

# *Manual de Laboratorio de “Química General” y “Química General y Orgánica”*



*MARIA DEL CARMEN GONZÁLEZ MARTÍNEZ*



## **Manual de laboratorio para laboratorio de “Química General” y “Química general y Orgánica”**

Escrito y Diseñado por :

**María del Carmen González M.**

MsC. En Ciencias Químicas

Profesora de química de la Universidad Pedro de Valdivia

Revisión técnica:

**Rodrigo Pedraza**

MsC. En Ciencias Bioquímicas

Profesor de química de la Universidad Pedro de Valdivia

2010

El presente manual está diseñado especialmente para los estudiantes de las carreras de Medicina, Odontología, Enfermería, Kinesiología, Tecnología Médica y Nutrición de la *Universidad Pedro de Valdivia*, que están cursando el ramo de “Química General” ó “Química General y Orgánica”. Las guías de laboratorio propuestas se ajustan y complementan en forma práctica los temas teóricos tratados en las cátedras de cada uno de los ramos.

## Tabla de Contenidos

NORMAS Y PROTOCOLOS DE LABORATORIO.....	3
<i>Decálogo de laboratorio Área de la Salud .....</i>	3
<i>Uso de casilleros.....</i>	4
<i>Unidad académica de laboratorios.....</i>	5
<i>Derechos y deberes de los alumnos .....</i>	6
GUÍA DE LABORATORIO N°1:	
“ Normas de seguridad en el laboratorio y elaboración de informe de laboratorio” .....	7
GUÍA DE LABORATORIO N°2:	
“Determinación de la densidad de líquidos y sólidos” .....	14
GUÍA DE LABORATORIO N°3:	
“Propiedades fisicoquímicas de las soluciones” .....	19
GUÍA DE LABORATORIO N°4	
“Estequiometria y cambio químico” .....	25
GUÍA DE LABORATORIO N°5: “Preparación de disoluciones” .....	31
GUÍA DE LABORATORIO N°6:	
“Estudio de pH, soluciones buffer y neutralización” .....	38
GUÍA DE LABORATORIO N°7:	
“Estudio de la estructura de los compuestos orgánicos usando modelos moleculares ....	48
GUÍA DE LABORATORIO N°8:	
“Propiedades fisicoquímicas de algunos compuestos orgánicos” .....	54
GUÍA DE LABORATORIO N°9:	
“Síntesis e identificación de aspirina” .....	62
GUÍA DE LABORATORIO N°10:	
“Laboratorio recuperativo” .....	70

## NORMAS Y PROTOCOLOS DE LABORATORIOS

Se han diseñado y aprobado una serie de normas y protocolos para el funcionamiento y uso de los laboratorios, los que deben ser estrictamente asumidos y respetados por todos los estamentos que utilizan los distintos laboratorios de nuestra universidad.

### DECÁLOGO DE LABORATORIOS-ÁREA SALUD UNIVERSIDAD PEDRO DE VALDIVIA

- 1. HORARIO** Respetar estrictamente el horario asignado a cada laboratorio.
- 2. PRESENTACIÓN** Uso obligatorio de delantal blanco en todos los laboratorios.
- 3. PROTECCIÓN** Uso estricto de las barreras de seguridad primarias (guantes, antiparras, gorros y mascarillas).
- 4. VESTIMENTA** Ropa y calzado cómodo, seguro y protegido para trabajo de laboratorio.
- 5. COMPORTAMIENTO** Acorde al trabajo en laboratorios considerados de primer orden de riesgo y seguridad.
- 6. DISCIPLINA** Respeto al personal profesional, docente, administrativo y auxiliar de los laboratorios.
- 7. RESPONSABILIDAD** En el manejo y uso de los instrumentos, materiales, artículos, dependencias y mobiliario ofrecidos en los laboratorios.
- 8. NO COMER EN LOS LABORATORIOS**
- 9. NO BEBER EN LOS LABORATORIOS**
- 10. NO FUMAR EN LOS LABORATORIOS**



## USO DE CASILLEROS

La Universidad provee de casilleros para los alumnos y profesores de uso exclusivo por el tiempo en que esté utilizando el laboratorio respectivo, por lo que es obligatorio que cada alumno y profesor tenga y porte su candado, utilice el casillero al momento de ingresar al laboratorio y lo desocupe una vez terminado éste.

### CASILLEROS PARA LABORATORIOS PROTOCOLO DE USO Y NORMATIVA:

La presentación personal tanto de los alumnos como de los docentes y administrativos en los laboratorios en sus tres niveles (N1, N2, N3), requiere del uso obligatorio de la primera barrera de contención y protección para trabajar en laboratorio; **el delantal blanco manga larga** para lo cual la Universidad, ha provisto a la salida de cada laboratorio una cantidad de casilleros suficientes para que sean utilizados por alumnos y docentes al momento de hacer uso de un determinado laboratorio.

“Es obligatorio el ingreso a los laboratorios solamente con el delantal blanco y el o los artículos que se utilizarán en el respectivo paso práctico”

Dado lo anterior el protocolo de uso de los casilleros de laboratorios se describe a continuación:

1. Cada laboratorio tendrá en o cercano a su acceso, una cantidad de casilleros desocupados disponibles para los alumnos.
2. Cada alumno deberá portar su candado o elemento para cerrar momentáneamente uno de los casilleros disponibles
3. En el casillero y en forma transitoria debe quedar toda prenda o artículo de uso del alumno que no vaya a ser usado en el laboratorio correspondiente.
4. Una vez finalizado el paso práctico, el alumno deberá retirar su candado y sus prendas dejando libre el casillero para la siguiente clase
5. Los casilleros son de uso exclusivo de los alumnos que están en un determinado paso práctico, por el tiempo determinado.

La normativa y el protocolo anteriormente expuestos, conlleva una actitud respetuosa y responsable de cada uno de los involucrados en éste proceso, por ello la Dirección de Laboratorios hará individualizar los casilleros para cada laboratorio, se realizará un constante y periódico control del uso adecuado de ellos y determinará con la autorización de VICERRECTORÍA ACADÉMICA las medidas reglamentarias para hacer cumplir dicho protocolo, lo que implica incluso la autorización para abrir aquellos casilleros que al final de la jornada no cumplan con la normativa establecida.

## UNIDAD DOCENTE ACADÉMICA DE LABORATORIOS

EL PRESENTE ANEXO TIENE POR OBJETO UNIFICAR CRITERIOS Y OPTIMIZAR EL RECURSO HUMANO EN LOS LABORATORIOS ESTABLECIENDO UNA SERIE DE NORMAS DE USO COMÚN PARA EL TRABAJO PRÁCTICO DOCENTE.

El docente a cargo en un determinado laboratorio es el responsable del buen uso y manejo de la infraestructura y los instrumentos de laboratorios entregados para su disposición, por lo tanto estos deben contar con las siguientes condiciones:

1. Todo instrumento y/o artículo de laboratorio será entregado o puesto a disposición del docente en óptimas condiciones.
2. El personal de asistencia de laboratorios entregará a cada docente todos los materiales, insumos y consumibles que el docente haya solicitado al laboratorio con a lo menos **una semana de anticipación**, si esto no ocurre el personal de laboratorios no se responsabilizará por los resultados de la solicitud, y la responsabilidad será del docente a cargo.
3. Es responsabilidad del profesor conocer y saber utilizar los instrumentos puestos a su disposición.
4. Es responsabilidad del profesor hacer entrega del laboratorio en las mismas condiciones técnicas y de orden en que recibió el laboratorio.
5. Es responsabilidad del docente a cargo el buen uso por parte de los alumnos del material e instrumental de laboratorios, por lo que cualquier destrucción de dicho instrumental será su responsabilidad y se evaluará en cada caso las acciones a seguir.
6. Cada profesor podrá solicitar el apoyo técnico del personal asistente de laboratorios con la debida anticipación y deberá instruir y enseñar al personal frente a algún procedimiento nuevo que necesite.

## **DERECHOS Y DEBERES DE LOS ALUMNOS**

El establecimiento de las siguientes normas de laboratorios para los alumnos de la UPV, tiene como fin el proporcionar un servicio de laboratorios óptimo, organizado, apegado a reglamento y medidas de seguridad en el cumplimiento de nuestra misión como formadores de profesionales de excelencia, por esto la universidad pone a disposición de su alumnado un alto equipo de profesionales, así como infraestructura ,instrumentos, insumos y consumibles de alto nivel y exige el cumplimiento de las siguientes normas de laboratorio:

1. Cada alumno es responsable de su seguridad personal en los laboratorios, por lo que es obligatorio el uso de medidas y artículos de protección personal que los laboratorios ponen a su disposición y su comportamiento dentro de ellos (ver decálogo).
2. El alumno debe estar siempre acompañado por un docente en laboratorio, nunca solo, salvo expresa autorización del docente encargado y del director de laboratorios.
3. El uso del material, reactivos e instrumentos de laboratorios, debe ser bajo la estricta vigilancia del profesor encargado, si no se sabe USAR o se desconoce un determinado instrumento y / o reactivo, no se debe manipular.
4. Todo instrumento, artículo y material que la Universidad pone al servicio del alumnado es propiedad de la Universidad Pedro de Valdivia, por lo que es responsabilidad del alumno el cuidado, manejo, protección y RESPETO de dichos bienes y artículos.



## GUÍA DE LABORATORIO N.1

### NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO Y ELABORACIÓN DE INFORME DE LABORATORIO

El laboratorio de química es un lugar en el cual se desarrollan actividades que implican el uso de sustancias químicas altamente peligrosas que pueden causar daños físicos por lo tanto es necesario observar una serie de cuidados para evitar accidentes.

A continuación se exponen una serie de normas que deben conocerse y cumplirse en el laboratorio:

#### *Indumentaria de laboratorio*

1. **Usar gafas de seguridad en las prácticas de laboratorio en las cuales sea necesario:** Salpicaduras de reactivos son posiblemente el riesgo más importante en el laboratorio, y los ojos son extremadamente delicados al contacto con ellos.
2. **No se recomienda el uso de lentes de contacto durante las prácticas en el laboratorio:** Las gafas de seguridad evitan la salpicadura de reactivos hacia los ojos, sin embargo, ellas no evitan el contacto con algunos gases, que pueden secar los lentes de contacto e incluso ser absorbidos por estos.
3. **Delantal de laboratorio blanco de manga larga:** Debe ser usado en todos los laboratorios ya que evita que posibles proyecciones de sustancias químicas lleguen a la piel. Además su uso evita posibles deterioros de prendas de vestir.
4. **Sandalías, zapatos abiertos y tacos altos no son permitidos en el laboratorio:** Esto es con el objeto de proteger los pies de salpicaduras y derramamientos. La restricción sobre tacos altos es debido al equilibrio del cuerpo.
5. **Pantalones cortos y faldas cortas no son permitidos en el laboratorio:** Nuevamente el objetivo es evitar lesiones en la piel producto de salpicaduras.
6. **En caso de usar pelo largo, es obligatorio mantenerlo tomado y recogido.**
7. **Está estrictamente prohibido el uso de celulares, radios, CD player, MP3, i-Pod o cualquier aparato de este tipo:** ya que son un medio de distracción en el laboratorio.
8. **No usar anillos u otro tipo de joyas durante el desarrollo de la práctica.**

#### *Comportamiento General en el laboratorio*

1. En caso de padecimiento de alguna enfermedad o condición especial informarla al profesor antes de iniciar la práctica de laboratorio.
2. Leer cuidadosamente y minuciosamente las guías de prácticas antes de ingresar al laboratorio. Esto permitirá desempeñar una buena práctica y conocer de antemano los posibles riesgos en ésta.
3. Llegar puntualmente al laboratorio.
4. Está terminantemente prohibido fumar, tomar bebidas e ingerir alimentos en el laboratorio.

5. Cada grupo de trabajo se **responsabilizará** de su zona de trabajo y de su material. Deberá mantener limpia el área de trabajo. Al finalizar el laboratorio se debe asear el área de trabajo y entregar los aparatos y materiales usados.
6. Las prendas personales, bolsos etc., deben dejarse en el casillero personal asignado para ello. Al laboratorio deben ingresar únicamente con su cuaderno de notas, calculadora, lápiz y delantal de laboratorio.
7. Lavar manos al inicio de cada laboratorio y además frecuentemente mientras se desarrolla un laboratorio. No olvidar lavarlas exhaustivamente al término de este.
8. En caso de ocurrir una lesión en el laboratorio, informar inmediatamente al profesor.
9. Nunca recoger vidrios rotos con las manos. Usar implementos adecuados.
10. Antes de utilizar un reactivo, asegurarse bien de que es el que se necesita, fijarse bien en el rótulo.
11. Nunca realizar reacciones que no están explicitadas en la guía de laboratorio, sin el consentimiento del profesor.
12. Nunca usar reactivos que no se encuentran etiquetados.
13. En caso de no sentirse apto para desarrollar un laboratorio o en el transcurso de éste, indicarlo al profesor.
14. Nunca oler un reactivo directamente del recipiente. Algunos reactivos son extremadamente cáusticos (gases irritan severamente la piel y mucosa) y deberían ser evitados. Para oler de forma segura un reactivo, se recomienda estar a 20 cm del recipiente, y con la mano ahuecada llevar una muestra de vapor del reactivo hacia la nariz.

**Nota importante:** El alumno que quiebra material de vidrio o dañe cualquier equipo del laboratorio debe avisar a su profesor sobre la circunstancia en que se quebró el material y asumir la responsabilidad correspondiente.

#### *Fuego en el laboratorio*

1. Mantener la calma en caso de fuego.
2. En caso de encenderse ropa se recomienda la utilización de la ducha de seguridad.
3. Nunca usar extintores sobre una persona. Pueden ocasionar **shock** y asfixia.
4. Nunca mover ningún objeto encendido, ya que podría empeorar la situación.
5. Nunca usar agua para extinguir un fuego químico.

#### *Derramamiento de químicos*

1. Informar inmediatamente un derramamiento al profesor o al ayudante.

2. En caso de derramamiento sobre una persona, inmediatamente sacar la ropa afectada y lavar la zona del cuerpo afectada con mucha agua. En caso de que el derramamiento sea mayor, acudir hacia la ducha de seguridad y remover las ropas contaminadas mientras el agua está corriendo.
3. Pequeñas salpicaduras sobre el mesón, piso o balanzas debe ser limpiadas inmediatamente. Bicarbonato de sodio y vinagre se recomienda como agentes de neutralización de ácidos y bases, respectivamente.

### *Equipo de laboratorio*

1. Cerciorarse que el material que se le entregue esté en buen estado. El empleo de aparatos de vidrio rotos o trisados pueden hacer fracasar un experimento y lo que es peor, producirle heridas. Por lo tanto, descarte este tipo de material.
2. El vidrio caliente no se diferencia a simple vista del vidrio frío. Para evitar quemaduras, dejarlo enfriar antes de tocarlo o tomarlo con material adecuado (pinzas).
3. En caso de derramamientos de ácidos y bases: antes de limpiar, asegúrese de utilizar el material adecuado, indicado por el profesor. Nunca dejar un aparato o equipo, funcionando sin vigilancia.
4. Cuando se determinan masas de productos químicos con balanza, se colocará papel de filtro sobre el plato y otro papel similar; si el producto es corrosivo, se utilizará vidrio reloj.
5. Cuando se está en el proceso de pesado se debe evitar cualquier perturbación que conduzca a un error; como vibraciones debidas a golpes, aparatos en funcionamiento, soplar sobre el plato de la balanza, etc.

### *Normas Generales*

1. Antes de usar un mechero, se recomienda cerciorarse de la ausencia de solventes orgánicos en las cercanías. Existen solventes orgánicos que son altamente inflamables como alcohol, éter, gasolina etc.
2. Los productos inflamables (alcohol, éter, etc.) no deben estar cerca de fuentes de calor. Si hay que calentar tubos con estos productos, se hará a baño maría, **nunca calentar directamente a la llama.**
3. No devolver nunca a los frascos de origen los sobrantes de los productos utilizados sin consultar con el profesor.
4. Nunca lanzar desechos químicos al desagüe o ponerlos en la basura. eliminarlos en recipientes destinados para este fin.
5. En caso de calentar a la llama el contenido de un tubo de ensayo, nunca apuntar hacia ti ni hacia ningún compañero. Puede hervir el líquido y proyectarse.
6. No tocar con las manos y menos con la boca, los productos químicos.
7. No pipetear con la boca.
8. Los ácidos requieren un cuidado especial. **Cuando se prepara una solución, siempre debe agregar el ácido sobre el agua.**

9. Nunca se debe introducir un tapón de goma a un tubo de vidrio sin haber humedecido la boca del tubo con agua o glicerina. Para este efecto se recomienda protegerse las manos con toalla de papel o guante.

## Preparación de Informes de Laboratorio

**I. En el Laboratorio:** La preparación de un informe de laboratorio comienza en el mismo laboratorio (realizando medidas, registrando datos, anotando observaciones etc.). A continuación se presentan una serie de consejos que ayudaran a un trabajo provechoso en el laboratorio:

1. Emplear un cuaderno de laboratorio *exclusivo* para la asignatura.
2. Leer y analizar la guía del práctico antes de ingresar al laboratorio.
3. Usar tablas *identificadas claramente* para el registro de datos.
4. Escuchar atentamente y tomar nota de las instrucciones dadas por el profesor.
5. Registrar metodologías, observaciones, materiales y reactivos usados en el práctico.
6. Chequear resultados con el profesor.
7. Elaborar cada informe remitiéndose siempre a este capítulo del manual para su correcta elaboración.

## II. Informe de laboratorio

El objeto de la elaboración de informes es desarrollar la capacidad de comunicar ideas y resultados a través de un medio escrito.

El informe es el reflejo del trabajo en el laboratorio; un laboratorio bien realizado se traducirá en un informe claro. Además un buen informe puede ser entendido y utilizado por cualquier persona.

En orden a alcanzar una comunicación efectiva, y tener una correcta evaluación es **ABSOLUTAMENTE INDISPENSABLE SEGUIR EL SIGUIENTE FORMATO EN CADA UNO DE LOS INFORME QUE SE PRESENTEN.**

**ANTES DE INICIAR CUALQUIER INFORME VUELVA A ESTE CAPITULO Y SIGA LAS INSTRUCCIONES CUIDADOSAMENTE.**

Cada ítem, tiene asignado el puntaje de calificación correspondiente:

1. **Portada.** Debe incluir el Nombre de la Institución, el Título del Laboratorio, Nombre de Integrantes, sección, grupo, nombres de los profesores del laboratorio, fecha de la experiencia y fecha de entrega (0,5 puntos)
2. **Objetivos.** Definición clara de la motivación de la experiencia. (0,2 puntos)
3. **Procedimiento Experimental.** Esta sección debe incluir el montaje y una descripción de la actividad y metodologías empleadas en el desarrollo del experimento. La escritura debe hacerse en tercera persona y usando todos los verbos en pasado, estudie cuidadosamente el siguiente ejemplo: (1.0 puntos)

Se prepararon 3 tubos de ensayo, los cuales se rotularon como **m1**, **m2**, y **m3**, a cada tubo de ensayo se adicionó 3 ml de agua destilada y 0.20g de yoduro de potasio (KI), la mezcla se agitó vigorosamente.

