubo de ensayo y con un largo de 1-2 cm.
3. Al finalizar el procedimiento tome una fotografía de los tubos 1 y 2 donde debe aparecer el estudiante.
4. Siga las instrucciones del cuadro.:

| Tubo | Coloque 3mL                   | Agregue   | Ecuación de la reacción* | Manifestación | Se observó la reacción SI/NO |
|------|-------------------------------|---|--------------------------|---------------|------------------------------|
| 1    | H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> | SIN catalizador   | X                        |               |                              |
| 2    | H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> | CON catalizador<br>Agregue 1 Trozo pequeño de zanahoria dentro del tubo |                          |               |                              |

**IV. ANALISIS DE RESULTADOS****V. CONCLUSIONES****VI. BIBLIOGRAFÍA**

1. Rosales, Luisa. Manual de prácticas de laboratorio 2023. Unidad didáctica de química. Facultad de ciencias Médicas, USAC 2023
2. Prácticas de Laboratorio Unidad Didáctica de Química. Facultad de Ciencias Médicas. USAC 2020.
3. Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S., Cummings Michael R., Spencer Charlotte A., Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018.



# Medición de pH, Electrolitos y Titulación Ácido Base

Elaborado por: Lcda. Vivian Margarita Sánchez Garrido



# Semana 12

## MEDICION DE pH, ELECTROLITOS Y TITULACION

Elaborado por: Lcda. Vivian Margarita Sánchez Garrido

### I. INTRODUCCIÓN

El **pH**, potencial de hidrógeno, es una medida para determinar el grado de alcalinidad o acidez de una disolución. La medición del **pH** determina la concentración de  $[H_3O^+]$  en una disolución, para lo cual se pueden utilizar diferentes métodos como, el potenciómetro, indicadores de pH y papel pH (papel tornasol).

Un **electrolito** es cualquier sustancia que produce iones al disolverse en agua y cuya disolución conduce la electricidad. Estas sustancias pueden ser ácidos, bases o sales. Las sustancias que producen solo algunos iones junto con muchas moléculas cuando se disuelve en agua, serán conductores débiles de la electricidad, en tanto los que se ionizan por completo cuando se disuelven en agua serán buenos conductores de la electricidad.

En una **titulación ácido-base**, una muestra de ácido es neutralizado con una cantidad conocida de una base. A partir del volumen y la concentración conocida (estándar) de la base, se calcula la concentración del ácido. También se puede titular una muestra básica.

### II. OBJETIVOS

1. Determinar el valor de pH de diversas sustancias, utilizando potenciómetro, indicadores y papel pH.
2. Clasificar las sustancias usadas en la presente práctica, como ácidas, básicas o neutras, de acuerdo a los valores de pH
3. Calcular la concentración de iones Hidrógeno a partir del valor pH, expresándolo en notación científica.
4. Clasificar las disoluciones como electrolito fuerte, electrolito débil o no electrolito, de acuerdo al resultado del aparato para determinar la conductividad de la sustancia.
5. Calcular concentraciones desconocidas de sustancias ácidas y básicas utilizando la titulación ácido-base.
6. Reconocer el punto final en una titulación ácido-base.
7. Aplicar la fórmula del punto de equivalencia para encontrar una concentración desconocida por titulación ácido-base

## I. MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS

1. Frasco No. 1 Solución de NaCl al 1 % p/v
2. Frasco No. 2 Solución de HCl al 1% p/v
3. Frasco No. 3 Solución de CH<sub>3</sub>COOH al 1% p/v
4. Frasco No. 4 Solución de NH<sub>4</sub>OH al 1% p/v
5. Frasco No. 5 Solución de NaOH al 1% p/v
6. Frasco No. 6 Solución de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> al 1% p/v
7. Indicador Fenolftaleína
8. Indicador Rojo neutro
9. Buretas con solución estándar ácida 0.1N
10. Buretas con solución estándar básica 0.1N
11. Solución de HCl de concentración desconocida
12. Solución de NaOH de concentración desconocida
13. Potenciómetros
14. Papel pH con su respectiva escala de colores
15. Pissetas con agua desmineralizada
16. Agitador magnético / magneto
17. Aparato para medir la conductividad eléctrica

### \* MATERIAL APORTADO POR LOS ESTUDIANTES

- Kit de laboratorio
  - 2 hisopos
  - 1 bebida rehidratante **SIN COLOR** (Gatorade, Powerade o Revive) \*
  - 1 frasco de 60 mL de antiácido (Leche de Magnesia Phillips) \*
- \* uno por salón**

#### Para procedimiento en casa:

- 2 hojas de repollo morado
- 5mL de vinagre
- 5 mL de líquido limpia vidrios (sin color) que contenga amoníaco NO alcohol
- 5 mL de agua gaseosa 7up
- 5 mL de cloro

## III. PROCEDIMIENTO

### A. DETERMINACIÓN DE SUSTANCIAS ÁCIDAS O BÁSICAS

#### A.1. Medición con papel pH

El Papel pH es un papel especial que tiene impregnado una mezcla de indicadores que se utiliza para medir la concentración de Iones H<sup>+</sup> contenidos en una sustancia o disolución.