4. **Cálculos y Resultados.** La presentación de los cálculos y resultados obtenidos, debe incluir tablas, gráficos e imágenes según corresponda.  
*Las tablas, gráficos e imágenes deben ser numerados secuencialmente.*  
Los gráficos y las tablas de datos deben estar numeradas y tener un título. Dentro del cuadro y el gráfico se deben incluir las variables y unidades correspondientes.

A continuación un ejemplo de tabla de datos y gráfico para un sencillo experimento:

El matraz erlenmeyer (fig.1) contiene 500 mL de una solución de NaCl en agua (sal común disuelta en agua), cuya concentración es 0.1 g/mL. Paulatinamente se evaporaron distintos volúmenes de agua de la solución al someter el matraz erlenmeyer a calentamiento, y se calculó la nueva concentración de la solución para cada volumen de solvente evaporado como indica la tabla N.1.

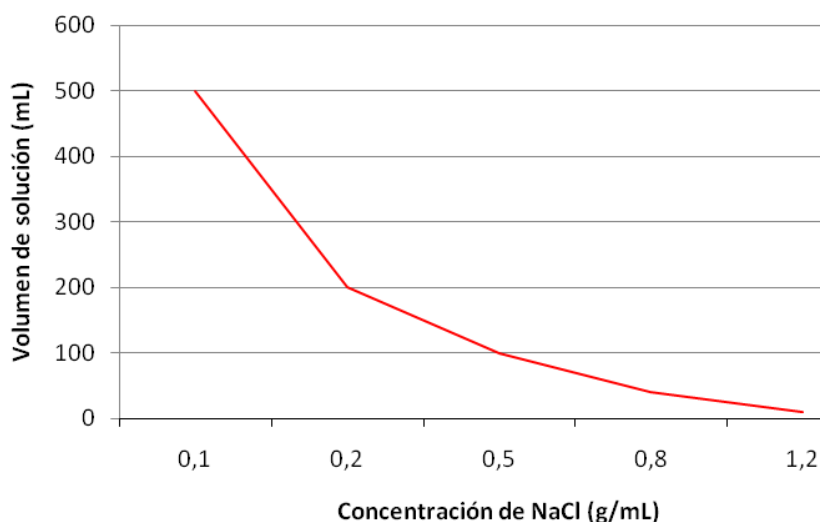


**Figura N1.** Matraz erlenmeyer que contiene solución de NaCl (0,1g/mL) de la cual, paulatinamente se evapora agua por calentamiento.

**Tabla N.1** Relación entre el volumen de agua que permanece en el recipiente a lo largo del proceso de vaporación y su concentración de NaCl.

Volumen de solución (mL)	Concentración de NaCl (g/mL)
10	1,2
40	0,8
100	0,5
200	0,2
500	0,1

Los datos que aparecen en la tabla N.1 fueron usados para hacer el gráfico N.1 que muestra la variación de la concentración de NaCl con el volumen de solvente.



**Gráfico N.1.** Relación entre la concentración de la solución NaCl-agua y el volumen de agua, manteniendo la cantidad de NaCl constante en el recipiente.

- 5 **Discusión de resultados:** Sección dedicada a un análisis crítico de los resultados obtenidos apoyándose en la revisión de la literatura sobre el tema (libros, guías, páginas web, y otros recursos bibliográficos disponibles). Esto no significa que la discusión va a estar llena de copias textuales de párrafos sobre el tema, quiere decir que el estudiante aprende sobre el tema y a la luz de esos conocimientos analiza sus resultados redactando sus interpretaciones con sus propias palabras. (2,0 puntos)

**6. Conclusiones:** Son el resultado de una reflexión profunda sobre los resultados obtenidos, estas son afirmaciones conceptuales o simplemente deducciones lógicas que permiten afirmar algo concreto basado únicamente en el experimento realizado. (0,8 puntos)

El siguiente ejemplo muestra conclusiones de un experimento basado en el ejemplo del ítem 4.

- La concentración de la solución de NaCl aumenta en la medida en que el agua (solvente) se evapora. Lo cual quiere decir que la cantidad de soluto inicial se mantiene constante.

## 7 Referencias bibliográficas:

### a. Referencia de Libros:

Autor(es) (Apellido, Nombre). Nombre de Texto. Edición. Lugar de Edición, Editorial, Año de Edición. (0,5 puntos)

*Ejemplo:*

John W. Hole, Jr. "Human Anatomy Physiology". Sexta Edición. Dubuque. Wm. C. Brown Publisher. 1993.

### b Referencias de páginas web::

Cuando se busque una información en el internet, la página en la cual se encontró la información debe ser copiada en la bibliografía en forma específica siguiendo el siguiente formato:

*Autor:* El nombre de quien o quienes publican la página

*Título de la página:* Tema específico del cual se consulta.

*Dirección Web:*

<http://www.chemistry.wustl.edu/~edudev/LabTutorials/Buffer/Buffer.html>

*Fecha de Acceso o Revisión:* Fecha en que fue hecha la consulta.

### c. Guía de laboratorio:

Es necesario hacer referencia a la guía de laboratorio utilizada, usando la metodología para citar referencia bibliográfica de libros antes mencionadas

## GUÍA DE LABORATORIO N° 2

### DETERMINACIÓN DE DENSIDAD DE LÍQUIDOS Y SÓLIDOS.

#### I. Objetivos

1. Realizar mediciones gravimétricas y volumétricas para determinar la densidad de líquidos y sólidos.
2. A través de las mediciones de densidades conocer experimentalmente las normas básicas de uso de probetas, pipetas, balanzas y familiarizarse con el uso del material de laboratorio.

#### II. Introducción

##### *Densidad*

La **materia** posee **masa** y **volumen**. Las mismas **masas** de *sustancias* diferentes tienden a ocupar distintos **volúmenes**, así notamos que el *hierro o el hormigón* son pesados, mientras que la misma cantidad de *goma de borrar o plástico* son ligeras. La propiedad que nos permite medir la *ligereza o pesadez* de una *sustancia* recibe el nombre de **densidad**. Cuanto mayor sea la **densidad** de un cuerpo, más pesado nos parecerá.

Densidad se define como la relación existente entre la masa de un cuerpo o sustancia con el volumen que ocupa en el espacio. Su fórmula matemática es:

$$\text{Densidad} = d = \frac{m}{V}$$

La determinación de densidades de líquidos tiene importancia no sólo en la física, sino también en el mundo de la medicina, la veterinaria, la industria, etc. Por el hecho de ser la densidad una propiedad característica (cada sustancia tiene una densidad diferente) su valor puede emplearse para efectuar una primera comprobación del grado de pureza de una sustancia líquida y en caso de las ciencias médicas puede informar del estado de normalidad o anormalidad de un fluido corporal, con lo cual es una medición que se convierte en un elemento para un diagnóstico clínico (ejemplo, densidad de la orina).

A continuación se muestra en la tabla 1. la densidad de distintas sustancias expresadas tanto en  $\text{kg/m}^3$ , como  $\text{g/cm}^3$ .



**Tabla 1.** Densidades medidas para algunas sustancias químicas comunes.

<i>Sustancia</i>	<i>Densidad en kg/m<sup>3</sup></i>	<i>Densidad en g/cm<sup>3</sup></i>
Agua	1000	1
Aceite	920	0,92
Gasolina	680	0,68
Plomo	11300	11,3
Acero	7800	7,8
Mercurio	13600	13,6
Madera	900	0,9
Aire	1,3	0,0013
Butano	2,6	0,026
Dióxido de carbono	1,8	0,018

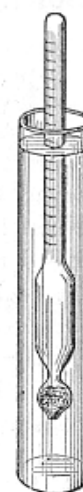
La **densidad** de un cuerpo está relacionada con su **flotabilidad**, una sustancia A *flotará sobre una sustancia B si la densidad de A es menor que la densidad de B.*

Para calcular la densidad de los líquidos y sólidos se pueden utilizar varios métodos, el más sencillo consiste en medir el volumen del líquido o sólido manualmente, luego pesar este volumen y con estos dos valores hacer la relación matemática **masa/volumen** usando los valores obtenidos.

Otras maneras de calcular las densidades es a través del uso de ciertos instrumentos tales como el **Densímetro**. Este es un sencillo aparato que se basa en el principio de Arquímedes (*“Todo cuerpo sumergido en un líquido desplaza un volumen de líquido igual al volumen del cuerpo sumergido”*).

El densímetro en esencia es un flotador de vidrio con un lastre de mercurio en su parte inferior (que le hace sumergirse parcialmente en el líquido) y un extremo graduado directamente en unidades de densidad. El nivel del líquido marca sobre la caña el valor de su densidad.

Un **densímetro** o **areómetro** (mostrado en fig. 1) , es un instrumento que sirve para determinar la densidad de los líquidos. Típicamente está hecho de vidrio y consiste de un cilindro y un bulbo pesado para que flote derecho. El líquido se vierte en un recipiente alto, y el areómetro gradualmente se baja hasta que flote libremente.



**Figura N 1.** Densímetro

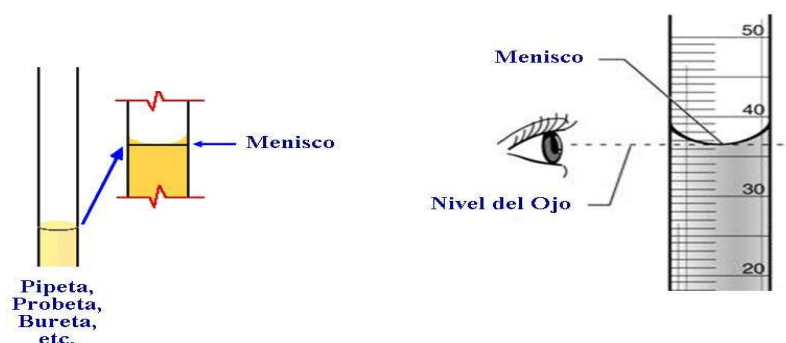
### III. Procedimiento Experimental

#### Materiales y reactivos:

- Balanza
- Vaso de precipitado de 50 mL.
- 1 Pipeta aforada total 10 y 20 mL
- Esferas de vidrio o bolitas (una grande o bolón y tres pequeñas)
- 1 Probeta de 50 ml
- 1 probeta de 100ml
- Pie de metro
- Solución de NaCl 6 M
- Agua destilada
- Bureta
- Pinzas y soporte para bureta
- Propipeta
- Densímetro

#### Cuidados en la practica:

- Cuando se mide un líquido puede usarse pipetas o probetas, según la exactitud requerida. Al usar pipeta se debe aspirar la sustancia reactivo desde el recipiente que contenga el líquido. Nunca pipetear directamente del frasco reactivo. Nunca pipetear con la boca. En caso necesario debe usarse una propipeta para succionar.
- Cuando se mida un volumen en la pipeta o en la bureta, es necesario tener presente que el volumen correcto corresponde al que señala el menisco del líquido en la graduación de la pipeta como muestra la figura 2.



**Figura N. 2.** Procedimiento para hacer la lectura de un volumen usando un recipiente de vidrio graduado en el cual el líquido forma naturalmente una curvatura superficial llamada menisco.

## **A.-Determinación de la densidad de un líquido, por mediciones gravimétricas y de volumen**

### **A.1 Determinación de la densidad del agua destilada :**

1. En una balanza determine la masa de un vaso de 50 mL. Anote su valor.
2. Llene una bureta con 50 mL de agua destilada (no deben quedar burbujas dentro de la bureta).
3. Deje caer desde la bureta 10 mL de agua destilada al vaso de precipitado y pese nuevamente el vaso que contiene el agua en la balanza analítica. Anote el valor.
4. Repita esta operación para un volumen de 20 y 30 mL .
5. Elabore una tabla teniendo en cuenta las siguientes columnas: **Masa Vaso Vacío, volumen del líquido medido, Masa Vaso + líquido, Masa Líquido, densidad líquido .**
6. Calcule el valor promedio de las densidades del agua obtenidas en la tabla con el número correcto de cifras significativas.

### **A.2 Determinación de la densidad de una solución salina:**

1. Pesar un vaso de precipitado seco de 50 mL, anote el peso.
2. Usando una pipeta de volumétrica de 10 mL, medir 10 mL de la solución de NaCl 6M suministrada por el profesor y adicionar al vaso de precipitado.
3. Pesar cuidadosamente el vaso de precipitado con la muestra en la balanza analítica y anote el resultado.
4. Calcular el peso del volumen de líquido a partir de los pesos obtenidos en los pasos 2 y 3.
5. Calcular la densidad de la solución salina con el número correcto de cifras significativas.

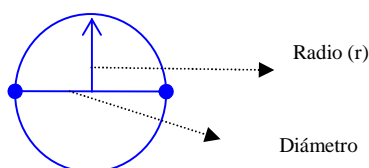
## **B. Determinación de la densidad de un sólido usando el principio de Arquímedes**

1. Pesar un vaso de precipitado de 50 mL. Anotar el valor.
2. Colocar 3 esferas de vidrio en el vaso precipitado de 50 mL previamente pesado, pesar nuevamente el vaso con las 3 esferitas. Anotar el valor.
3. Agregar 25 mL de Agua destilada a una probeta de 50 mL. Anotar este volumen.
4. Agregue cuidadosamente las tres esferas de vidrio en la probeta (si se forman burbujas eliminarlas).
5. Leer y anotar el nuevo volumen en la probeta.
6. Calcule la densidad del vidrio y expresar su valor con el número correcto de cifras significativas.
7. Elabore una tabla con los datos obtenidos.

### C. Determinación de Densidad del vidrio por formula geométrica

- Pesar una esfera de vidrio grande (bolon).
- Con la ayuda de un pie de metro mida el diámetro de una esfera de vidrio. Anota el valor (si no cuenta con un pie de metro, invente una manera alternativa para determinar el diámetro).
- Determinar el volumen de la esfera de acuerdo a la fórmula geométrica respectiva :

$$(V = \frac{4}{3}\pi r^3) \text{ (ver figura 3)}$$



**Figura 3** Esquema que muestra los elementos de radio y diámetro de una circunferencia.

- Calcular la densidad expresando su valor con el número correcto de cifras significativas.
- Comparar la densidad del vidrio encontrada por este método y la densidad del vidrio encontrada usando el principio de Arquímedes, calcule el % de error en la determinación. (Investigue qué es el % de error antes de hacer el cálculo)
- Elabore una tabla teniendo en cuenta los siguientes valores **Diámetro esfera vidrio, volumen de la esfera de vidrio según Fórmula geométrica, y densidad de la esfera de vidrio**

### IV. Referencias bibliográficas:

*Consulta en página de internet:*

*Autor:* Chemistry education review

*Título de la página:* Chemistry tutorials

*Tema específico del cual se consulta:* Density of liquids and solids

*Dirección Web:* <http://chemistry.about.com/od/chemistryquickreview/a/liquidmass.ht>

*Fecha de Acceso o Revisión:* 10/07/2009

## GUÍA DE LABORATORIO N°3

### PROPIEDADES FÍSICO-QUÍMICAS DE LAS SOLUCIONES

#### I.- Objetivos

1. Aplicar en el laboratorio los conceptos básicos de soluto, disolvente y solubilidad.
2. Observar las características que necesitan los solutos y solventes para que formen una disolución.
3. Observar el proceso de disolución de un soluto en un solvente y la dependencia del proceso con la temperatura.

#### I.-Introducción

**Una solución** es una mezcla de materiales, uno de los cuales es usualmente un fluido, un fluido es un material que fluye, como un líquido o un gas. El fluido en una solución es generalmente el **solvente**, el otro material es el **soluto**. Por lo que se suele decir que el soluto se disuelve en el solvente. En general se habla de varios tipos de soluciones:

1. **Solución diluida:** La cantidad de soluto es muy pequeña comparada con la cantidad de disolvente, pequeña. Ejemplo: la disolución de unos pocos cristales de NaCl en 5 L de agua.
2. **Solución Concentrada:** La cantidad de soluto es grande comparada con el disolvente. Sólo es posible con solutos muy solubles. Un ejemplo es solución de azúcar en agua, la cual a temperatura ambiente puede tener 1500 g de azúcar por Kg de agua.
3. **Solución saturada:** se ha disuelto la **máxima cantidad** de soluto que el disolvente es **capaz de disolver**, a una temperatura determinada, también se dice que la solución llegó a su punto de saturación.
4. **Solución sobresaturada:** contiene una cantidad de soluto mayor que la que realmente admite el disolvente a una T. Este tipo de disolución es **meta-estable**: basta una ligera alteración de factores externos (T, agitación, etc.) para que precipite el exceso de soluto, cuando éste es sólido.

Se pueden considerar soluciones en las cuales el solvente es un *gas* o un *sólido*:

1. **Solución gas-gas:** cuando soluto y solvente son gases no es fácil considerar muy estrictamente ésta mezcla como una solución, dada que las partículas de ambos

componentes están tan lejos unas de otras que su interacción es muy pequeña. Ejemplo :  $\text{CO}_2$  en aire,  $\text{N}_2$  en aire, Etc.

2. *Solución gas-líquido:* Cuando el soluto es un gas, y el solvente es un líquido se suele dar una interacción importante entre las moléculas de ambos, lo que permite que sea en general un tipo de solución que llega a ser homogénea y que depende de la temperatura. Ejemplo :  $\text{CO}_2$  en sangre,  $\text{O}_2$  en sangre,  $\text{O}_2$  en agua, etc.
3. *Solución sólido-sólido:* en este caso se habla de mezclas de dos sustancias sólidas que aunque no haya mucho movimiento molecular entre ellas, y no se consideren fluidos, las moléculas del soluto se distribuye uniformemente entre las moléculas del solvente. Ejemplo: acero, bronce , etc.

El estudio de las soluciones es un tópico muy importante en el área de las ciencias médicas, y en general, en el estudio de los seres vivos. Estos se componen de un 70% de agua, la cual está formando diferentes tipos de soluciones, que en cada parte del cuerpo vivo cumplen una función específica.

Podemos citar algunos ejemplos; la sangre humana y animal, la linfa, el líquido intra y extracelular, los líquidos de excreción como orina y sudor, las secreciones hormonales, etc., son todas soluciones que involucran distintos tipos de sustancias químicas disueltas en agua.

Desde otro punto de vista, la comprensión y el significado de una disolución permite entender claramente el aspecto de concentración de las medicinas y su efecto dentro del cuerpo cuando entran a hacer parte de los fluidos corporales.

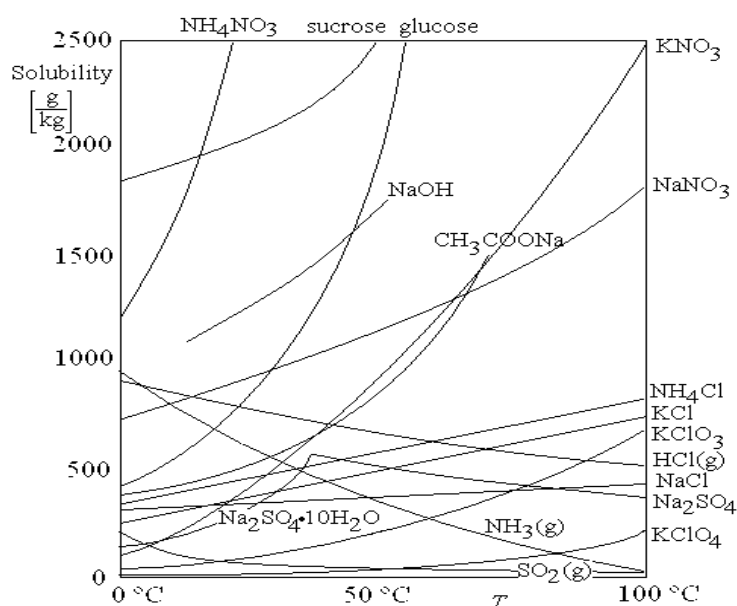
En general es posible determinar la proporción soluto/disolvente en cualquier estado de saturación, este coeficiente es llamado **coeficiente de solubilidad o solubilidad**, el cual tiene un valor específico a cada temperatura.

En la **figura N.1** podemos observar las curvas de solubilidad de varios compuestos químicos, expresada en términos de gramos del soluto por cada kg de solvente, en este caso el solvente es agua.

Si tomamos una curva de solubilidad de las trazadas en la **Fig. N.1**, como la de la sacarosa (sucrosa), podemos observar que su solubilidad es de 1700g/kg de agua a  $0^\circ\text{C}$  y aumenta vertiginosamente a medida que la temperatura crece. Con esta curva podríamos disolver con seguridad un kg de sacarosa a  $10^\circ\text{C}$  calculando el volumen exacto de agua necesario.

En general, un soluto, en un solvente determinado se puede clasificar como:

1. *Soluble:* Cuando todo el soluto se mezcla en forma homogénea en el solvente.
2. *Poco soluble o parcialmente soluble:* Cuando una parte del soluto se distribuye dentro del solvente y otra parte no. El caso típico de este comportamiento es el de las proteínas en el agua, la parte hidrofílica de la proteína es soluble, pero la parte hidrofóbica es insoluble.
3. *Insoluble:* Cuando el soluto sigue con su misma apariencia dentro del solvente.



**Figura. N.1** Gráfico de solubilidad en agua de algunos compuestos químicos, y su variación con la temperatura. Cada curva de solubilidad entre 0 y 100°C está marcada con la fórmula química respectivo soluto.

La solubilidad de una sustancia en otra depende de diversos factores tales como:

1. Naturaleza del disolvente
2. Naturaleza del soluto
3. Agitación mecánica
4. Cantidad de disolvente
5. Temperatura a la cual se realiza el proceso.

La solubilidad “versus” la naturaleza de las sustancias obedece al principio: “*Semejante disuelve a semejante*.” Esta afirmación quiere decir, que en general, los compuestos disuelven unos en otros cuando su naturaleza química y electroquímica es semejante.

### ***Propiedades de las Soluciones***

1. Las partículas o iones del soluto tienen un tamaño individual muy pequeño, el tamaño máximo es de aproximadamente un nanómetro.
2. Una mezcla no se separa en fases, permanece homogénea en el tiempo.
3. El soluto o el solvente en una solución no se separan por medio de un filtro o malla.
4. Una solución forma una mezcla totalmente homogénea, esto quiere decir que si tomamos varias muestras de la solución de diferentes partes del recipiente que la contiene, éstas tienen la misma concentración.
5. Una solución se muestra a simple vista completamente homogénea, no se observan partículas flotando en ella.
6. El soluto se debe disolver completamente en el solvente a cada temperatura determinada.

7. Una solución de una sustancia iónica en agua, da como resultado una solución que se llama un electrolito y es buena conductora de electricidad.
8. Una solución aumenta su presión en las paredes del recipiente que la contiene comparada con otra similar, si la concentración del soluto en ella aumenta.
9. Las soluciones muestran un aumento en el punto de ebullición cuando se aumenta la cantidad de soluto.
10. La solución muestra un descenso en el punto de fusión cuando aumenta la cantidad de soluto.

## II.-Procedimiento experimental

### Materiales y reactivos:

- 1 Tubo de ensayo
- 5 Tubos ependorf de 1,5mL. Cada uno deben contener 1 mL de agua destilada.
- 5 Tubos ependorf de 1,5ml . Cada uno debe contener 1 mL de etanol.
- 5 Tubos ependorf de 1,5ml. Cada uno deben contener 1 mL de éter etílico.
- 1 Balanza
- Baño termostático
- Vaso de precipitado de 500 mL
- Soporte y rejilla para mechero.
- Gradilla por grupo
- Pipeta graduada 1 y 2 mL
- Cloruro de sodio  $\text{NaCl}$  Sulfato de
- Cobre pentahidratado  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Hidróxido de Calcio  $\text{Ca(OH)}_2$
- Cloruro de magnesio  $\text{MgCl}_2$
- Agua
- Etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )
- Ciclohexano)
- Éter de petróleo
- Azúcar corriente
- 1 Varilla de agitación por grupo
- Pinza para tubo de ensayo
- Tubos ependorf
- Propipeta
- Vortex para tubos ependorf.
- Espátula



## Desarrollo experimental

### A. Experimento con solubilidades:

1. Identificar los tubos eppendorf que contienen los diferentes solventes
2. Adicionar a cada tubo los solutos correspondientes como lo indica la **Tabla 1**, rotulando con mucho cuidado cada tubo.
3. Agite cada tubo eppendorf usando el vortex por unos segundos, observe y anote en una tabla construida por usted la solubilidad en cada caso.
4. Discuta en el informe cada resultado en base a sus conocimientos e investigación sobre solubilidad de sustancias químicas y con base en ello, dé explicaciones al resultado obtenido teniendo en cuenta la naturaleza química y electroquímica de cada uno de los solutos y solventes.

**Tabla 1.** Distribución de los solutos en los tubos que contienen los solventes a estudiar.

Numero de tubo	Solvente contenido en el tubo	Adicionar la cantidad correspondiente de soluto en cada tubo
1	AGUA	0,5ml Acetona
2		0,05 g NaCl
3		0,05g CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O
4		0,05 g Ca(OH) <sub>2</sub>
5		0.5 ml Ciclohexano
6	ETANOL	0,5ml Acetona
7		0,05 g NaCl
8		0,05g CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O
9		0,05 g Ca(OH) <sub>2</sub>
10		0.5 ml Ciclohexano
11	ÉTER	0,5ml Acetona
12		0,05 g NaCl
13		0,05g CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O
14		0,05 g Ca(OH) <sub>2</sub>
15		0.5 ml Ciclohexano

### B. Estudio de la variación de la solubilidad del azúcar común en agua con la temperatura:

1. Agregar 2 mL de agua destilada en un tubo de ensayo.
2. Adicionar al tubo 0,5 g de azúcar común, disuelva el azúcar usando un vortex, adicione otros 0,5 g de azúcar en el tubo de ensayo, disuelva nuevamente. Continúe

agregando porciones de 0,5 g de azúcar hasta que esta no disuelva más. Anote la cantidad total de azúcar adicionada.

3. Lleve el tubo de ensayo con el azúcar sin disolver al baño termorregulador que debe estar a 50°C, déjelo por 5 minutos en el baño, agite nuevamente su contenido y observe el grado de disolución en este momento, a este momento anote los gramos totales de azúcar que lleva disueltos, Anote todas sus observaciones.
4. Adicione al tubo con la solución azucarada nuevamente 0,5 g de azúcar, si no disuelve lleve el tubo nuevamente al baño termorregulador que deberá estar ahora a 60°C, déjelo por 5 minutos, agite nuevamente la mezcla y observe el grado de disolución en este momento, a este momento anote los gramos totales de azúcar que lleva disueltos. Anote todas sus observaciones.
5. Nuevamente tome el tubo de ensayo con la mezcla, adicione porciones de 0,5 g de azúcar hasta que no disuelva, dejar el tubo en reposo mientras prepara agua en ebullición de la siguiente manera:
  - a. Adicione 300 mL de agua de la llave a un vaso de precipitado de 500 mL.
  - b. Prepare un soporte metálico para mechero con su respectiva rejilla.
  - c. Coloque el vaso de precipitado con el agua sobre el soporte, encienda el mechero y caliente el vaso de precipitado hasta que el agua alcance la ebullición.
6. Introduzca el tubo de ensayo en el vaso de precipitado con el agua en ebullición a 100°C. Observe el grado de disolución en este momento, a este momento anote los gramos totales de azúcar que lleva disueltos. Anote todas sus observaciones.
7. Discuta en el informe todas las observaciones hechas, haga un gráfico en el cual la ordenada (eje y), contenga los valores de gramos totales de azúcar en el tubo, partido por el volumen de agua, (gramos azúcar/volumen agua) para cada temperatura y en la abscisa (eje x), las temperaturas a la cual se disolvió cada cantidad de azúcar.
8. Analice en el informe el gráfico obtenido, saque conclusiones desde el punto de vista químico-molecular sobre el proceso de solubilidad y la variable temperatura.

#### IV Referencias Bibliográficas

1. Consulta en página de internet:

Autor: Chemistry tutorials

Titulo de la página: "Properties of Solutions:"

Tema específico del cual se consulta: Chemical Solubilities

Dirección Web: <http://www.chemtutor.com/solution.htm>Hampel

Fecha de Acceso o Revisión: 10/11/2009

2. Chang Raymond. *Química*. Novena edición. México. Mc Graw Hill. 2007, pag.120-125.

## GUÍA DE LABORATORIO N°4

### ESTEQUIOMETRIA Y CAMBIO QUÍMICO

#### I. Objetivos

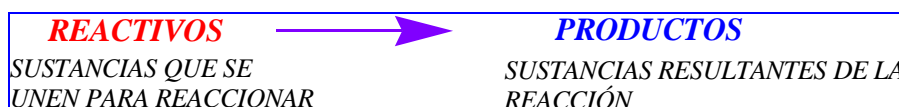
1. Conocer físicamente algunas sustancias químicas que están presentes en el organismo humano, dentro del cual juegan un papel fisiológico fundamental.
2. Observar y describir sustancias químicas que se forman a partir de reacciones químicas de dos o más sustancias conocidas.
3. Proponer fórmulas químicas para los productos de reacción a partir de las formulas químicas de los compuestos reaccionantes.

#### II. Introducción

Los procesos vitales que se llevan a cabo en los organismos vivos están compuestos por un gran número de reacciones químicas que coordinadamente se suceden en el perfecto equilibrio facilitando el desarrollo y sostenimiento de la vida.

Las reacciones químicas se expresan a través de *ecuaciones químicas*, es decir, una manera escrita de expresar lo que ocurre en forma material.

En las ecuaciones químicas los **reactivos** se escriben, por convención a la izquierda y los **productos** a la derecha después de una flecha que significa **produce** de lasiguiente manera:



Los *productos* y *reactivos* son escritos en forma de fórmula química, esto permite visualizar los átomos que componen cada sustancia y la manera como se reordenan durante la reacción.

En las reacciones químicas las sustancias se combinan en proporciones definidas.  
Las reacciones químicas se clasifica en:

1. **Reacciones de Síntesis, también llamadas reacciones de combinación, construcción o composición:** Son reacciones en las cuales dos sustancias químicas se juntan para dar un nuevo producto simple, las ejemplificamos así:



Un ejemplo de este tipo de reacción es:

El  $\text{CO}_2$  producido por el proceso metabólico de glucosa reacciona con moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  de la sangre para formar  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbónico), esta es una reacción de adición en cual aparece una sustancia nueva:

$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ , el ácido carbónico casi inmediatamente libera el ión  $\text{H}^+$  transformándose en ión bicarbonato  $\text{HCO}_3^-$  así:



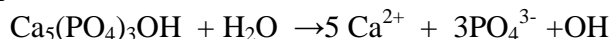
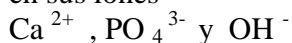
## 2. Reacciones de Descomposición:

Son aquellas en las cuales un simple reactivo se descompone en dos o más sustancias. Las podemos ejemplificar así:

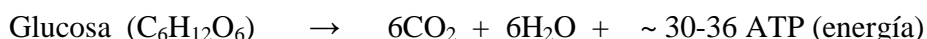


Ejemplos de este tipo de reacción es:

- a. El hidroxifosfato de Calcio  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$  es el principal componente de los huesos del hombre, en el organismo el ión  $\text{Ca}^{+2}$  es liberado de la estructura ósea al torrente sanguíneo estimulado por la hormona que secreta la glándula paratiroides. El fosfato de calcio en esta reacción se descompone en sus iones



- b. El azúcar que entra en el organismo humano a través de los alimentos, se transforma en glucosa. La glucosa se descompone en gas carbónico agua y energía necesaria para las funciones vitales del organismo.



## 3. Reacciones de Reemplazo simple también llamadas de sustitución simple:

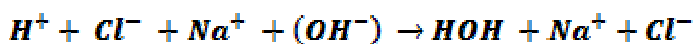
Son reacciones en las cuales un átomo libre o ión, reemplaza a un átomo o ión dentro de una molécula reaccionante. Por ejemplo la reacción entre Yoduro de potasio (KI) y el cloro ( $\text{Cl}_2$ ) gaseoso que se burbujea en la solución de Yoduro, en la cual un ión  $\text{Cl}^-$ , reemplaza el átomo de Yodo, así:



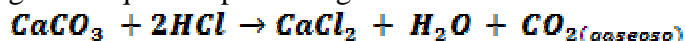
## 4. Reacciones de Reemplazo doble o doble sustitución:

Estas reacciones ocurren cuando dos compuestos iónicos se disuelven en sus respectivos iones, formando una mezcla de 4 iones, dos con carga negativa y dos con carga positiva, estos se recombinan en la solución dando como resultado, (1) un material insoluble, (2) un material covalente como el agua, o (3) un material gaseoso que se escapa. No necesariamente todos los iones reaccionan, en ocasiones algunos iones permanecen en la solución.

Ejemplo de éste tipo de reacción es:



Otro ejemplo es el tipo de reacción en la cual algunos iones forman un compuesto gaseoso que escapa como gas:



La mayoría de las reacciones que ocurren en los seres vivos son reacciones de *transferencia*, *oxido reducción*, *eliminación*, *reordenamiento*, *isomerización* y *cambios del enlace carbono-carbono*, que son denominaciones específicas a reacciones que están dentro de los 4 tipos señalados anteriormente.

### III. Parte Experimental

#### Materiales y Reactivos:

- 9 tubos de ensayo
- 1 gradilla para tubos de ensayo
- Varilla de agitación
- 2 erlemeyer de
- 2 pipetas graduadas
- 6 pipetas volumétricas de
- 2 Pinzas para tubo de ensayo
- Globos de fiesta (1 globo)
- Lupa estereoscópica
- Cicarbonato de calcio
- Láminas delgadas de cobre metálico (4 cm de largo por 0.3 cm de ancho)
- Papel aluminio ( 2cm de ancho por 2 cm de largo)
- Acido clorhídrico 6 M.
- Nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ )
- Acido acético (vinagre)  $\text{CH}_3\text{CO}_2$  60% v/v
- Solución de Acido clorhídrico HCl 6 M
- Nitrato de plata  $\text{AgNO}_3$  0,1 M
- Ioduro de potasio KI 0,1M
- Nitrato de plomo  $\text{PbNO}_3$  0,1 M
- Nitrato de Cobre  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  0,1M
- Nitrato de Hierro  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  0,1M
- Granallas de Zinc.(2 granallas)
- Solución de cromato de potasio  $\text{K}_2\text{CrO}_2$  0,1 M,
- NaOH (hidroxido de sodio) 0,1 M
- Un pedazo de 2 cm de un alambre de hierro (común) muy delgado.
- Sulfato de cobre pentahidratado

#### Cuidados en el desarrollo de la práctica:

- El acido clorhídrico es un acido fuerte, el contacto con la piel puede causar quemaduras, es necesario usar siempre lentes y guantes de protección durante su manipulación.
- Antes de empezar el experimento con el uso de mechero, tome unos minutos conociendo el mechero, aumentando y disminuyendo el volumen del gas entrante, observando el color e intensidad de la llama en cada caso. Pregunte al profesor de laboratorio sobre la mejor calidad de llama para empezar a usarlo.

### Desarrollo experimental:

#### Actividad N°1:

Observación de sustancias puras que son parte del metabolismo humano usando la lupa estereoscópica:

Observe y describa cuidadosamente cada una de las siguientes sustancias, teniendo en cuenta su estado, color, olor, apariencia, etc.:

**Glucosa, Almidón, Carbonato de Calcio, Fosfato de Calcio, Cloruro de Sodio.**

#### Actividad N°2:

1. A un matraz erlemeyer de 200 ml adicione 100 ml de ácido acético 60 % v/v.
2. En un globo de fiesta, coloque 5 g de bicarbonato de calcio (polvo de hornear), Con mucho cuidado inserte la boca del globo que es elástica en la boca del matraz erlemeyer que contiene el ácido acético (fig. N. 1).
3. Adicione desde el globo el bicarbonato de sodio, sujete firmemente la boca del globo pegada a la boca del matraz erlemeyer.

Observe cuidadosamente que ocurre, describa todas sus observaciones y con base en las siguientes ecuaciones saque las conclusiones relacionadas con las observaciones.

Carbonato de calcio:  $\text{CaCO}_3$

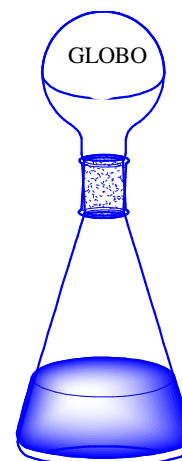
Ácido Acético:  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$

Ácido carbónico:  $\text{H}_2\text{CO}_3$

- a) 
$$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$$
, el ácido carbónico producido en esta reacción es muy inestable a temperatura ambiente, la molécula se rompe:
- b) 
$$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

La reacción completa es la suma de las reacciones a y b.