La escala de pH es un rango de números, por lo general de 0 a 14, que representan la concentración de [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] de la disolución. En una disolución ácida, el pH está debajo de 7; en las disoluciones básicas, el pH está arriba de 7. Matemáticamente, el pH es el logaritmo negativo de la concentración de ion hidronio:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ .



#### Procedimiento:

1. Preparación del antiácido: a) En un tubo de ensayo coloque **10ml** agua y **15 gotas** del ANTIÁCIDO (leche de magnesia Phillips) y agite hasta que se vea homogéneo.  
b) Deje reposar por 2 minutos y traslade el *sobrenadante*\* a otro tubo rotulado como Tubo No.1.

\*Sobrenadante: Líquido que queda sobre un sedimento o precipitado, después de producida la sedimentación.

2. Agregue 10mL de BEBIDA REHIDRATANTE sin color al Tubo No. 2.
3. Realice las mediciones de pH que se indican a continuación:
  - a) Coloque un trozo de papel pH en una superficie limpia y seca (vidrio de reloj) y con una varilla de vidrio tome una gota del **antiácido**, del tubo No. 1, y humedezca el papel pH.
  - b) Compare inmediatamente el color obtenido con la escala de pH y anote el valor en el cuadro de resultados.
  - c) Limpie la varilla con agua y séquela para volverla a utilizar.
  - d) Repita los pasos anteriores con la **bebida rehidratante**.

### A.2. Medición con potenciómetro

El **Potenciómetro portátil** tiene electrodos que pueden sumergirse en soluciones o mezclas y la lectura del pH se hace en la pantalla, se pueden obtener datos hasta con dos decimales. Se utiliza cuando se necesita mucha precisión o en sustancias muy coloreadas, las cuáles pueden afectar visualización del color en el papel pH o en los indicadores.



#### Procedimiento:

1. Quite el tapón del potenciómetro, introdúzcalo en el tubo No. 1
2. Conéctelo, espere a que los números en la pantalla se estabilicen (que permanezca el mismo valor  $\pm 1$  decima), esto puede tardar. Realice la lectura del valor de pH.
3. Saque el potenciómetro del tubo, lave el electrodo con agua desmineralizada y séquelo.
4. Determine si el valor es de una sustancia ácida, neutra o básica según la escala de pH, anote los datos en el cuadro de resultados.
5. Repita el procedimiento para el tubo No.2

| RESULTADOS: |                     | A.1. Papel pH      |             |                     | A.2. Potenciómetro         |                     |
|-------------|---------------------|--------------------|-------------|---------------------|----------------------------|---------------------|
| Tubo No.    | Contenido           | Color del papel pH | Valor de pH | Ácido/ Base/ Neutro | Valor pH con Potenciómetro | Ácido/ Base/ Neutro |
| 1.          | Antiácido           |                    |             |                     |                            |                     |
| 2.          | Bebida rehidratante |                    |             |                     |                            |                     |

\*Guarde estos tubos porque los utilizará en los siguientes procedimientos.

### A.3. Medición de pH con indicadores

**Indicadores de pH:** Los indicadores de ácido-base son compuestos que cambian de color cuando se protonan o desprotonan, este cambio de color ocurre en un rango de pH específico.

Utilice los colores de los indicadores de pH de la siguiente tabla para determinar si la disolución es ácida o básica.

#### INDICADORES DE pH

| Nombre del Indicador | Color que presenta en pH ácido | Color que presenta en pH básico |
|----------------------|--------------------------------|---------------------------------|
| Fenolftaleína        | Incoloro                       | Rosado                          |
| Rojo Neutro          | Fucsia                         | Ámbar                           |

#### A.3.1. Medición de pH con indicador fenolftaleína

- Tome un hisopo, humedezca el algodón con el Antiácido del Tubo 1
- Agregue una gota de fenolftaleína al hisopo.
- Observe de qué color se torna e indique si es ácido o básico de acuerdo a la tabla de Indicadores de pH, anote los resultados en el cuadro.
- Repita el procedimiento a, b y c con la Bebida rehidratante del Tubo 2



#### RESULTADOS

| Hisopo con:       | Color que generó el indicador fenolftaleína | La sustancia en el Hisopo es Ácida o Básica |
|-------------------|---|---|
| Antiácido         |   |   |
| Bebida hidratante |   |   |

#### A.3.2. Medición de pH con indicador rojo neutro

- Agregue 3 gotas de indicador Rojo neutro a cada tubo, 1 y 2, y agite.
- Observe de qué color se torna cada tubo e indique si es ácido o básico, de acuerdo con la tabla de Indicadores de pH.
- Escriba sus resultados en el cuadro.