- c) 
$$2 \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$$



**FIGURA 1.** Erlemeyer con solución reaccionante y globo.

#### Actividad N°3:

En un tubo de ensayo colocar 2 mL de HCl (ácido clorhídrico) 6M y agregar 10 gotas de  $\text{AgNO}_3$  0,1 M (nitrato de plata).

- Anotar lo que sucede.
- Anotar la ecuación balanceada de la reacción.
- ¿A qué tipo de reacción pertenece?

**Actividad N°4:**

En un tubo de ensayo colocar 2 mL de HCl (ácido clorhídrico) 6M y agregar 10 gotas de  $\text{PbNO}_3$  0,1 M (nitrato de plata).

- Anotar lo que sucede.
- Anotar la ecuación balanceada.
- ¿A qué tipo de reacción pertenece?

**Actividad N°5:**

En un tubo de ensayo colocar 1mL de solución de cromato de potasio  $\text{K}_2\text{CrO}_2$  0,1 M, adicionar lentamente 10 gotas de solución de Nitrato de plata  $\text{AgNO}_3$  0,1 M.

- Anotar lo que sucede
- Anotar la ecuación balanceada de la reacción
- ¿a qué tipo de reacción pertenece?

**Actividad N°6:**

En un tubo de ensayo colocar 2 mL de KI (yoduro de potasio) 0,1 M , adicionar 2 ml de  $\text{Pb(NO}_3)_2$  (nitrato de plomo) 0,1 M ( si no tiene nitrato de plomo lo puede hacer con una solución de nitrato de plata).

- Anotar lo que sucede.
- Anotar la ecuación balanceada.
- ¿A qué tipo de reacción pertenece?

**Actividad N°7:**

Colocar en un tubo de ensayo granallas de cinc (Zn), adicionar 2 mL de HCl 6M, observe y anote detalladamente:

- Anotar lo que sucede.
- Anotar la ecuación balanceada.
- ¿A qué tipo de reacción pertenece?

**Actividad N°8:**

Con mucho cuidado colocar un clip metálico dentro de un vaso de precipitado de 50 mL, adicionar 10 mL de solución de  $\text{Cu}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (sulfato de cobre (II) pentahidratado), dejar reaccionar .

- Anotar lo que sucede.
- Anotar la ecuación balanceada.
- Investigue qué tipo de reacción pertenece desde el punto de vista de la electroquímica.

**Actividad N°9:**

En un vaso de precipitado de 50 ml colocar una tira de lámina de cobre o un trocito de alambre de cobre enrollado en forma de espiral, adicione al vaso 10 ml de disolución de Nitrato de Plata 0.1 M. Deje reposar por unos minutos la mezcla.

- Observe y anote sus observaciones.
- Plantee la ecuación química que describe la reacción.
- Investigue por qué ocurren este tipo de reacciones desde el punto de vista electroquímico.

**Actividad N°10:**

Rotular cuidadosamente 5 tubos de ensayo, en cada uno de ellos adicionar la cantidad de sustancias que se indica a continuación :

- TUBO N.1: Agregar pedacitos de lámina de cobre finamente picados, luego adiciones sobre el cobre 2 mL de solución de HCl 6 M.
- TUBO N.2: Agregar pedacitos de papel aluminio finamente picados, luego agregar 2 mL de HCl (ácido clorhídrico) 6 M.
- TUBO N.3: Agregar pedacitos de papel aluminio finamente picado, luego agregar 2 ml de solución de  $\text{NaNO}_3$  (nitrato de sodio) 0.1 M.
- TUBO N.4: Agregar 1 mL de solución de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  (nitrato de cobre) 0,1 M y luego agregar 1 mL de solución de NaOH (hidróxido de sodio) 0,1 M
- TUBO N.5: Agregar 1 ml de solución de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  (nitrato de hierro) 0,1 M y luego agregar 1 mL de solución de NaOH (hidróxido de sodio) 0,1 M

Observe cuidadosamente la reacción que ocurre en cada tubo de ensayo, anote sus observaciones tales como; cambio de color, aparición de nuevo producto, burbujeo, etc. y plantee y clasifique la ecuación química que corresponda en cada tubo.

**IV. Referencias Bibliográficas**

- John W. Hole, Jr. *Human Anatomy Physiology*. Dubuque Iowa. Wm. C. Brown Publishers.1993
- Chang Raymond. *Química*. Novena edición. México. Mc Graw Hill. 2007.
- *Consulta en página de internet:*  
Autor: Chemtutor.com  
Titulo de la página: "Chemical Reactions:"  
Tema específico del cual se consulta: Chemical Reactions  
Dirección Web: <http://www.chemtutor.com/solution.htm>  
Fecha de Acceso o Revisión: 10/12/2009



## GUÍA DE LABORATORIO N° 5

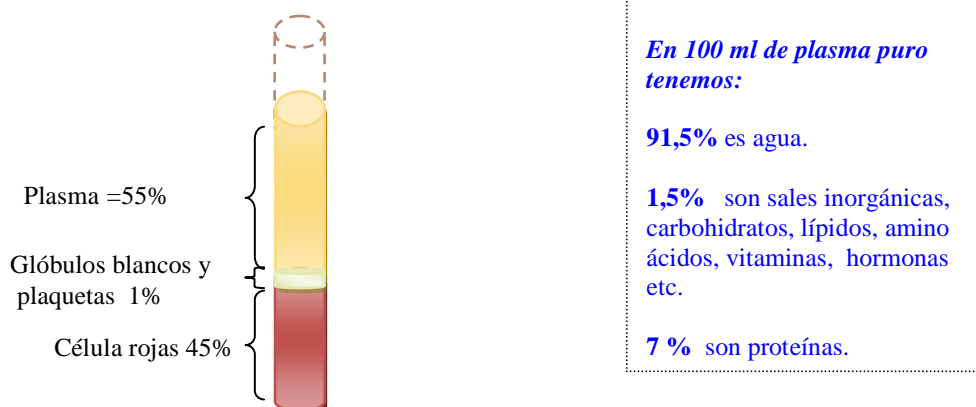
### PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

#### I. Objetivos

1. Entender experimentalmente el significado de la concentración de una disolución y sus unidades de medida
2. Preparar algunas soluciones de uso común en clínica.

#### II. Introducción

La preparación de disoluciones tiene una aplicación muy directa en las ciencias de la salud humana dado que el 70% de su peso corporal esta compuesto de agua. Es el agua el líquido que actúa como **disolvente** de los compuestos químicos tales como iones, proteínas, grasas, hormonas, etc. quienes a su vez actúan como **solutos**. En la figura N.1 podemos ver la composición del plasma sanguíneo humano como ejemplo de una disolución.



**Figura N1.** Composición de la sangre

Es claro que el aumento de la concentración de una sustancia determinada en el fluido sanguíneo, por ejemplo, puede ser la señal de una enfermedad, y el grado de concentración una indicación del órgano enfermo o de su anormal funcionamiento.

En medicina es importante también la concentración de las sustancias que componen la orina como un indicador del funcionamiento de algunos órganos incluido el riñón.

Tener una imagen clara del significado de la concentración de una sustancia en una disolución es una herramienta de mucha utilidad para el profesional de la salud.

**Definición de disoluciones:** Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, hay distintos tipos de disoluciones dependiendo del estado físico original de cada uno de los componentes. La tabla 1. muestra los diferentes tipos de disoluciones.

Las disoluciones de acuerdo a su capacidad para disolver un soluto se pueden clasificar así:

1. **Disolución Saturada:** contiene la máxima concentración de un soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica.
2. **Disolución no-saturada:** Contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver.
3. **Disolución sobresaturada:** contiene más soluto que una disolución saturada, estas no son muy estables, con el tiempo el soluto se separa formando cristales.

El estudio cuantitativo de las disoluciones requiere que se conozca su **Concentración**, es decir la

<i>Componente 1</i>	<i>Componente 2</i>	<i>Estado de la disolución resultante</i>	<i>Ejemplos</i>
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	CO <sub>2</sub> y O <sub>2</sub> en plasma de la sangre.
Gas	Sólido	Sólido	N <sub>2</sub> en acero, como falla estructural
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua/, azúcar/ en agua, Calcio/en orina

*cantidad de soluto presente en un volumen determinado de disolución.*

**Tabla N.1.** Tipos de disoluciones de acuerdo al estado físico de sus componentes

Sólido	Sólido	Sólido	Amalgama para las caries dentales contiene una mezcla de Plata, mercurio, cobre y zinc.
--------	--------	--------	---

***Tipos de Unidades de concentración:***

- a. Porcentaje en masa o porcentaje peso a peso (%p/p):** Esta Unidad de concentración nos dice cuantos gramos de soluto contiene cada 100g de solución.

$$\text{Porcentaje peso a peso} = \frac{\text{Masa total de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100$$

o podemos expresar:  $\text{Porcentaje peso a peso} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa total de la disolución}} \times 100$

- b. Porcentaje peso a volumen (%P/V):** Esta Unidad de medida nos dice cuantos gramos de soluto hay en 100 mL de solución

- c. **Molaridad (M):** Esta unidad nos dice cuantos moles de soluto contiene un litro de la solución. Para calcular el número de moles de una sustancia química procedemos de la siguiente forma:

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}} = \frac{\text{Moles}}{L}$$

- Debemos conocer exactamente la fórmula química de la sustancia
- Debemos calcular el peso molecular de dicha sustancia.
- El número de moles se calcula con la siguiente expresión:

$$\text{Número de moles de soluto} = \frac{\text{peso de soluto}}{\text{peso molecular de soluto}}$$

### Ejemplos de cálculo:

**Ejemplo 1:** Calcular el número de moles de agua H<sub>2</sub>O que hay en 0,2 g de agua.

**Paso 1:** Calculo el peso molecular del agua: Formula= H<sub>2</sub>O

Masa molar de O = 15,999 g

Masa molar de H= 1,007 g

Peso de 1 mol de agua = 2x (peso molar de H) + 1x (peso molar del O)

Peso de 1 mol de agua = 2x (1,007g) + 15,999g = 18,013g

**Paso 2:** calculo el número de moles de agua:

$$\text{Número de moles de agua} = \frac{0,2 \text{ g}}{18,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,011 \text{ moles}$$

**Ejemplo 2:** Calcular la molaridad de una solución de sulfato de cobre pentahidratado (CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O) que se preparó pesando 3,0 g de CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O y se disolvió en agua hasta completar 100 mL de solución.

**Paso 1.** Si debo calcular molaridad, entonces recuerdo a la definición de molaridad:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}} = \frac{\text{Moles}}{L}$$

**Paso 2:** De acuerdo a la definición de molaridad, debo encontrar el número de moles de CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O que hay en los 3,0g que se pesaron Así:

1mol de CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O = (peso de 1 mol de Cu) + (peso de un mol de S) + 4x(Peso de 1 mol de O) + 5 x (peso de 1 mol de H<sub>2</sub>O)

1mol del CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O = 63,55 g+ 32,06 g+ 4x(16,00) g+ 5x(18,03) g= 249,67g

$$\text{El número de moles que hay en 3,0 g de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \frac{3,0\text{g}}{249,61 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,012\text{mol}$$

**Paso 3:** Con todos los valores obtenidos en **paso 2**, se puede ahora calcular la molaridad de la solución, considerando que el volumen de la solución es de 100ml.

Teniendo en cuenta la definición de molaridad aquí expresada, debo pasar los 100 ml a litros.

**Un litro = 1000ml**, entonces paso 100 mL a litros así:

$$100\text{mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{ml}} = 0,1\text{L}$$

Con el volumen de la solución expresado en litros y el número de moles del soluto  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , simplemente se reemplaza en la expresión de molaridad:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}} = \frac{\text{Moles}}{\text{L}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}} = \frac{0,012\text{Moles}}{0,1\text{L}} = 0,12 \frac{\text{moles}}{\text{L}} = 0,12\text{M}$$

**d. Molalidad (m):** Es una medida que nos indica cuantos moles de soluto están presentes en un kilogramo de la disolución.

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kilogramo de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{Kg}}$$

**e. Normalidad:** Es una medida que nos indica la cantidad de equivalentes de soluto están presentes en una disolución:

$$N = \frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{\text{equiv.}}{\text{L}}$$

En el campo de la salud humana, hay algunas soluciones de uso común en tratamientos clínicos cuya preparación y composición es importante conocer:

**Suero fisiológico:** El suero fisiológico es una mezcla de agua destilada con cloruro de sodio, tiene la misma concentración en cloruro de sodio que tiene la sangre, por esto se conoce como *disolución isotónica* y en consecuencia, la solución es 0,9 gramos de NaCl (s) puro disueltos en un 100 mL de disolución ( 0,9% p/v)

**Suero glucosado:** Es una solución cuyo soluto es glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) y cuyo solvente es **suero fisiológico** . En la farmacia se encuentran al 5 % p/v isotónico, esto quiere decir que cada 100 ml de suero, contiene 5 g de glucosa, también se encuentra suero al 10 % p/v y 20 % p/v.

El suero glucosado al 5 % proporciona, además, un aporte calórico nada despreciable. Cada litro de solución glucosada al 5 % aporta 50 gramos de glucosa, que equivale a 200 Kcal. Este aporte calórico reduce el catabolismo proteico, y actúa por otra parte como protector hepático y como material de combustible de los tejidos del organismo más necesitados ( sistema nervioso central y miocardio ).

### ***III . Parte experimental:***

#### ***Materiales y reactivos***

- Balanza digital
- Varilla de gitación
- 3 Vidrio reloj
- 3 Pipetas totales y parciales 5,10, y 20 mL
- 5 Vasos de precipitados 100 mL
- Propipeta
- 5 Matraces aforados 100mL.
- Cloruro de sodio NaCl(s))
- Bicarbonato de sodio NaHCO<sub>3</sub>
- Glucosa C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>(s);
- Solución de hipoclorito de sodio comercial

#### ***Cuidados en el desarrollo experimental***

- El yoduro de potasio y el yodo solido son reactivos tóxicos que se deben manipular con cuidado.
- En la preparación del suero fisiológico debe tenerse especial cuidado en la asepsia de todos los materiales y reactivos utilizados si la disolución va a ser suministrada al ser humano.

### ***Desarrollo experimental***

#### **A. Preparación de disoluciones.**

Para preparar cada una de las siguientes disoluciones se deben seguir los siguientes dos pasos:

1. Hacer los cálculos correspondientes antes de comenzar cada preparación.
2. Seguir paso a paso las instrucciones para la preparación descritas abajo.

**Disolución 1:** Preparar 100 mL de una disolución de cloruro de sodio (NaCl) 2 M.

- Reporte los cálculos correspondientes

**Disolución 2:** Preparar 100 mL de una disolución de Bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>)

- 1,5 M. Reporte los cálculos correspondientes.

**Disolución 3:** Preparar 100 mL de una disolución de suero fisiológico al 0.9% p/v. Guardar esta solución para la disolución 4.

- Exprese la concentración en M, reporte los cálculos correspondientes.

**Disolución 4:** Preparar 100 mL de suero glucosado al 5 %p/v

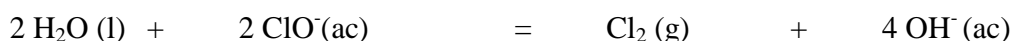
- Exprese la concentración en M, reporte los cálculos correspondientes.

*El procedimiento general para preparar cada una de las disoluciones es el siguiente:*

1. Pesar los gramos de soluto calculados en vidrio reloj limpio y seco.
2. Trasladar el soluto a un vaso de precipitado.
3. Enjuague el vidrio reloj con agua destilada desde la piseta, dejándola caer en el vaso de precipitado.
4. Agregar agua destilada al vaso de precipitado para disolver el soluto, utilice varilla de vidrio. El volumen de agua agregado debe ser **inferior** al volumen total de la solución a preparar.
5. Verter la solución a un matraz aforado del volumen correspondiente.
6. Enjuagar el vaso de precipitado y la varilla y vaciar al matraz, repetir si es necesario.
7. Agregar agua destilada al matraz con la piseta, hasta el aforo.
8. Tapar el matraz, asegurándose que la tapa quede bien ajustada y agite para homogenizar la solución. Consulte en que recipiente será conservada la solución.

#### ***B. Preparación de disoluciones a partir de una disolución más concentrada (por dilución)***

**Disolución de hipoclorito de sodio:** El hipoclorito de sodio se expende en el comercio bajo distintos nombres (Clorinda, cloro líquido, etc), el hipoclorito de sodio libera cloro gaseoso según la siguiente ecuación química:



Se ha determinado que esas soluciones comerciales contienen cloro a 14 % p/v.

**Actividad 1:** Preparar 100 ml de disolución diluida de hipoclorito del sodio al 1.2 % p/v,

- Expresar esta concentración en molaridad y en molalidad.
- Anotar todo el procedimiento de cálculo matemático en el informe.

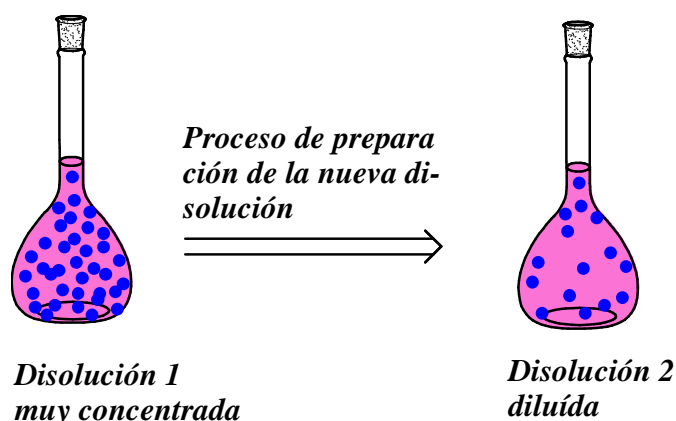
*El procedimiento general para preparar disoluciones desde una solución más concentrada es el siguiente:*

1. Sea  $C_1$  y  $V_1$  la concentración y el volumen de la solución 1 o más concentrada a partir de la cual se preparará la solución 2 más diluida.
2.  $C_2$  y  $V_2$  son la concentración y el volumen correspondientes a la solución diluida que se va a preparar.

3. Si la relación es :  $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

Por lo tanto,  $V_2$  lo despejo de la ecuación anterior así:  $V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$

- El  $V_2$  calculado es el volumen que se debe tomar de la solución 1 y llevar al matraz en el cual se va a preparar la solución 2. La figura 2 muestra un esquema de las dos soluciones.



**Figura 2.** Los matraces 1 y 2 muestran en forma esquemática a través del número de puntos la disolución 1 más concentrada y la disolución 2 (preparada a partir de la disolución 1), con menos concentración.

Procedimiento a seguir:

1. Extraer con pipeta el volumen  $V_2$  calculado.
2. Dejar escurrir la solución en matraz aforado del volumen adecuado. No soplar la pipeta. (Si se tratara de un ácido, siempre se agrega **sobre agua**, por lo que el matraz debería contener previamente algunos mL de agua destilada)
3. Agregar agua al matraz hasta aforar.
4. Homogeneizar la solución con el matraz bien tapado. Consulte en que recipiente será conservada la solución.

#### IV. Referencias Bibliográficas

- John W. Hole, Jr. *Human Anatomy Physiology*. Dubuque Iowa. Wm. C. Brown Publishers. 1993
- Chang Raymond. *Química*. Novena edición. México. Mc Graw Hill. 2007.
- Consulta en página de internet:  
Autor: Uninet.edu Dirección Web: <http://tratado.uninet.edu/c060206.html>  
Titulo de la página: "Tipos de disoluciones químicas:"



Tema específico del cual se consulta: Disoluciones químicas

## GUÍA DE LABORATORIO N° 6

### ESTUDIO DE PH, SOLUCIONES BUFFER Y NEUTRALIZACIÓN ACIDO-BASE

#### I. Objetivos

1. Observar experimentalmente la fuerza de ácidos fuertes sobre algunos compuestos orgánicos
2. Determinar experimentalmente sustancias ácidas y básicas de uso frecuente en la vida diaria.
3. Conocer experimentalmente el poder regulador del pH de las soluciones buffer o reguladoras de pH.
4. Entender el significado de neutralización de un ácido por una base en forma empírica

#### II. Introducción

Diariamente encontramos sustancias ácidas y básicas. Frutas como limón, naranjas, kiwi, etc, contienen ácidos y sustancias como detergentes y jabones son sustancias básicas.

En el cuerpo humano la propiedad de acidez y basicidad está presente en la sangre, en la orina, en la saliva, etc., cumpliendo un rol fisiológico importante.

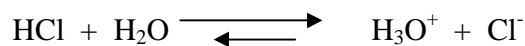
En química podemos definir los ácidos y las bases de la siguiente manera:

**Ácidos:** Son compuestos que pueden donar un ión hidrógeno  $\text{H}^+$  o llamado también protón.

**Bases:** Son compuestos que pueden aceptar un ión hidrogeno  $\text{H}^+$  o un protón.

Este sistema de clasificación fue propuesto por Johannes Brønsted y Thomas Lowry en 1923, y es conocido como la teoría de Brønsted y Lowry. Entonces podemos decir que un donador de protones es un ácido y un aceptor de protones es una base.

Cuando el HCl (ácido clorhídrico) reacciona con el agua ocurre lo siguiente:

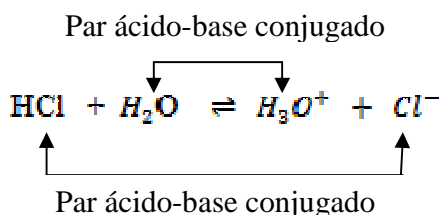


**HCl es un ácido y H<sub>2</sub>O es una base**, por lo tanto HCl dona su protón y queda como ión cloro ( $\text{Cl}^-$ ), y el  $\text{H}_2\text{O}$  acepta el protón quedando como ión hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

En la reacción inversa de derecha a izquierda, el  $\text{H}_3\text{O}^+$  es un ácido y el  $\text{Cl}^-$  es una base. Como lo indican las flechas el equilibrio en esta reacción está desplazado hacia la derecha. Esto significa que por cada 100 moléculas de HCl disueltas en agua, 990 se han convertido en  $\text{Cl}^-$  y sólo 10 permanecen en forma de HCl en el equilibrio. Pero  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ión hidronio) también es un ácido y puede donar un protón a la base,  $\text{Cl}^-$ .

¿Por qué el el ión hidronio no dona un protón al  $\text{Cl}^-$  con la misma facilidad que lo hace el  $\text{HCl}$ ? . La respuesta a esta pregunta es que tanto ácidos como bases tienen distinta fuerza.  $\text{HCl}$  es un ácido tan fuerte como el ión hidronio  $\text{H}^+$  y el agua es una base tan fuerte como el ión  $\text{Cl}^-$ .

La teoría de Brønsted - Lowry , cada reacción ácido base, crea sus **pares acido-base conjugados**. En la reacción que estamos estudiando, el  $\text{HCl}$  que es un acido, cuando dona un protón y se convierte en su base conjugada  $\text{Cl}^-$ . Así, el  $\text{H}_2\text{O}$  que es una base, cuando acepta un protón se convierte en un ácido,  $\text{H}_3\text{O}^+$  llamado ión hidronio.



Existen diferentes tipos de ácidos de acuerdo a la cantidad de protones que donan, así:

- **Ácidos Monoproticos:** son aquellos que sólo pueden donar un  $\text{H}^+$  o protón, tales como  $\text{HCl}$  (ácido clorhídrico),  $\text{HNO}_3$  (ácido Nítrico),  $\text{HCOOH}$  (ácido metanoico), y  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido etanoico), los hidrógenos subrayados son los hidrógenos que la molécula dona.
- **Ácidos di-proticos o tri-proticos:** son aquellos que donan dos o tres protones, tales como  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico),  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbónico) y  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (ácido fosfórico). Sin embargo de acuerdo a la teoría Brønsted – Lowry cada ácido es considerado monopólico, en el sentido que la donación de cada uno de sus protones los hace en pasos distintos. (primero dona un protón, y luego en otro equilibrio dona el segundo protón) Ejemplo:



Podemos observar que la especie química  $\text{HCO}_3^-$  es una base conjugada en la reacción (1), y en la reacción (2) es un ácido. Este tipo de compuestos que actúan como base y como ácido son llamados **Anfiproticos**.

En la semi-reacción del agua:



El agua actúa como ácido cuando dona un protón, y como una base cuando acepta un protón. En el agua pura el equilibrio está desplazado hacia la izquierda, lo cual quiere decir que muy pocos iones hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) y iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) se han formado.

En efecto en un litro de agua pura, sólo se encuentran  $1 \times 10^{-7}$  moles de ión hidronio y  $1 \times 10^{-7}$  moles de ión hidroxilo.

La constante de disociación del agua es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \text{ esta ecuación Puede ser reescrita como:}$$

$$K_w = k_a [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad K_w \text{ la constante de ionización del agua o producto iónico permanece constante a temperatura ambiente.}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14} = [1 \times 10^{-7}][1 \times 10^{-7}]$$

El producto iónico del agua, se aplica no sólo al agua pura, también se aplica a soluciones acuosas, lo cual es muy conveniente, pues si conocemos la concentración del ión hidronio, automáticamente podemos conocer la concentración del ión hidróxido y viceversa.

Por ejemplo si tenemos una solución de HCl (ácido clorhídrico) 0.01 M, sabemos que el ácido clorhídrico se disocia completamente, entonces la concentración del ión hidronio  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} M$ , lo cual significa que si reemplazamos en la ecuación de  $K_w$ , tenemos:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} M$$

La medida de la fuerza de una solución básica o ácida fue introducida por P.L. Sorensen a través de una escala de pH así:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Tal como lo habíamos dicho antes, en el agua pura la concentración de  $H_3O^+$  (ión hidronio) es de  $1 \times 10^{-7} M$ . El logaritmo de este valor es igual a **-7**, por lo tanto de acuerdo a la ecuación del pH, el pH del agua pura es **+7**. Dado que el agua es un anfiprótico, *el pH 7 significa que el agua pura es una solución neutra*.

Por otro lado podemos medir la concentración de iones hidronio en una solución de HCl 0,01 M, sabemos que el HCl se disocia completamente, por lo tanto tenemos que la concentración  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} M$ , si reemplazamos este valor en la ecuación de pH, obtenemos un pH = 2. En consecuencia la escala de pH muestra que las soluciones con pH menor que 7 son ácidas y con pH mayor que 7 son básicas.

**0 1 2 3 4 5 6      7      8 9 10 11 12 13 14**  
*Ácido                  Neutro                  Básico*

$$pH + pOH = 14$$

El pH de una solución puede ser medido convenientemente por medio de un instrumento llamado pH-metro. La medida del pH se efectúa introduciendo un electrodo del pH-metro dentro de la solución a la cual se le quiere medir el pH.

Una medida menos precisa del pH se puede hacer usando un papel indicador de pH, éste papel está impregnado con un compuesto orgánico que cambia de color a diferentes valores de pH. El fabricante del papel acompaña el papel con una carta de colores, en la cual cada color que tiene su correspondiente valor de pH.

Para medir el pH de una solución con este papel, basta impregnar el papel con la solución a la cual le queremos medir el pH, después comparamos el color que tomó el papel con la

carta de colores proporcionada por el fabricante y así obtenemos el valor de pH correspondiente.

Existen además una serie de indicadores líquidos, que cumplen la misma función que cumple el papel pH como la fenolftaleína, bromo timol, etc.

Hay ciertas soluciones que se resisten al cambio del pH cuando les adicionamos un ácido o una base, este tipo de soluciones son llamadas **Buffers o amortiguadoras**.

Un buen sistema buffer es una solución en la cual se ha mezclado un ácido débil con su base conjugada.

Un ejemplo muy importante de solución buffer o reguladora es **nuestra sangre**, en ella el sistema buffer creado por el **ácido carbónico - bicarbonato** mantiene el pH muy cercano a 7.4. Un sistema buffer resiste grandes cambios de pH porque el *principio de Le chatelier* gobierna las condiciones de equilibrio, este principio lo podemos explicar así:

El sistema ácido carbónico- bicarbonato lo podemos expresar así:



**Este sistema tiene un pH de 6,37** cuando el ácido carbónico y el bicarbonato tienen iguales concentraciones.

En este sistema cualquier adición de  $H_3O^+$  (ión hidronio), **desplazará el equilibrio hacia la izquierda**, con ello se reduce la concentración del ión hidronio hasta llegar al valor inicial, de tal manera que se conserva el valor de la constante, en consecuencia el cambio en el pH es muy pequeño.

Por otro lado si se adiciona una base, o sea aumenta la concentración de  $OH^-$  y este reaccionará con  $H_3O^+$ , en este caso el equilibrio se va a **desplazar hacia la derecha** pues el sistema trata de reponer los  $H_3O^+$  que habían reaccionado con el  $OH^-$ , en consecuencia el cambio del pH, también es pequeño.

Las soluciones buffer se estabilizan a cierto pH, esto depende de la naturaleza de la solución buffer y su concentración. La ecuación **Henderson-Hasselbalch** que aparece a continuación muestra la relación entre pH y la concentración:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

[HA] representa la concentración del ácido y  $[A^-]$  la concentración de la base conjugada y  $K_a$  es la constante de disociación del ácido.

Recordemos que  $pK_a = -\log K_a$

Tomemos nuevamente el sistema buffer del ácido carbónico:



Podemos expresar la constante de disociación del ácido carbónico así:

$$K_a = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]}$$

El  $pK_a$  del sistema buffer de ácido carbónico es 6.37 cuando las condiciones equimolares existen, esto es cuando  $[HA] = [A^-]$ , en este caso, el segundo termino en la ecuación **Herderson-Hasselbalch** es cero, porque:

$$\frac{[A^-]}{[HA]} = 1 \text{ y el } \log 1 = 0, \text{ entonces el pH es igual al } pK_a, \text{ o sea } 6.37.$$

Ahora bien, supongamos que la concentración de bicarbonato es 10 veces mayor que la concentración que el ácido carbónico, tendríamos:

$$\frac{[A^-]}{[HA]} = 10 \text{ y el } \log 10 = 1, \text{ entonces el pH de la solución buffer se calcula así:}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 6,37 + 1,0 = 7,37$$

Esto es lo que ocurre en nuestra sangre, la concentración de bicarbonato es diez veces mayor que la concentración del ácido carbónico, y esto hace que el **pH de la sangre se mantenga en 7,4**. Un cambio agrando de pH (por acidosis o alcalosis) en nuestra sangre puede ser fatal.

El segundo sistema “buffer” que trabaja en nuestra sangre de la misma manera es el sistema buffer ácido fosfórico - fosfato:

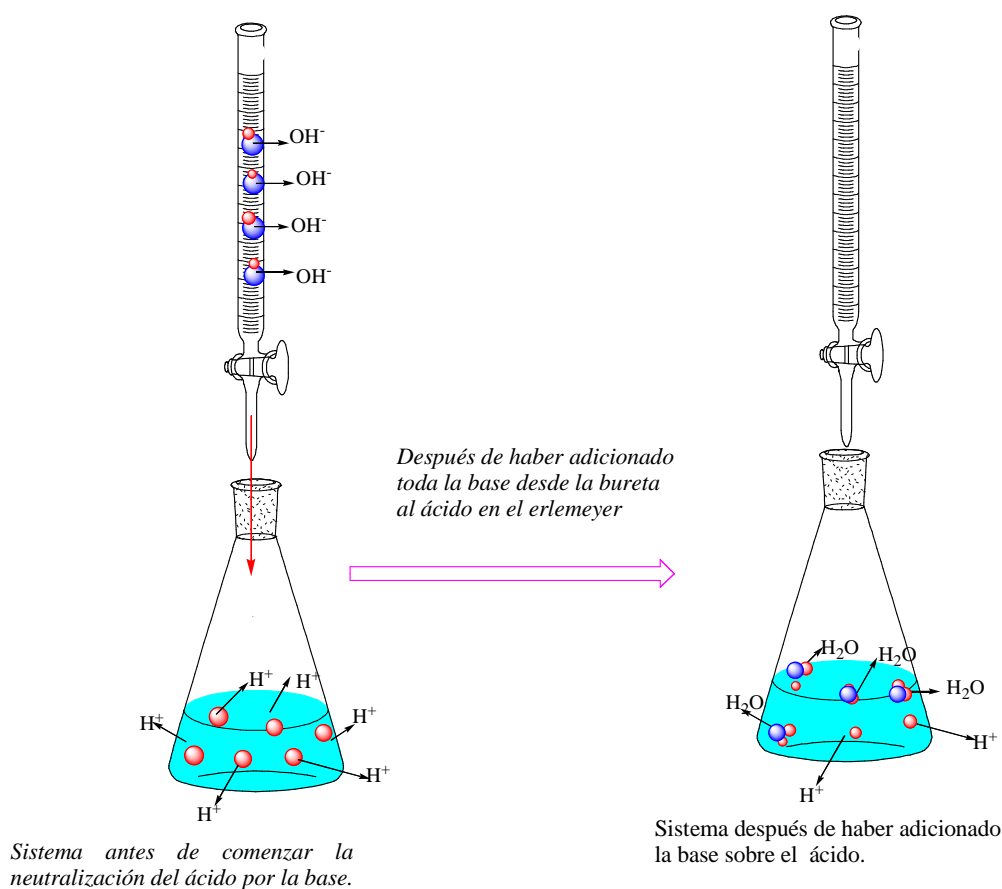


El  $pK_a$  de este sistema buffer es 7,21, lo cual requiere que la relación entre la concentración de  $[HPO_4^{2-}]$  a  $[H_2PO_4^-]$  es de 1,6 a 1.0 molar para mantener el pH de la sangre en 7,4.

#### **Neutralización de un ácido por una base:**

De acuerdo a todo lo estudiado sobre ácidos y bases, podemos entender ahora el significado de la neutralización, si una solución ácida contiene iones  $H^+$  y una solución básica contiene iones  $OH^-$ , al unirse estas dos soluciones desde el punto de vista químico tenemos:  $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ , así, cada ión  $H^+$  se une con un ión  $OH^-$  formando agua, si la cantidad de  $H^+$  es igual a la cantidad de  $OH^-$ , toda la solución se ha transformado en agua, por lo tanto queda **Neutra**.

Podemos ver la neutralización esquemáticamente en la figura N.1.



**Figura N.1** Esquema experimental que representa el proceso de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte. Observe que después de la adición de la base se forman 4 moléculas de agua y quedan dos iones  $H^+$  libres, dando un carácter ácido a la solución resultante después de la neutralización

Es posible calcular la concentración de un ácido fuerte mediante la neutralización de un pequeño volumen del mismo con una base fuerte así:

$$(\text{Volumen de base gastado en la neutralización}) \times (\text{Concentración de la base}) = \text{Moles de base}$$

En el proceso de neutralización completo tenemos:

$$\text{Número de moles de la base} = \text{Número de moles del ácido}$$

$$\text{Si : } \text{Número de moles del ácido} = (\text{Concentración del ácido}) \times (\text{volumen del ácido})$$

Entonces:

$$\text{Número de moles de la base} = (\text{Concentración del ácido}) \times (\text{volumen del ácido})$$

De esta última ecuación despejo la concentración del ácido así:

$$\text{Concentración del ácido} = \frac{\text{número de moles de la base}}{\text{Volumen del ácido}}$$

### III. Procedimiento Experimental

#### Materiales y Reactivos:

- 19 tubos de ensayo
- 2 gotarios
- Gradilla
- Papel indicador de pH
  - (una caja por grupo)
- pH-metro
- 8 vasos de precipitado de 50 mL.
- 2 pipetas aforadas de 5 mL
- 2 pipetas graduadas de 1 mL.
- 1 buretas
- 1 erlemeyer de 200 mL
- Jamón partido en pedazos diminutos
- Azúcar común
- Muestras de las siguientes sustancias comunes que deberán estar en tubos ependorf y deberán ser frescas:
  - Leche
  - Coca-Cola
  - Disolución de jabón
  - Vinagre de cocina
  - Acido Clorhídric (HCl) 0,1 M
    - Hidróxido de sodio(NaOH) 0,1M
- Bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) 0,1 M
- Amoniaco acuoso
  - ( $\text{NH}_3$ ) 0,1M
- Acetatode sodio
- ( $\text{CH}_3\text{COO}^-\text{Na}^+$ ) 0,1 M
- Agua potable
- Agua destilada
- Muestra de ácido clorhídrico con una concentración desconocida
  - para el alumno que debe preparar el profesor.
- Acido sulfúrico concentrado
- Acido clorhídrico conentrado
- Solución de ácido sulfúrico 6M
- Solución de ácido clorhídrico 6M
- Solución de hidróxido de sodio 0,1 M
- Solución de Acido clorhídrico 0,1 M
- Solución indicadora de fenolftaleína 1%.
- Bicarbonato de sodio 0,1 M

#### Cuidados en el desarrollo de la práctica:

- El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, el contacto con la piel puede causar quemaduras, es necesario usar siempre lentes y guantes de protección durante su manipulación.
- El ácido sulfúrico es un ácido fuerte, el contacto con la piel puede causar quemaduras más graves que el ácido clorhídrico, es necesario usar siempre lentes y guantes de protección durante su manipulación.
- Es muy importante en esta práctica poner especial cuidado en no contaminar ninguna de las soluciones empleadas con otra a través de una pipeta, gotario y otro elemento, pues las lecturas de pH son muy sensibles.