#### RESULTADOS

| Tubo con:         | Color que generó el indicador rojo neutro | La sustancia es Ácida o Básica |
|-------------------|---|--------------------------------|
| Antiácido         |   |                                |
| Bebida hidratante |   |                                |



## B. DETERMINACIÓN DE ELECTROLITOS FUERTES, DÉBILES Y NO ELECTROLITOS Y SUS RESPECTIVOS pH.

Las sustancias que se disocian en agua tienen la propiedad de conducir la electricidad y se denominan **electrolitos**, mientras más se disocian, más conducen la electricidad.

**Los electrolitos fuertes** son aquellos solutos que, en solución, existen exclusivamente (o casi exclusivamente) como iones. Se puede predecir que los ácidos fuertes, bases fuertes y casi todas las sales solubles, son electrolitos fuertes. Ionizados en un 100%.

**Los electrolitos débiles** son aquellos solutos que existen en solución principalmente en forma de moléculas, pero hay una pequeña fracción que está en forma de iones. Se puede predecir que los ácidos y bases débiles son electrolitos débiles. Ionizados parcialmente.

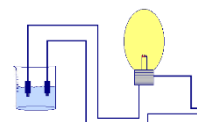
**Los no electrolitos** existen solo en forma de moléculas y no se disocian en iones al disolverse en agua.

### Procedimiento:

1. Utilizará los frascos con soluciones del No. 1 al 6, ordénelos por número y sustancia de acuerdo al cuadro de resultados. Tenga el cuidado de no confundir las tapaderas para evitar contaminar las soluciones.
2. Con cada una de las soluciones realice los siguientes procedimientos:

#### B.1. Medición de la conductividad eléctrica:

- a. Esta medición la realizará con el aparato de conductividad eléctrica.
- b. Conéctelo e introduzca los electrodos dentro de la solución, determine según la intensidad de la luz que se produce o que no se produce, si es Electrolito fuerte, electrolito débil o No electrolito.
- c. Desconéctelo, lave con agua y seque los electrodos después de cada determinación para NO CONTAMINAR LAS SOLUCIONES.
- d. Anote los resultados en el cuadro.



#### B.2. Medición de pH con potenciómetro:

- a. Quite el tapón del potenciómetro, introdúzcalo en el frasco de la solución,
- b. Conéctelo, espere a que los números en la pantalla se estabilicen (que permanezca el mismo valor  $\pm 1$  decima), esto puede tardar. Realice la lectura del valor de pH.
- c. Realice cálculos para determinar la concentración de iones hidrógeno de acuerdo al valor del pH del potenciómetro.

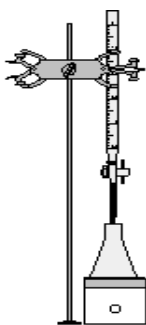


d. Determine si es ácido, neutro o básico según la escala de pH.

| RESULTADOS: |  | B.1. CONDUCTIVIDAD ELECTRICA                                  | B.2. MEDICIÓN DE pH CON POTENCIOMETRO |   | ACIDO/<br>NEUTRO/<br>BASICO |
|-------------|--|---|---------------------------------------|---|-----------------------------|
| FRASCO No.  |  | Electrolito débil /<br>electrolito fuerte /<br>no electrolito | Valor de pH                           | Calcule $[H^+]$<br>use notación científica<br>Ejemplo: $1 \times 10^{-7}$ |                             |
| 1           | NaCl   |   |                                       |   |                             |
| 2           | HCl  |   |                                       |   |                             |
| 3           | CH <sub>3</sub> COOH                                       |   |                                       |   |                             |
| 4           | NH <sub>4</sub> OH   |   |                                       |   |                             |
| 5           | NaOH   |   |                                       |   |                             |
| 6           | C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub><br>(glucosa) |   |                                       |   |                             |

Calculo de  $[H^+] = \text{Antilog } -\text{pH}$ , en su pantalla de la calculadora verá (10 —)

### C. TITULACION ACIDO-BASE



La titulación consiste en colocar una alícuota (pequeña cantidad de la muestra) de la solución en un recipiente como un beacker o un erlenmeyer, se adiciona agua y algunas gotas de indicador. La solución estándar se coloca en una bureta y se deja caer gota a gota en el recipiente que contiene la solución a titular e indicador, agitando continuamente en forma circular, manualmente o con un agitador magnético, hasta alcanzar el “**punto final**” que es el viraje de color que observaremos, gracias al indicador del pH utilizado. Este se observará ligeramente después de haber alcanzado el “**punto de equivalencia**”, que ocurre cuando se igualan los equivalentes del estándar con los equivalentes de la muestra y se expresa de siguiente manera:

**Fórmula para calcular Normalidad y volúmenes en el Punto de equivalencia:**

$$N_a \times V_a = N_b \times V_b$$

Normalidad del ácido x Volumen del ácido = Normalidad de la base x Volumen de la base

**C.1. TITULACIÓN DE UNA SOLUCIÓN ACIDA**

- Su profesor le proporcionará una muestra de HCl de concentración desconocida para titular. Número o clave asignado que identificará ésta titulación ácida = \_\_\_\_\_
- Anote los mililitros de **HCl** que titulará en un erlenmeyer. **Va = \_\_\_\_\_ mL**
- Adicione al erlenmeyer 20 ml de agua (para facilitar la titulación, este volumen no se toma para los cálculos).
- Agregue tres gotas de indicador fenolftaleína y agite. La solución queda incolora (ácida).
- Para titular use la bureta con la solución estándar básica, **Nb = NaOH 0.1 N**
- Enrace la bureta (esto es que el volumen del líquido dentro de la bureta coincida con una medida exacta en la escala de la bureta). Anote, Volumen inicial \_\_\_\_\_ mL.
- Coloque el magneto dentro del erlenmeyer y éste sobre el agitador magnético. Coloque la bureta con NaOH sobre el erlenmeyer con HCl. Inicie la agitación continua.
- Agregue gota a gota la solución estándar de NaOH, agitando continuamente, hasta observar un cambio a una coloración *rosa pálido* (este es el *punto final* de la titulación). En ese momento, debe cerrar la llave de la bureta.
- Anote el volumen final \_\_\_\_\_ mL de la bureta. Reste el Volumen final al volumen inicial. Se utilizó un volumen de solución estándar de NaOH **Vb = \_\_\_\_\_ mL**
- Calcule **Na** (concentración del **HCl**). **Deje constancia del cálculo:**
- Pregunte a su profesor si el resultado de la concentración del HCl es el esperado: SI \_\_\_\_\_ NO \_\_\_\_\_

**RESULTADOS**

|  |  |
|--|--|
| 1. Volumen usado del ácido de concentración desconocida. (Va)                            |  |
| 2. Normalidad de la base usada (Nb)  |  |
| 3. Volumen de la base usado en la neutralización (Vb)                                    |  |
| 4. Calcule la normalidad del ácido usando la siguiente fórmula: <b>Na x Va = Nb x Vb</b> |  |

**C.2. TITULACIÓN DE UNA SOLUCIÓN BÁSICA**

- a. Su profesor le proporcionará una muestra de NaOH de concentración desconocida para titular. Número o clave asignado que identificará ésta titulación básica = \_\_\_\_\_
- b. Anote los mililitros de NaOH que titulará en un erlenmeyer. **Vb = \_\_\_\_\_ mL**
- c. Adicione al erlenmeyer 20 ml de agua (para facilitar la titulación, este volumen no se toma para los cálculos).
- d. Agregue tres gotas de indicador fenolftaleína y agite. La solución queda rosada (básica).
- e. Para titular use la bureta con la solución estándar ácida, **Na = HCl 0.1 N**
- f. Enrase la bureta (esto es que el volumen del líquido dentro de la bureta coincida con una medida exacta en la escala de la bureta). Anote, Volumen inicial \_\_\_\_\_ mL.
- g. Coloque el magneto dentro del erlenmeyer y éste sobre el agitador magnético. Después coloque la bureta con HCl sobre el erlenmeyer con NaOH. Inicie la agitación continua.
- h. Agregue gota a gota la solución estándar de HCl, agitando continuamente, hasta observar un cambio de color a incoloro (este es el punto final de la titulación). En ese momento, debe cerrar la llave de la bureta.
- i. Anote el volumen final \_\_\_\_\_ mL de la bureta. Reste el Volumen final al volumen inicial. Se utilizó un volumen de solución estándar de HCl **Va = \_\_\_\_\_ mL**
- j. Calcule **Nb** (concentración del NaOH). **Deje constancia del cálculo:**
- k. Pregunte a su profesor si el resultado de la concentración del HCl es el esperado:
  - a. SI \_\_\_\_\_ NO \_\_\_\_\_.

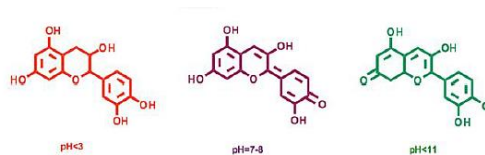
**RESULTADOS**

|   |  |
|---|--|
| 1. Volumen usado de la base de concentración desconocida (Vb)                             |  |
| 2. Normalidad del ácido utilizado (Na)  |  |
| 3. Volumen del ácido utilizado en la neutralización (Va)                                  |  |
| 4. Calcule la normalidad de la base usando la siguiente fórmula: <b>Na x Va = Nb x Vb</b> |  |

### D. PROCEDIMIENTO PARA REALIZAR EN CASA

#### MEDICIÓN DE pH CON INDICADOR NATURAL DE REPOLLO MORADO.

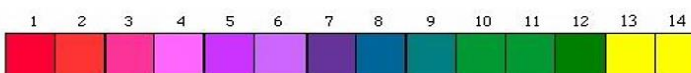
El repollo morado contiene un colorante que se llama antocianina, que le da el color morado. El colorante se separa del repollo cuando se pone en agua caliente o se hierve. Este colorante reacciona muy rápido con ácidos y bases, por eso el agua cambia el color.