### Desarrollo experimental:

#### Actividad 1: Estudio de la acción química de los ácidos fuertes sobre algunos compuestos orgánicos comunes:

- a. Adicionar a cada tubo las muestras y reactivos que se indican la tabla n.1 y rotular cada tubo:

**Tabla N. 1. Cantidades de ácidos fuertes sobre muestras orgánicas.**

N. del	Muestra	Ácidos fuertes
1	Jamón (3 trocitos)	Adicionar 20 gotas de HCl concent.
2	Azúcar (0,5g)	Adicionar 20 gotas HCl conc.
3	Jamón (3 trocitos)	Adicionar 20 gotas de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> concent.
4	Azúcar (0,5g)	Adicionar 20 gotas H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> conc.
5	Jamón (3 trocitos)	Adicionar 20 gotas de HCl 6.0 M
6	Jamón (3 trocitos)	Adicionar 20 gotas de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 6.0M
7	Azúcar (0,5g)	Adicionar 20 gotas de HCl 6.0 M
8	Azúcar(0,5 g)	Adicionar 20 gotas de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 6.0M

- b. Dejar reposar la muestra a con el tubo hasta el final de la practica.  
c. Anote los cambios ocurridos en cada tubo de ensayo, infiera sobre la fuerza de cada uno de los ácidos sobre las muestras tratadas.

#### Actividad 2: Estudio del Ph de sustancias comunes:

Muestra suministradas por el profesor:

- Leche
- Coca-Cola
- Disolución de jabón
- Vinagre de cocina
- Acido Clorhídrico (HCl) 0,1 M
- Hidróxido de sodio (NaOH) 0,1M
- Bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>) 0,1 M
- Amoníaco acuoso (NH<sub>3</sub>) 0.1M
- Acetato de sodio (CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>Na<sup>+</sup>) 0,1 M
- Agua potable
- Agua destilada
  - xii Saliva (para medir el Ph de la saliva coloque directamente una parte de la tira de papel Ph sobre su lengua)

- a. Introduzca en cada uno de los tubos de ensayo que contienen la muestra un extremo de la cinta de papel pH, déjelo humedecer en la muestra, retírelo con mucho cuidado y compare el color que ha tomado el papel con los colores que aparecen en la caja para obtener el pH correspondiente. Anote el valor de pH obtenido para cada muestra.

De acuerdo a los valores de pH obtenidos y lo explicado en la introducción de la guía de laboratorio, infiera sobre la composición química de cada una de las muestras a las cuales le midió el pH.

- b. A cada una de las muestras usadas anteriormente en el punto (a), adicione 3 gotas de fenolftaleína, anote los resultados.

Compare los cambios de color con los valores de pH obtenidos en el punto (a) para cada sustancia, saque conclusiones y anote.

- c. Prepare 4 vasos de precipitado de 50 mL, en cada uno de ellos coloque 20 ml de una de las siguientes disoluciones: Hidróxido de sodio (NaOH) 0,1M, Bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) 0,1 M, Amoniaco acuoso ( $\text{NH}_3$ ) 0,1 M, Acetato de sodio ( $\text{CH}_3\text{COONa}^+$ ) 0,1 M.

Usando ahora una pH-metro que debe haber sido previamente calibrado por el profesor, y siguiendo sus instrucciones, mida el pH de cada una de estas soluciones, anote sus resultados y compare con los obtenidos en el punto 1.

Responder las siguientes preguntas en el informe:

1. El pH normal de la sangre es 7,4. En un paciente diabético el pH de la sangre es de 6,4. ¿Por qué hay más concentración de iones hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) en la sangre del paciente diabético?
2. El  $\text{pK}_a$  del ácido fórmico es 3,75. ¿Cuál es el pH de una solución buffer en que el ácido fórmico y el formiato de sodio tienen concentración equimolar?. ¿Cuál es el pH de la solución si el formiato de sodio es 10 M y el ácido fórmico es 1,0 M?

### Actividad 3: Estudio de la neutralización de un ácido con una base:

- a. En un matraz erlenmeyer de 200 ml colocar una muestra de 20 ml de solución de ácido clorhídrico de una concentración desconocida proporcionado por el profesor. Adicione 4 gotas de fenolftaleína a la solución.
- b. Ambientar una bureta con una solución de NaOH 0,1 M: Se adiciona con un vaso de precipitado una porción de NaOH a la bureta, se abre completamente la llave, se extrae toda la solución dejándola caer sobre un vasito de precipitado, luego se cierra la llave y se adiciona la solución de NaOH a un nivel superior al valor 0 ml. Lentamente se abre la llave de la bureta de nuevo hasta que empiecen a caer gotas de la solución, se gotea tanta solución como sea necesaria hasta que el menisco de la bureta marque el 0 ml y no se observe ninguna burbuja en su interior.

- c. Colocar el matraz erlemeyer que contiene la solución acida de concentración desconocida justo debajo de la bureta que contiene la solución de NaOH 0,1 M preparada en (b). Asegúrese que el nivel de NaOH en la bureta este exactamente en 0,0 ml, y proceda a dejar caer **gota a gota** el NaOH desde la bureta sobre la solución mientras mantiene la solución suavemente agitada con la mano. El proceso de neutralización termina cuando el color rosado del indicador aparece. Anote el volumen de NaOH gastado hasta el punto en que el indicador cambia de color. Calcule la concentración de la muestra de ácido acético usando el volumen de NaOH usado en la titulación.

#### ***IV Referencias Bibliográficas***

- John W. Hole, Jr. *Human Anatomy Physiology*. Dubuque Iowa. Wm. C. Brown Publishers.1993.
- Bettellheim & Landesberg. *General, organic and biochemistry experiments*. Fourth edition. Harcour inc. 1998.
- Chang Raymond. *Química*. Novena edición. México. Mc Graw Hill. 2007.

## GUÍA DE LABORATORIO N°7

### ESTUDIO DE LA ESTRUCTURA MOLECULAR DE COMPUESTOS ORGÁNICOS USANDO MODELOS MOLECULARES

#### I. Objetivos

1. Construir la estructura de los compuestos orgánicos en forma tridimensional mediante el uso de modelos moleculares
2. Construir y comparar Isómeros de un compuesto teniendo su fórmula molecular
3. Demostrar la equivalencia de los hidrógenos en las estructuras de moléculas orgánicas.

#### II. Introducción

Una definición conveniente de la química orgánica, es que ésta es la química de los compuestos de carbono.

Hay varias características de los compuestos orgánicos que hacen su estudio muy interesante, estas son:

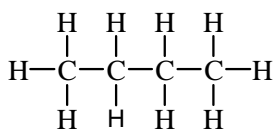
- a. Los átomos de carbono forman enlaces fuertes entre ellos y con átomos de hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.
- b. El átomo de carbono es generalmente *tetravalente*, esto quiere decir que en la mayoría de los compuestos orgánicos el átomo de carbono se enlaza con otros elementos adyacentes a través de 4 enlaces covalentes.
- c. Las moléculas orgánicas son tridimensionales, igual que cualquier cuerpo material que está en nuestro alrededor. Los enlaces covalentes del átomo de carbono con los átomos adyacentes tienen discretos ángulos, dependiendo del tipo de compuesto orgánico que forme. Los ángulos pueden ser  $180^\circ$ ,  $120^\circ$  y  $109,5^\circ$ , los cuales corresponden a compuestos con triple  $[-C\equiv C-]$ , doble  $\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ C=C \\ \diagdown \quad \diagup \end{array}$  y simple enlace  $\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ -C-C- \\ \diagdown \quad \diagup \end{array}$ .

- d. Los compuestos orgánicos tienen una ilimitada variedad de formas, composición y estructuras.

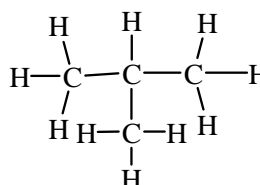
Mientras una fórmula química nos muestra el número y tipo de átomos presentes en el compuesto, no nos dice nada sobre la estructura del mismo.

La fórmula estructural es una representación en dos dimensiones y representa la secuencia en que los átomos están conectados y el tipo de enlace entre ellos.

Por ejemplo, la fórmula  $C_4H_{10}$ , puede ser representada por dos estructuras diferentes, butano (fig.1) y 2-metilpropano (isobutano) (fig.2)

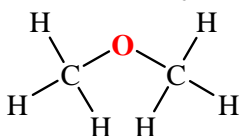


**Fig.1** Representación bidimensional del butano

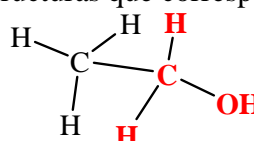


**Fig. 2** Representación bidimensional del 2-metil propano.

Considere también la fórmula  $C_2H_6O$ . Hay dos estructuras que corresponden a esta fórmula:



**Fig.3** Dimetil eter

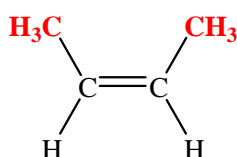


**Fig.4** Etanol

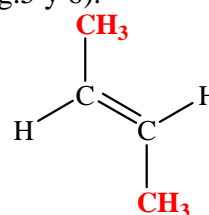
En los dos pares de estructuras mostrados arriba, cada estructura corresponde a un compuesto diferente. Cada compuesto tiene su propio conjunto de propiedades químicas y físicas particulares. Los compuestos que tienen la misma fórmula molecular y diferente estructura son llamados **Isómeros**.

Existen dos tipos de isómeros:

1. **Isomerismo estructural:** Cuando dos moléculas tienen la misma fórmula pero la posición de algunos de los grupos funcionales es diferente, o el arreglo de la cadena principal de carbonos está conectada en forma diferente.
2. **Estereoisomerismo:** Son moléculas que tienen el mismo orden de unión entre los átomos pero difieren en el arreglo de los átomos en el espacio tridimensional así:
  - a) **Isomerismo Cis/Trans:** Cuando las moléculas difieren de la posición de un sustituyente alrededor de un doble enlace (fig.5 y 6).

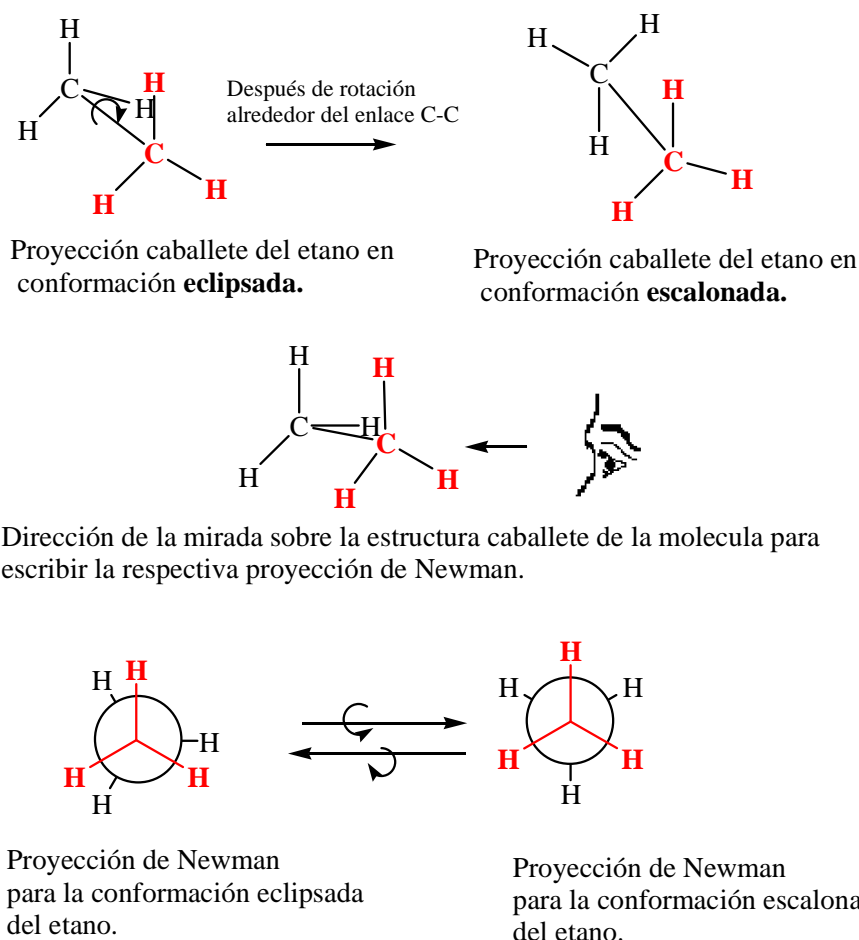


**Fig.5** Cis-2 buteno



**Fig.6** Trans-2buteno

- b) **Isomerismo conformacional:** Es la variación cíclica de la estructura de la molécula causada por la rotación libre que experimentan los carbonos alrededor de un simple enlace.



**Fig.7** Proyecciones Caballete y Newman para los conformeros del etano.

El carácter tridimensional de las moléculas es expresado por su *estereoquímica*. La *estereoquímica* de una molécula es la relación espacial que existe entre los átomos unidos a un carbono y aquellos átomos unidos al carbono adyacente, observemos la molécula de etano: en conformación caballete (fig. 7), esta conformación muestra todos los enlaces y los átomos en su distribución espacial.

Las diferentes estructuras que resultan son llamadas **conformaciones**. Una conformación específica es llamada un **conformero**. Los conformeros de una molécula están constantemente intercambiándose entre uno y otro, por lo cual no es posible aislar un conformero.

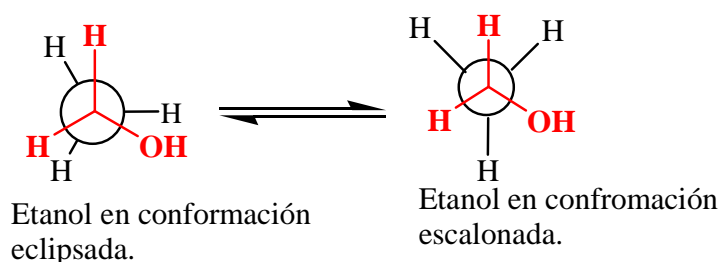
Los conformeros se dibujan usando dos tipos de proyecciones como se muestra en la figura 7. Las proyecciones muestran en el plano del papel las moléculas orgánicas con sus tres dimensiones.

La *proyección caballete* muestra todos los átomos de carbono enlazados, mostrando el ángulo del enlace, y además muestra los otros átomos unidos a los carbonos en su arreglo espacial.

La *proyección Newman* consiste en dibujar la molécula, mirándola desde el carbono terminal hacia atrás en la dirección del enlace carbono-carbono, por lo cual los carbonos posteriores no se ven (fig.7). El carbono frontal es dibujado como un círculo, y los átomos enlazados a él se representan con líneas que salen desde el círculo, el átomo de carbono posterior no se ve, pero si se pueden ver los átomos que están unidos a él, estos también se representan con líneas que salen desde el eje del círculo.

La proyección de Newman muestra la relación espacial que existe entre los átomos unidos al carbono frontal y el carbono posterior. Las posiciones que ocupan los átomos unidos al carbono frontal respecto a las posiciones de los átomos unido al carbono posterior dan origen a otros dos tipos de conformeros: Conformación Eclipsada y Conformación Escalonada (Ver figura 7).

Observemos el ejemplo del etanol en la **figura 8**: El carbono 1 y el carbono 2 están unidos por un enlace simple, estos carbonos pueden rotar en torno a su enlace puesto que es una molécula de cadena abierta, cuando la rotación ocurre, tenemos las estructuras escalonada y eclipsada del etanol.



**Figura.8** Intercambio constante entre conformación eclipsada y escalonada del etanol.

En la conformación eclipsada los átomos unidos a ambos carbonos toman las posiciones espaciales más cercanas entre ellos.

En la conformación escalonada los átomos unidos a ambos carbonos toman las posiciones espaciales de mayor distancia posible entre ellos.

### III Procedimiento Experimental

#### Materiales y Reactivos:

- Un “set” de modelos moleculares por grupo. Cada set consta de esferas con conectores que representan diferentes átomos, el profesor indicará que tipo de átomo representa cada uno, además posee unos pequeños tubos plásticos que representan los enlaces atómicos, estos tubitos se usan para unir los diferentes átomos.

### Desarrollo experimental:

En esta práctica de laboratorio se construirán varias moléculas orgánicas usando los modelos atómicos entregados por el profesor.

El informe debe ser elaborado simultáneamente se vaya desarrollando cada actividad propuesta respondiendo a las preguntas que en cada caso se plantean.

El profesor del curso diseñará y entregará un formato de informe para ésta practica

La actividad del laboratorio es grupal, pero el informe en este caso será desarrollado en forma individual por cada integrante del grupo y deberá ser entregado al finalizar la practica de laboratorio.

#### Actividad 1

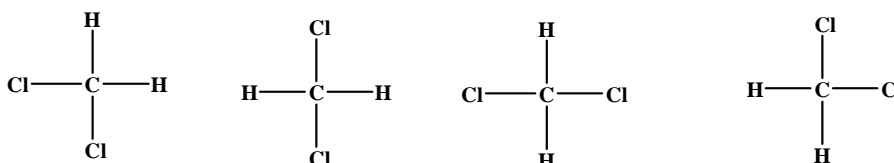
Construya el modelo de la molécula de metano  $\text{CH}_4$ . Coloque la molécula sobre la mesa, observe los hidrógenos, gire la molécula, observa algún cambio en su estructura?

- Dibuje la molécula en dos dimensiones y en tres dimensiones.
- Tome una esfera de color distinto al de los hidrogenos, retire un hidrogeno del metano y reemplácelo por esta esfera que representa ahora al cloro. Observe la nueva molécula de cloro metano  $\text{CH}_3\text{Cl}$  dibújela en dos y tres dimensiones.
- Sistemáticamente saque el cloro y coloque de nuevo el hidrógeno, saque otro hidrógeno de la molécula y reemplácelo por el cloro, observe la molécula resultante. Haga este procedimiento con los dos hidrógenos restantes. De acuerdo a lo observado en cada uno de los casos la molécula de cloro metano resultante cambia?
- Si después de hacer muchos giros en el espacio, la molécula sigue siendo igual, podemos decir que los hidrógenos del metano son *equivalentes*.  
¿De acuerdo a sus observaciones puede concluir que los hidrógenos del metano son equivalentes?