#### INDICADOR DE REPOLLO MORADO

| Color que adquiere | Medio en el que está |
|--------------------|----------------------|
| Rosa o rojo        | Ácido                |
| Azul oscuro        | Neutro               |
| Verde              | Básico               |

#### ESCALA DE pH - PARA EXTRACTO DE REPOLLO MORADO



#### Preparación del indicador

- Corte las hojas de repollo y colóquelas en un recipiente.
- Cúbralas con agua y póngalas a hervir por 5 minutos.
- Deje enfriar la solución.
- Filtre el líquido obtenido y resérvelo, éste es el indicador que utilizará.



#### Procedimiento

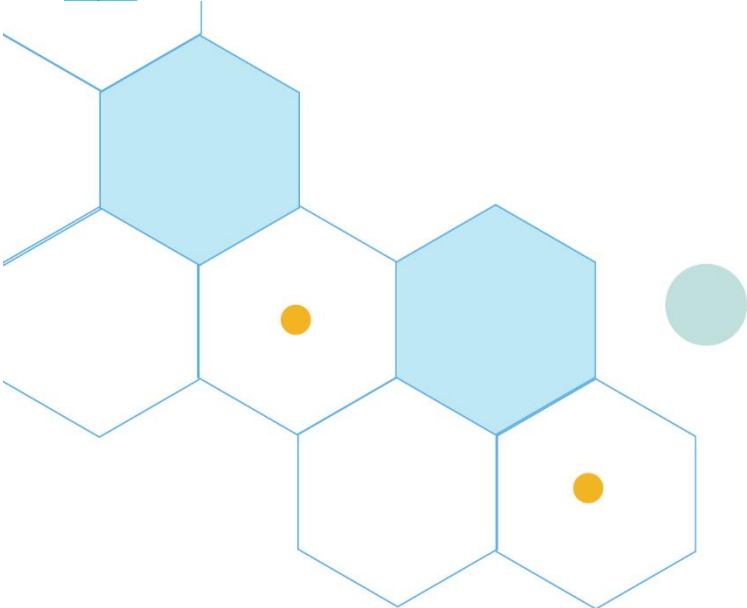
- Tome 4 tubos de ensayo y numérelos de 1 a 4.
- Ahora, siga el procedimiento que le indica el siguiente cuadro,

#### RESULTADOS

| Tubo No. | Coloque 5 mL de:                                     | Agregue con una pipeta de transferencia   | COLOR OBTENIDO | ACIDO, NEUTRO O BÁSICO, según la escala de colores para el repollo morado |
|----------|--|---|----------------|---|
| 1        | Vinagre  | <i>indicador de repollo morado</i> , gota a gota, y agitando, hasta obtener cambio de color en cada tubo. |                |   |
| 2        | Líquido para limpiar vidrios (que contenga amoníaco) |   |                |   |
| 3        | Agua gaseosa 7up                                     |   |                |   |
| 4        | Cloro  |   |                |   |

**IV. ANALISIS DE RESULTADOS** (escribir en párrafos)**V. CONCLUSIONES** (escribir en incisos) Escribir el objetivo del cual se hace cada conclusión.**VI. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

- Fratti, Isabel. Practica de laboratorio, Soluciones y Titulación acido-base. Unidad Didáctica de Química, Facultad de Ciencias Médicas, Universidad de San Carlos de Guatemala, 2023
- Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S. , Cummings Michael R., Spencer Charlotte A. , Palladino Michel A. YP. QUIMICA. Pearson, editor. México; 2018.
- *Azul de bromotimol, Fenolftaleína, Rojo neutro:*  
<https://books.google.com.gt/books?id=H-8vZYdL70C&pg=PA243&dq=indicador+rojo+neutro&hl=es-419&sa=X&ved=0ahUKEwiz9 X9 vndAhUGq1MKHRxdA2qQ6AEIPjAE#v=onepage&q=indicador%20rojo%20neutro&f=false> (Consulta agosto 2023]
- *Indicador natural (Col lombarda)*  
[https://ele.chaco.gob.ar/pluginfile.php/509846/mod\\_folder/content/0/quimica%20al%2014/13%204ta%20col%20lombarda.pdf?forcedownload=1#:~:text=Indicador%20natural%20\(col%20Lombarda\),el%20agua%20cambia%20el%20color](https://ele.chaco.gob.ar/pluginfile.php/509846/mod_folder/content/0/quimica%20al%2014/13%204ta%20col%20lombarda.pdf?forcedownload=1#:~:text=Indicador%20natural%20(col%20Lombarda),el%20agua%20cambia%20el%20color) (Consulta agosto 2023]



# Soluciones Buffer

Elaborado por: Evelyn Rodas Pernillo de Soto PhD



# Semana 13

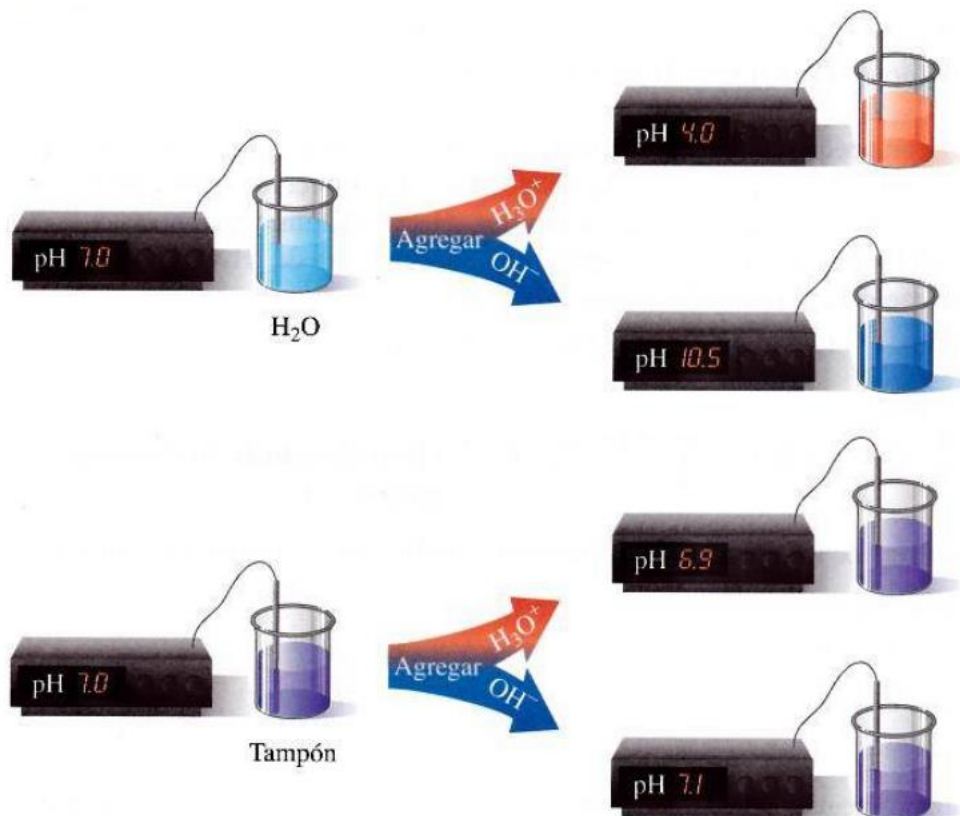
## Soluciones Buffer

Elaborado por: Evelyn Rodas Pernillo de Soto PhD

### INTRODUCCION

Una solución buffer o disolución tampón, o también conocida como disolución amortiguadora, es una disolución que se resiste a cambios drásticos de pH, aun cuando se agreguen pequeñas cantidades de ácido o base, o se diluya levemente la solución. Estas disoluciones están compuestas por un ácido débil y su base conjugada o una base débil y su ácido conjugado.

La importancia de estas disoluciones se debe a que muchas reacciones químicas y procesos fisiológicos dependen del pH del medio, por lo que mantener un pH estable permitirá que dichos procesos sucedan adecuadamente.



Por ejemplo, la actividad catalítica de las enzimas en las células, la capacidad portadora de oxígeno por la sangre y, en general, las funciones de los fluidos de los organismos



animales y vegetales dependen del pH, el cual es regulado por uno o varios de estos sistemas.

En esta práctica se medirá el pH de los buffers de fosfato y amonio y luego se determinará el cambio de pH después de agregarle un ácido o una base fuerte utilizando potenciómetro y papel pH. También se observará la capacidad amortiguadora del buffer de acetatos utilizando los indicadores rojo neutro y azul de bromofenol (ver cuadro de indicadores).



## OBJETIVOS

1. Observar la capacidad amortiguadora de un buffer utilizando indicadores y potenciómetro
2. Comprobar el comportamiento de las soluciones buffer.
3. Determinar los cambios de pH de los buffers después de agregar pequeñas cantidades de ácidos y bases fuertes.
4. Utilizar correctamente el potenciómetro y el papel pH.

## MATERIALES, EQUIPO Y REACTIVOS

1. Potenciómetros
2. Tubos de ensayo adecuados para el potenciómetro
3. Papel pH
4. Solución salina
5. Buffer de Amonio 0.1M
6. Buffer de Acetatos 0.1 M
7. Buffer de Fosfatos 0.1 M
8. HCl 0.1 N
9. NaOH 0.1 N
10. Agua acidificada
11. Agua Alcalinizada
12. Piseta con agua desmineralizada
13. Indicador Azul de bromofenol
14. Indicador Rojo Neutro

## MATERIALES APORTADOS POR LOS ESTUDIANTES

- Kit de laboratorio
- Equipo de protección personal
- Enema para estreñimiento y lavado intestinal (Fryster de 120ml). Comprar en cualquier farmacia.
- Vinagre (2ml)
- cualquier marca
- Destapa de drenajes cualquier marca
- Líquido (2ml)
- Papel pH

**PROCEDIMIENTO****1. COMPORTAMIENTO DE UN BUFFER Y UNA SOLUCIÓN NO BUFFER****A. SOLUCIÓN SALINA (SOLUCIÓN NO BUFFER)**

La solución salina se utilizará como testigo, para observar los cambios drásticos en el pH luego de agregar un ácido y base fuerte y una solución no buffer.