#### Actividad 2

Construya el modelo de la molécula de dicloro metano  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ .

- Dibuje esta molécula en tres dimensiones.
- Observe los siguientes isómeros proyectados en 2 dimensiones del dicloro-metano. ¿Corresponden estas representaciones a moléculas distintas moléculas distintas en tres dimensiones?. Explique su respuesta.





### Actividad 3

Construya el modelo de la molécula de etano  $C_2H_6$ .

- Dibuje la molécula en dos y en tres dimensiones.
- Los hidrógenos del etano son equivalentes?
- Girando uno de los carbonos en torno al enlace carbono-carbono, construya la conformación eclipsada y escalonada del etano.
- Dibuje en proyección caballete y proyección Newman las conformaciones eclipsada y escalonada del etano construidas en (c.).

### Actividad 4

Construya el modelo de la molécula de butano  $C_4H_{10}$

- Dibuje la molécula en dos y tres dimensiones.
- Describa sus observaciones sobre las orientaciones de los enlaces C-C de la cadena principal de carbonos.

### Actividad 5

Construya los modelos moleculares para los dos isómeros (etanol y dimetil éter) del compuesto cuya fórmula molecular es  $C_2H_6O$ .

- Dibuje cada isómero y escriba su respectivo nombre.

### Actividad 6

Construya el modelo molecular del cis-2-buteno y trans 2-buteno.

- Dibuje 1 isómero cis y el trans 2-buteno.
- Es posible hacer un giro alrededor del doble enlace  $C=C$ ?

### Actividad 7

Construya el modelos molecular del 2-butino.

- Dibuje la molécula y explique si esta molécula tiene isómeros cis y trans.
- Le causó dificultad construir el modelo molecular? Explique las causas y cuál es la solución a las dificultades encontradas desde su punto de vista.

### Actividad 8

Construya el modelo molecular de 1- ciclo hexeno ( $C_6H_{10}$ )

- Dibuje la molécula
- Observe si es una estructura estable o se desarma fácilmente, explique sus observaciones.

### Actividad 9

Construya el modelo molecular del 1-ciclohexino ( $C_6H_8$ )

- Dibuje la molécula
- Observe la estabilidad de ésta molécula, ¿qué observa? ¿Existirá ésta molécula?

## IV. Referencias Bibliográficas

- Bettellheim & Landesberg. *General, organic and biochemistry experiments*. Fourth edition. Harcour inc. 1998.

## GUÍA DE LABORATORIO N°8

### PROPIEDADES FISICOQUÍMICAS DE ALGUNOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

#### I. Objetivos

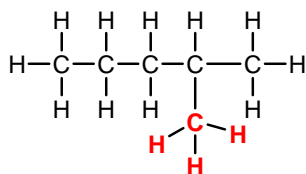
1. Estudiar la solubilidad de algunos compuestos orgánicos en agua y éter de petróleo.
2. Estudiar algunas propiedades químicas de alcoholes, fenoles, aldehídos y cetonas.

#### II. Introducción

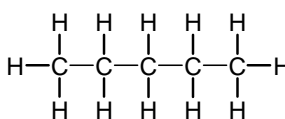
El número de compuestos orgánicos conocidos en la actualidad suman millones, los más simples son los que contienen sólo átomos de carbono e hidrógeno conocidos como **Hidrocarburos**.

Una de las principales clasificaciones que existen para estos compuestos es la que se basa en la forma como el átomo de carbono se conectan entre sí, bien sea formando largas cadenas, *llamados alifáticos* (que a su vez pueden tener ramificaciones en la cadena), o compuestos aromáticos que han formado anillos uniendo el último carbono de la cadena con el primero, estos son llamados *cíclicos*.

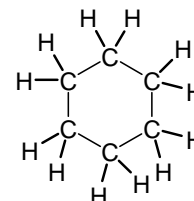
*Ejemplos:*



2-metil pentano



n-Hexano



Ciclohexano

Otra clasificación depende del tipo de enlace que existe entre los carbonos Así:

**Alcanos:** Son los hidrocarburos que contienen solo enlaces simples entre los átomos de carbono, también son llamados hidrocarburos *saturados*.

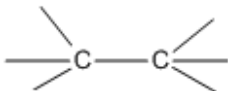
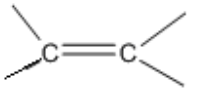
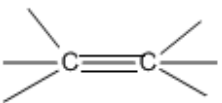
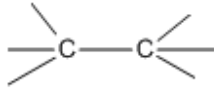

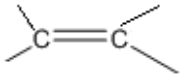


**Alquenos:** Son aquellos hidrocarburos que tienen en su cadena al menos un enlace doble entre dos átomos de carbono .

**Alquinos:** Son aquellos hidrocarburos que tienen en su cadena al menos un enlace triple entre dos átomos de carbono, también son llamados compuestos *insaturados*.

**Compuestos Aromáticos:** Son hidrocarburos cíclicos que tienen una cara plana en la cual giran por lo menos 6 electrones alrededor de la molécula cíclica, esta familia tiene propiedades muy especiales. La **tabla N.1** Muestra las características de cada familia.

**Tabla N.1.** Características moleculares de los hidrocarburos.

**Tipos de Hidrocarburos**

1. Alifáticos	Enlace Característico	Ejemplo
a. Alcanos		$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ Propano
b. Alquenos		$\text{H}_2\text{C}=\text{CHCH}_3$ Propeno
c. Alquiinos		$\text{CH}\equiv\text{CHCH}_3$ Propino
2. Cíclicos	Enlace Característico	Ejemplo
a. Cicloalcanos	 Simple	 Ciclohexano
b. Cicloalquenos	 Doble	 Ciclohexeno
c. Aromáticos	 Benceno	

En muchos compuestos orgánicos, es posible identificar el tipo de enlace *carbono-carbono* que posee como un primer paso importante para establecer el tipo de estructura molecular. Rápidamente por ensayos sencillos se pueden establecer las propiedades físicas y químicas del compuesto.

En general los hidrocarburos son compuestos *no polares*, por lo cual o son solubles en compuestos como tetracloruro de carbono, éter de petróleo y otros solventes *no-polares*. La densidad de la mayoría de los hidrocarburos es menor que la del agua, por lo tanto flotan sobre su superficie (no son solubles en agua)..

La reactividad química de los hidrocarburos está determinada por el tipo de enlace **carbono-carbono** que posean:

Los alcanos o hidrocarburos saturados suelen quemarse fácilmente o hacer combustión con el oxígeno del aire y reaccionar con halógenos, que sustituyen uno o varios hidrógenos pero la reacción requiere luz ultravioleta.

Los hidrocarburos insaturados como alquenos y alquiinos hacen combustión y reaccionan a la adición de algunos elementos al doble y triple enlace.

Los compuestos aromáticos se queman con llama tenue y reaccionan con algunos elementos que sustituyen uno o varios de sus hidrógenos generalmente en presencia de un catalizador.

Combustión: Los hidrocarburos al quemarse forman dióxido de carbono y agua, los más comunes son el gas metano y propano, que se usan generalmente para cocinar y para calefacción.

Las reacciones de combustión son las siguientes:

Combustión del Metano:



Combustión del Propano.



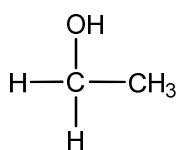
*Otros tipos de compuestos orgánicos:*

## LOS ALCOHOLES.

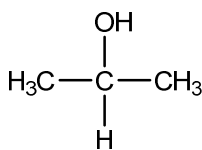
Las moléculas orgánicas no sólo poseen en su estructura átomos de carbono e hidrógeno, poseen unidos a ellas otros grupos de átomos llamados **grupos funcionales**. Los alcoholes poseen el grupo funcional **-OH**, llamado **grupo hidroxilo**.

Los alcoholes son compuestos comercialmente importantes, son usados como solventes, drogas y desinfectantes. Los alcoholes más comunes son metanol  $\text{CH}_3\text{OH}$ , etanol o etil alcohol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  y el 2-propanol o alcohol isopropílico  $(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$ . El metanol es comúnmente usado en automóviles como anticongelante. El alcohol etílico es usado como solvente para drogas, productos químicos y en las bebidas alcohólicas. El alcohol isopropílico es usado como antiséptico.

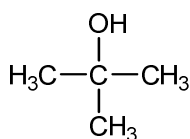
Los alcoholes se clasifican como alcoholes *primarios*, *secundarios* y *terciarios*, de acuerdo al número de grupos alquilo (grupos formados por cadenas carbonadas) o aromáticos que están unidos al carbono al cual está unido el grupo **-OH**.



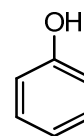
Etanol  
Alcohol primario



2-propanol  
Alcohol secundario



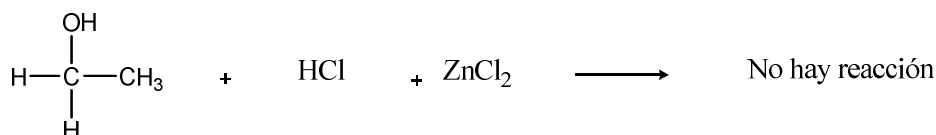
2metil,2,propanol  
Alcohol terciario



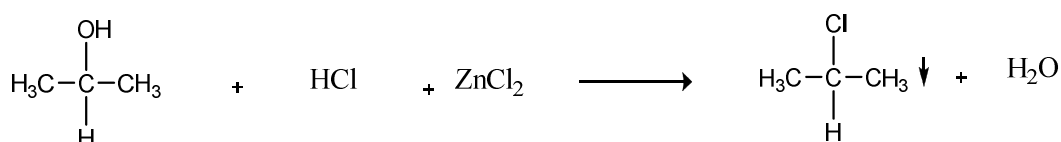
Fenol o alcohol  
aromático

Los *fenoles* son otro tipo compuesto orgánico en el cual el grupo **-OH** está unido directamente una molécula aromática. Los fenoles tienen características distintas a los alcoholes, son más ácidos, en concentraciones altas los fenoles son tóxicos y causan quemaduras en la piel. Algunos derivados de los fenoles son usados en ciertos medicamentos como el thymol, usado para matar hongos. En este laboratorio identificaremos algunos alcoholes a partir de algunas reacciones químicas:

1. **Test de Lucas:** Es un “test” usado para distinguir entre alcoholes primarios, secundarios y terciarios solubles en agua. El reactivo de Lucas es una mezcla de cloruro de zinc en ácido clorhídrico concentrado. Cuando se adiciona el reactivo a la muestra de alcohol, los alcoholes terciarios producen inmediatamente una capa blanca insoluble en agua. Los alcoholes secundarios reaccionan lentamente y producen la capa blanca después de 10 minutos y un alcohol primario no reacciona.

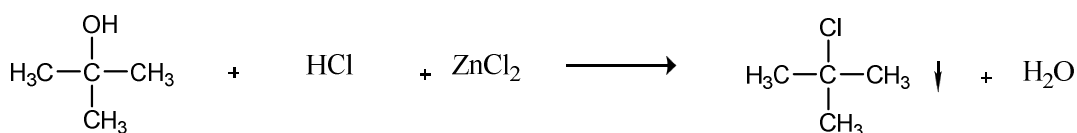


Etanol  
Alcohol primario



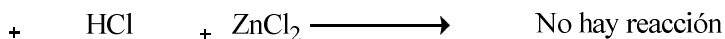
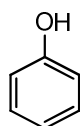
2-propanol  
Alcohol secundario

Precipitado insoluble después de 10 minutos y calentamiento.



2-metil-2-propanol  
Alcohol terciario

Precipitado insoluble en menos de 5 minutos



Fenol o alcohol aromático

2. **Test de Cloruro de Hierro III:** Cuando se adiciona Cloruro de Hierro III a una solución de fenol, ocurre un cambio de color que puede ir desde verde al púrpura dependiendo de la estructura del fenol.



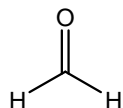
## LOS ALDEHIDOS Y LAS CETONAS:

Son compuestos orgánicos que poseen un grupo carbonilo  $\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}$  en el cual el carbono está directamente unido a dos átomos de carbono (grupos R son cadenas de carbonos alifáticas o aromáticas)

Los aldehídos son compuestos que poseen en grupo carbonilo  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}$  en el cual el carbono está unido a un carbono y a un hidrogeno

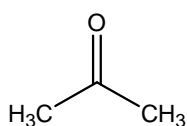
Los aldehídos y las cetonas de bajo peso molecular tienen gran importancia comercial. En la tabla N.2 se dan algunos ejemplos representativos:

**Tabla N. 2 Acetonas y aldehídos representativos**



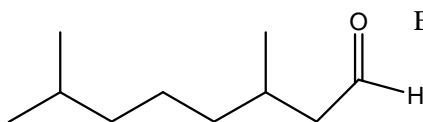
Formaldehído

El formaldehído se usa como preservante y como precursores de plásticos.



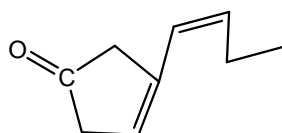
Acetona

La acetona se usa como solvente.



Citral

El citral es la molécula responsable de la fragancia al limón

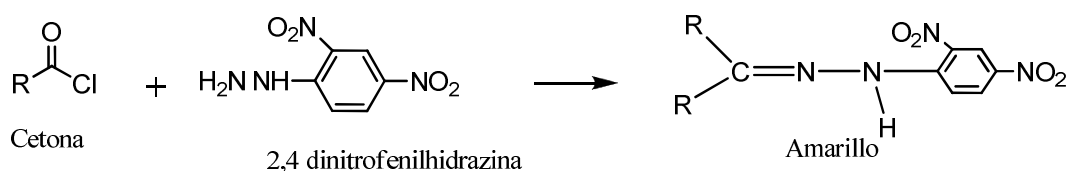
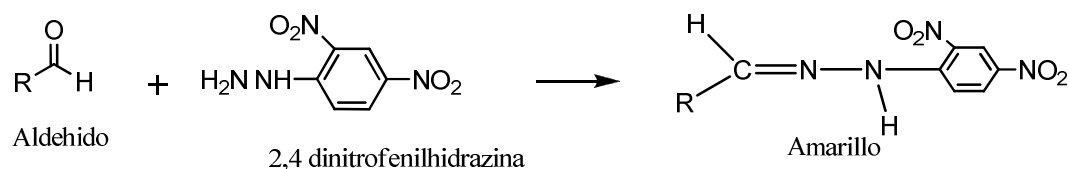


Jazmin

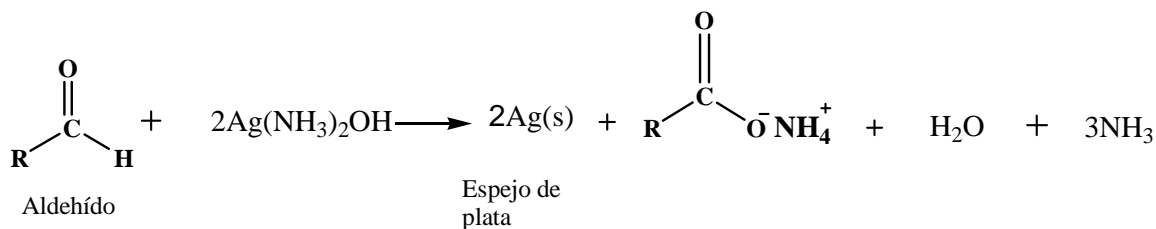
El jasmón es la molécula responsable de la fragancia característica del jazmín.

En este experimento, vamos a investigar una reacción que identifica tanto aldehídos como cetonas, la reacción con 2,4 dinitrofenilhidrazina.

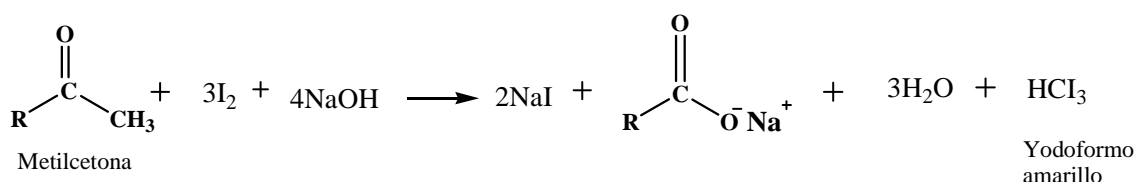
1. **Reacción con 2,4dinitrofenilhidrazina:** Todos los aldehídos y las cetonas reaccionan inmediatamente con 2,4dinitrofenilhidrazina dando un precipitado coloreado que varía desde el amarillo hasta el rojo.



2. **Test de Tollens:** la mayoría de los aldehídos reducen el reactivo de Tollens (amonio y nitrato de plata) produciendo un espejo de plata sobre el vidrio del tubo de ensayo. Los aldehídos son oxidados a ácidos carboxílicos.



3. **Test del yodoformo:** Las metil- cetonas producen un precipitado amarillo de yodoformo cuando reaccionan con yoduro en hidróxido de sodio acuoso.





### III. Parte Experimental

#### Materiales y Reactivos:

- Gradilla
- 18 tubos de ensayo
- Baño termostático a 60°C
- Papel para rotular
- Gotarios 10
- Vortex
- Bencina de petróleo (20mL)
- N-Hexano (1mL)
- Hexano (1mL)
- Tolueno (1mL)
- Fenol (1mL)
- Formaldehído (1mL)
- Butanol (1mL)
- Ciclohexanona
- 2,4 dinitrofenil hidracina (1mL)
- Cloruro de Fe (III)
- Reactivo de Lucas:  $\text{ZnCl}_2$  en HCl concentrado.  
(se disuelven 10 g de  $\text{ZnCl}_2$  en 10 ml de HCl concentrado, la mezcla es exotérmica, dejar enfriar.)

#### Cuidados en el desarrollo de la práctica:

- Los compuestos orgánicos pueden causar alergias o molestias en la piel al contacto directo puesto que son absorbidos por la piel, además algunos son muy tóxicos. Es necesario usar siempre guantes de protección durante su manipulación y no oler los compuestos directamente.
- El reactivo de Lucas contiene HCl concentrado, por lo cual debe manejarse con mucho cuidado, sin permitir que caigan gotas sobre la piel.

#### Desarrollo Experimental:

##### 1. Solubilidad de algunos hidrocarburos:

Prepare 10 tubos de ensayo, adicione a cada uno de ellos los compuestos tal como aparecen en la tabla N.1 rotulando cada uno de ellos. Una vez tenga todos los tubos con los solutos y solventes respectivos agítelos en 1 vortex, déjelos reposar y anote sus observaciones sobre los siguientes aspectos:

- a. Solubilidad, formación de dos capas, cuál compuesto queda en la capa superior y cuál en la capa inferior, de acuerdo a ello, cuál es más denso, cuál menos denso.
- b. Descripción de cada compuesto orgánico, estado, apariencia, color y olor.