Proceda siguiendo las indicaciones del cuadro:

| Tubo | AGREGUE                        | A<br>Valor pH<br>Medido con |               | B<br>Agregue<br>4 gotas<br>y<br>AGITE | Valor pH *<br>Medido con |               | C<br>Diferencia<br>a pH<br>$C=(A-B)**$ |
|------|--------------------------------|-----------------------------|---------------|---------------------------------------|--------------------------|---------------|--|
|      |                                | Papel<br>I<br>pH            | Potenciómetro |                                       | Papel<br>I<br>PH         | Potenciómetro |  |
| 1    | 7 mL de<br>Solución<br>salina* |                             |               | HCl<br>0.1M                           |                          |               |  |
| 2    | (Solución<br>Testigo)          |                             |               | NaOH<br>0.1M                          |                          |               |  |

\* Estos datos servirán de comparación y mostrarán los cambios drásticos de pH cuando no existe en la solución un sistema amortiguador.

\*\* resta aritmética del valor mayor del menor

**B. BUFFER DE FOSFATOS**

El buffer de fosfatos se preparó mezclando soluciones de  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  y  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  llegando a una concentración de 0.1M.

Proceda siguiendo las indicaciones del cuadro:

| Tubo | AGREGUE   | A.<br>Valor pH<br>Medido con |               | B.<br>Agregue<br>4 gotas<br>y<br>AGITE | C.<br>Valor pH<br>Medido con |               | D.<br>Diferencia pH<br>$C=(A-B)**$<br>Potenciómetro |
|------|---|------------------------------|---------------|--|------------------------------|---------------|---|
|      |   | Papel<br>pH                  | Potenciómetro |  | Papel<br>PH                  | Potenciómetro |   |
| 1    | 5 mL del<br>Buffer de<br>Fosfatos<br>$\text{KH}_2\text{PO}_4$ /<br>$\text{K}_2\text{HPO}_4$ |                              |               | HCl<br>0.1M                            |                              |               |   |
| 2    |   |                              |               | NaOH<br>0.1M                           |                              |               |   |

\*\* Resta aritmética del valor mayor del menor

**C. BUFFER DE AMONIO**

El buffer de amonio se preparó mezclando soluciones de  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$  llegando a una concentración 0.1 M.

Proceda siguiendo las indicaciones del cuadro:

| Tubo | AGREGUE<br>7 mL del<br>Buffer de<br>amonio<br>$\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$ | A<br>Valor pH<br>Medido con |               | Agregue<br>4 gotas<br>y<br>AGITE | B<br>Valor pH<br>Medido con |               | C<br>Diferencia pH<br>$C=(A-B)^{**}$<br>Potenciómetro |
|------|--|-----------------------------|---------------|----------------------------------|-----------------------------|---------------|---|
|      |  | Papel<br>pH                 | Potenciómetro |                                  | Papel<br>PH                 | Potenciómetro |   |
| 1    |  |                             |               | HCl<br>0.1M                      |                             |               |   |
| 2    |  |                             |               | NaOH<br>0.1M                     |                             |               |   |

\*\* Resta aritmética del valor mayor del menor

## 2. COMPROBACIÓN DE LA CAPACIDAD AMORTIGUADORA DE UN BUFFER UTILIZANDO INDICADORES

En el siguiente procedimiento se **comparará** la **capacidad amortiguadora** de una solución buffer y una no buffer por medio de la cantidad de gotas necesarias para producir un viraje en el color de un indicador. El criterio para comprobar la capacidad amortiguadora de las soluciones será que **la solución que requiera el menor número de gotas de ácido o base para producir el cambio de color en el indicador tendrá la menor capacidad amortiguadora**. Si se agrega una cantidad grande la **capacidad amortiguadora** del sistema buffer puede perderse.

Los indicadores ácido-base tienen un rango de pH en el cual actúan y se observa el mismo mediante un color. A continuación, encontrará el cuadro con los indicadores que se utilizarán, su rango y el color de la solución según el intervalo en el cual actúan.

### INDICADORES ORGÁNICOS ÁCIDO-BASE QUE SE UTILIZARÁN

| INDICADOR             | COLOR    |                | INTERVALO DE<br>pH *(en que cambia<br>de color) viraje |
|-----------------------|----------|----------------|--|
|                       | EN ÁCIDO | EN BASE        |  |
| 1. Azul de bromofenol | Amarillo | Morado azulado | 3.0-4.6  |
| 2. Rojo neutro        | Rojo     | Amarillo       | 6.8-8.4  |

\* Intervalo al cual el indicador cambia de color.

Proceda siguiendo las indicaciones del cuadro:

| TUBO | AGREGAR<br>2 mL de:                                     | AGREGAR<br>2 gotas de:          | pH<br>según el<br>color de<br>la<br>solución | AGREGUE<br>GOTA A<br>GOTA<br>HASTA<br>OBSERVAR<br>EL VIRAJE<br>DEL<br>INDICADOR | # GOTAS<br>AGREGADAS<br>HCl / NaOH<br><br>NO MAS DE<br>20 GOTAS | pH<br>según el<br>color de<br>la<br>solución |
|------|---|---------------------------------|--|---|---|--|
| 1    | AGUA<br>ALCALINIZADA                                    | AZUL DE<br>BROMOFENOL<br>AGITAR |  | HCl 0.1 M   |   |  |
| 2    | Buffer de amonio<br>NH <sub>3</sub> /NH <sub>4</sub> Cl |                                 |  |   |   |  |
| 3    | AGUA ACIDIFICADA  | ROJO<br>NEUTRO<br>AGITAR        |  | NaOH 0.1M   |   |  |
| 4    | BUFFER<br>CH <sub>3</sub> COOH/CH <sub>3</sub> COONa    |                                 |  |   |   |  |

\* Agregar únicamente 10-15 gotas en los tubos 2 y 4

### 3. PROCEDIMIENTO PARA HACER EN CASA.

Compre en cualquier farmacia un enema para el estreñimiento y limpieza intestinal.  
(Fryster lavado 120 ml)

a. Los componentes del enema Fryster son: \_\_\_\_\_

b. Proceda siguiendo las indicaciones del cuadro:

| Tubo | Coloque:       | A.<br>*Valor de<br>pH | B.<br>Agregue 5 gotas y<br>agite. | C.<br>* Valor de<br>pH | D.<br>Diferencia<br>(A-B) |
|------|----------------|-----------------------|-----------------------------------|------------------------|---------------------------|
| 1    | 5ml de agua    |                       | Vinagre                           |                        |                           |
| 2    | 5 ml de agua   |                       | Destapador de<br>drenajes         |                        |                           |
| 3    | 5ml de Fryster |                       | Vinagre                           |                        |                           |
| 4    | 5ml de Fryster |                       | Destapador de<br>drenajes         |                        |                           |

\*Use papel pH

c. ¿Es la solución Fryster un buffer? Explique.

\_\_\_\_\_

d. ¿Es el agua un buffer? Explique.

\_\_\_\_\_

- e. Tomar fotografías de los solicitado en las que aparezca el alumno y colocarlas en el siguiente cuadro:

|    | INTEGRANTE DEL GRUPO | FOTOGRAFÍAS DEL PAPEL pH DESPUÉS DE AGREGAR * |         | FOTOGRAFÍAS DEL PAPEL pH LUEGO DE AGREGAR AL* |                  |         |                  |
|----|----------------------|---|---------|---|------------------|---------|------------------|
|    |                      | AGUA  | FRYSTER | AGUA  |                  | FRYSTER |                  |
|    |                      |   |         | VINAGRE                                       | DESTAPA DESAGUES | VINAGRE | DESTAPA DESAGUES |
| 1. |                      |   |         |   |                  |         |                  |
| 2. |                      |   |         |   |                  |         |                  |
| 3. |                      |   |         |   |                  |         |                  |
| 4. |                      |   |         |   |                  |         |                  |

\*En las fotografías se debe observar al alumno utilizando su kit de laboratorio e implementos de bioseguridad con los materiales de la presente práctica. Su rostro debe observarse claramente.

**I. ANÁLISIS DE RESULTADOS (escribir en párrafos)**

**II. CONCLUSIONES**

**III. BIBLIOGRAFÍA**

- Salguero Leticia. Práctica de laboratorio Semana No. 13 Soluciones Buffer Manual de Prácticas de Laboratorio Unidad Didáctica de Química. 2022.
- Timberlake Karen, Wade G. Leroy G., Klug William S. , Cummings Michael R., Spencer Charlotte A. , Palladino Michel A. YP. QUÍMICA. Pearson, editor. México; 2018.
- Burns, Ralph. Fundamentos de Química. 4ª. Ed. México, Prentice Hall Panamericana S.A. 2003
- Stoker S. General, Organic, and Biological Chemistry. 5th Ed. Brooks/Cole Cengage Learning. 2010
- Bettelheim F., Brown W., Campbell M., Farrel S., Torres O. Introduction to General, Organic, and Biochemistry. 10th Ed. Brooks/Cole Cengage Learning. 2013



**USAC**  
**TRICENTENARIA**  
Universidad de San Carlos de Guatemala



 <https://www.facebook.com/unidad.didacticaquimica>

 [quimicamedusac](https://www.instagram.com/quimicamedusac)



Imagen tomada de <https://unsplash.com/>