**TABLA N.1** Distribución de cantidades de soluto y reactivo en cada tubo de ensayo para la observación de la solubilidad de algunos compuestos orgánicos.

Número tubo	Solvente Agua	Compuesto orgánico, <i>adicionar gotas de cada uno.</i>	Número tubo	Solvente Eter petróleo	Compuesto orgánico, <i>adicionar gotas de cada uno.</i>
<b>1</b>	10 gotas	N-hexano	<b>2</b>	10 gotas	N-hexano
<b>3</b>	10 gotas	Hexeno	<b>4</b>	10 gotas	Hexeno
<b>5</b>	10 gotas	Hexino	<b>6</b>	10 gotas	Hexino
<b>7</b>	10 gotas	Ciclohexano	<b>8</b>	10 gotas	Ciclohexano
<b>9</b>	10 gotas	Tolueno	<b>10</b>	10 gotas	Tolueno

## 2. Estudio de algunas propiedades químicas de los alcoholes y fenoles:

- Preparar 2 tubos de ensayo, adicionar 5 gotas de 2-butanol en el primero y 5 gotas de fenol en el segundo, adicionar 10 gotas del reactivo de *Lucas* en cada uno, agitar en el vortex la mezcla por unos segundos, deje reposar los tubos y espere 10 minutos, si en ese tiempo no se desarrolla ninguna turbidez dentro del tubo, llevar el tubo al baño térmico a 60°C durante 15 minutos. Anote todas sus observaciones. Discuta y explique la reacción química en cada caso.
- En un tubo de ensayo adicionar 5 gotas de fenol y 2 gotas de la solución de Cloruro de hierro (III). Anote los cambios en la solución. Discuta y explique la reacción química ocurrida.

## 3. Estudio de algunas propiedades químicas de cetonas y aldehídos:

Prepare 2 tubos de ensayo, en el primero adicione 5 gotas de ciclohexanona y en segundo 5 gotas de formaldehído, a cada tubo adicione 20 gotas de 2,4-dinitrofenilhidrazina. Si no se forma un precipitado inmediatamente, caliente los tubos en un baño termostático a 60°C durante 5 minutos. Anote sus observaciones. Discuta sobre las reacciones químicas ocurridas.

## IV Referencias Bibliográficas

- Morrison R. and Boyd R., *Química Orgánica*. New York. Fondo Educativo Interamericano. 1983
- Bettelheim & Landesberg. *Laboratory Experiments for General, Organic, and Biochemistry*. Fourth edition. New York. Harcourt, Inc.
- Chang Raymond. *Química*. Novena edición. México. Mc Graw Hill. 2007.

## GUÍA DE LABORATORIO N°9

### SÍNTESIS E IDENTIFICACIÓN DE ASPIRINA

#### I. Objetivos

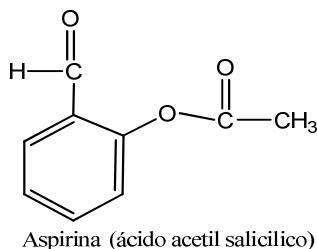
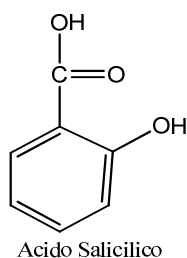
- Sintetizar la aspirina a partir de ácido salicílico y anhídrido acético.

#### II. Introducción

Cada año, varios miles de toneladas de *aspirina* (*acetilsalicilato*) son consumidas en todo el mundo para remediar dolores de cabeza, musculares, inflamación de articulaciones y fiebre.

Dado que la aspirina inhibe la agregación plaquetaria y la coagulación sanguínea, también se utiliza en dosis bajas para tratar pacientes con riesgo de padecer ataques al corazón. Las propiedades medicinales de los compuestos conocidos como salicilatos, entre ellos la aspirina, fueron descritas por primera vez en 1763, cuando el inglés *Edmund Stone*, observó que la corteza del sauce *Salix alba* era efectiva contra fiebres y dolores.

En la década de 1830, científicos alemanes habían purificado los componentes activos del *sauce* y otra planta rica en salicilatos la *ulmaria* (*Spiraea Ulmaria*). Sin embargo los salicilatos tenían sabor amargo y efectos secundarios desagradables, entre ellos irritación estomacal. Para solucionar estos problemas *Felix Hoffmann* y *Arthur Eichengrün* sintetizaron el acetilsalicilato en los laboratorios **Bayer** de Alemania en 1897.



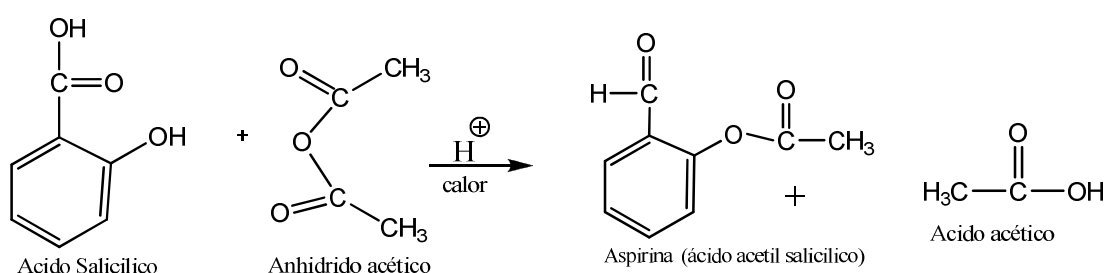
**Figura 1.** Estructuras moleculares del Ácido Salicílico y la Aspirina

El nuevo compuesto con, con menos efectos secundarios que el salicilato, se comercializó en 1899 con el nombre registrado de *Aspirina* (*a* por *acetil*, y *spir* por *Spirsäure*, el término alemán para el ácido preparado a partir de la *Spiraea*). Al cabo de pocos años el uso de la *aspirina* se había generalizado.

La aspirina es uno de los miembros de los fármacos antiinflamatorios no esteroideos, otros son el ibuprofeno y el naproxeno. Por desgracia la *aspirina* reduce, pero no elimina los efectos secundarios del *salicilato*. En algunos pacientes la aspirina produce úlcera de estómago, problemas renales y, en casos muy extremos la muerte.

La aspirina inhibe la actividad ciclooxigenasa de la prostaglandina  $H_2$  sintasa (también denominada COX, de ciclooxigenasa), que adiciona oxígeno molecular al araquinodato para iniciar la síntesis de prostaglandinas. Las prostaglandinas regulan muchos procesos fisiológicos, entre ellos la agregación plaquetaria, la contracción uterina, el dolor, la inflamación y la secreción de mucinas que protegen la mucosa gástrica del ácido y los enzimas proteolíticos en el estómago. La irritación gástrica, que es un efecto secundario frecuente de la ingesta de aspirina, se debe a su interferencia en la secreción de mucina gástrica.

La aspirina se prepara a partir de del ácido salicílico y el anhídrido acético, usando el ácido fosfórico como catalizador para aumentar la velocidad de la reacción. La reacción es la siguiente:



### III..Parte Experimental

#### Materiales y Reactivos

1. 2 matraz erlenmeyers de 125mL.
2. 1 vaso de precipitados de 500 mL
3. 2 vasos de precipitado de 100 mL
4. 1 probeta de 100 mL
5. 1 varilla de vidrio.
6. 1 trípode con rejilla de amianto.
7. 1 embudo cónico.
8. 1 embudo Buchner.
9. 1 matraz kitasato de 250 mL
10. Lámpara UV
11. Ácido salicílico
12. Anhídrido acético
13. Ácido fosfórico al 85%
14. Etanol

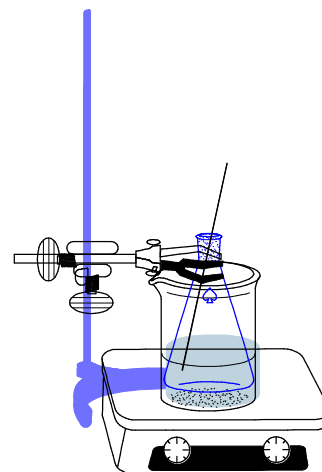
### Cuidados en el desarrollo de la práctica:

- El ácido fosfórico es un ácido fuerte, el contacto con la piel puede causar quemaduras, es necesario usar siempre lentes y guantes de protección durante su manipulación. Siempre deben manipularse en la campana de extracción.
- El anhídrido acético puede irritar los ojos, deben usarse guantes, lentes de protección y trabajar dentro de la campana de extracción.

### Desarrollo experimental:

#### Preparación de Aspirina:

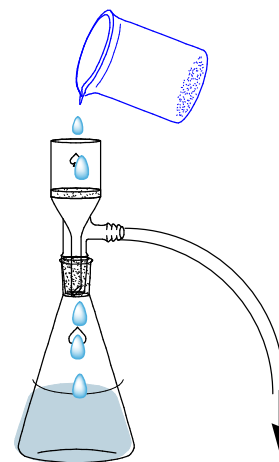
1. Llenar un vaso de precipitado de 500 mL con agua hasta la mitad, caliente sobre una plancha de calentamiento hasta ebullición (ver **fig. 1**).
2. Pesar 2.0 g de ácido salicílico sobre un matraz erlenmeyer de 125 ml. Adicionar cuidadosamente 3 ml de anhídrido acético al erlenmeyer mientras agita, adicionar 5 gotas de ácido fosfórico al 85%, agitar nuevamente.
3. Colocar el matraz erlenmeyer dentro del vaso de precipitado en el cual está el agua hirviendo previamente (como se muestra en la Fig. 1) Calentar por 15 minutos, el sólido se debe disolver completamente. Agite la solución ocasionalmente.
4. Remover el erlenmeyer del vaso de precipitado que contiene agua caliente y dejarlo enfriar a temperatura ambiente. Una vez frío, transferir el contenido del erlenmeyer a un vaso de 150 ml que contiene 20 ml de agua helada y agitar (el agua destruye cualquier residuo de anhídrido acético que haya quedado sin reaccionar y permite que la aspirina insoluble precipite). Depositar el vaso dentro de un vaso de precipitado de 500 mL que contenga hielo (baños de hielo).
5. Cuando se inicia el enturbiamiento, rascar la pared del vaso que contiene la aspirina con una pequeña espátula limpia hasta que cristalice la aspirina. Dejar enfriar, filtrar por gravedad en un embudo cónico con papel filtro y luego se lavan los cristales con tres porciones de 5 mL de agua destilada fría.
6. El ácido acetil salicílico se purifica por re cristalización. Para ello se colocan los cristales en un vaso de precipitados de 100 mL y se le añaden 15 a 20 mL de etanol. Calentar en baño termostático a 50°C hasta disolución de los cristales. A continuación añadir 30



**Figura N.1** Erlenmeyer con ácido salicílico dentro del vaso de precipitado con agua hirviendo.

mL de agua destilada y continuar con calentamiento hasta ebullición de la solución. Luego retirar el vaso de precipitados de la llama y dejar enfriar.

7. Cuando se inicie el enturbiamiento, rascar la pared del vaso de precipitados con una espátula limpia hasta que cristalice la aspirina, a continuación se filtra al vacío (montaje de la fig.2 ).
8. Lavar los cristales, adicionando dos porciones de 5 ml de agua fría seguidos por una porción de 10 ml de etanol frío.



**Figura N.2.** Montje del sistema de filtración al vacío usando embudo Büchner

9. Continuiar la succión durante unos minutos para secar los cristales obtenidos. *¡Desconectar la manguera que une el erlenmyer que está unido al embudo con la salida de agua. Cierre la llave del agua después!!!!*
10. Usando una espátula, sacar los cristales del papel de filtro, depositarlos sobre otro papel de filtro seco, secar los cristales presionándolo contra el papel para secar.
11. Pesar un vaso de 50 o 100 mL, depositar los cristales de aspirina secos en el vaso y volver a pesar. Calcular el peso de la aspirina cruda obtenida. Calcular el porcentaje de rendimiento del proceso.

### Identificación del producto formado

El siguiente paso es determinar en forma cualitativa la pureza del producto obtenido, para ello se recurre a la técnica de cromatografía en placa fina. En el laboratorio encontrará pequeñas placas cromatográficas entregadas por el profesor.

1. Tomar una pequeña cantidad de los cristales obtenidos y disolverlos en unas gotas de etanol.
2. Tomar una de las placas cromatográficas y marcar muy suavemente con un lápiz grafito dos líneas, cada una a 1 cm de sus extremos superior e inferior, luego en una de las líneas marcar dos puntos equidistantes entre sí y a los bordes de la placa.
3. Luego de esto, con la ayuda de una micro pipeta sembrar una pequeña gota de esta disolución en la placa cromatográfica en uno de los puntos marcados y en el otro punto una gota de la solución patrón que le entregará el profesor (Nota N°2: la solución patrón corresponde a una solución de aspirina comercial) y deje evaporar el solvente.
4. Mientras se evapora el solvente tomar un vaso de precipitados de 100 mL y agregar entre 3 y 5 mL de etanol u otro solvente indicado por el profesor, de forma que el nivel del solvente quede muy por debajo de la línea marcada en la placa cromatográfica.
5. Luego de evaporado el solvente de la placa, colocarla cuidadosamente en el vaso de precipitados, con el etanol y taparlo.
6. Permitir que el frente del solvente suba por capilaridad hasta llegar a la marca hecha en el borde superior de ésta.

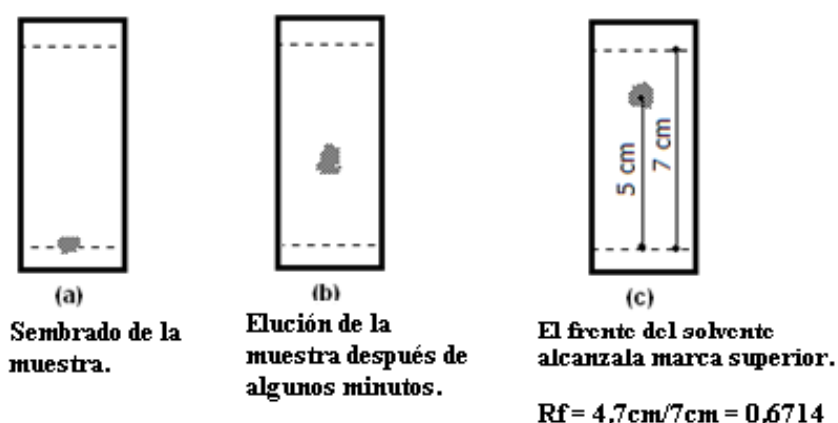
7. Sacar la placa del vaso de precipitados y marcar con su lápiz grafito el frente del solvente.
8. Luego dejar evaporar el solvente de la placa. Finalmente calcular el factor de retención ( $R_f$ ) de su producto y del patrón.

### Factor de Retención ( $R_f$ ).

El  $R_f$  se utiliza como una técnica para identificar distintos compuestos orgánicos. Se define como sigue:

$$R_f = \frac{\text{Distancia recorrida desde el origen por el compuesto}}{\text{Distancia recorrida desde el origen por el eluyente}}$$

El máximo valor que puede alcanzar el  $R_f$  es 1,0, siendo lo ideal entre 0,65 y 0,70 (fig.3). El valor de  $R_f$  depende de las condiciones en que se corre la muestra como el tipo de solvente, temperatura, tipo de absorbente, etc.



**Figura N3.** Evolución del proceso de elución de una muestra sobre la placa cromatografía y cálculo del  $R_f$ .

### Cuestionario para el informe

1. Utilizando los modelos moleculares determine si el anillo que compone la molécula de ácido salicílico es plano o puede tener más conformaciones. ¿A qué se debe su geometría?
2. Utilizando los modelos moleculares determine cuál es la distancia a la cuál se encontrarán los grupos carbonilo en la molécula. Explique.
2. Indique las funciones orgánicas que tiene la molécula de ácido salicílico.

3. ¿Qué nueva función orgánica tiene la molécula de ácido acetilsalicílico

#### ***IV Referencias Bibliográficas***

- Bettelheim & Landesberg. ***Laboratory Experiments for General, Organic, and Biochemistry***. Fourth edition. New York. Harcourt, Inc.
- Nelson David L and Cox Michael M. 2006.. ***Lehninger Principios de Bioquímica***. . cuarta edición. Barcelona. Editorial Omega S.A.



## GUÍA DE LABORATORIO N°10

### LABORATORIO RECUPERATIVO

#### I.. Objetivos

Estudiar en forma integrada los conceptos de densidad de las sustancias, concentración de soluciones, solubilidad, soluciones ácido-base y pH en un sólo experimento. Estos conceptos y temas se trataron a través de los 5 laboratorios anteriores de química general, y se busca en este laboratorio recuperativo retomarlos para aquellos estudiantes que faltaron a alguna de dichas prácticas.

#### II Introducción

Retomaremos en forma resumida cada uno de los conceptos anteriormente estudiados como una introducción al trabajo experimental del presente laboratorio:

##### A. Densidad

La **materia** posee **masa** y **volumen**. Las mismas **masas** de *sustancias* diferentes tienden a ocupar distintos **volúmenes**, así notamos que el *hierro o el hormigón* son pesados, mientras que la misma cantidad de *goma de borrar o plástico* son ligeras. La propiedad que nos permite medir la *ligereza o pesadez* de una *sustancia* recibe el nombre de **densidad**. Cuanto mayor sea la **densidad** de un cuerpo, más pesado nos parecerá.

Densidad se define como la relación *masa/volumen*:  $d = \frac{m}{v}$ , la densidad está relacionada con la

flotabilidad de los líquidos y los sólidos en líquidos, una sustancia menos densa flota en la superficie de la más densa.

##### B. Disoluciones

Una disolución es la unión de dos sustancias en forma homogénea en la cual una **el soluto**, está disuelta en otra llamada **solvente**. La disolución es un fenómeno físico, no químico.

Para que ocurra la disolución las estructura moleculares de solvente y soluto deben cumplir con características químicas específicas, tales como similitud en la naturaleza química de cada uno de ellos, los compuestos químicos inorgánicos, disuelven en solventes inorgánicos. Los compuestos químicos orgánicos disuelven a compuestos orgánicos.

En cuanto a las variables físicas que afectan las disoluciones, la más importante es la temperatura.

Clasificación de las Disoluciones de acuerdo a la proporción soluto-disolvente:

1. **Disolución diluida:** proporción soluto-disolvente, pequeña. Ejemplo: la disolución de unos pocos cristales de NaCl en 5 L de agua.
2. **Disolución Concentrada:** proporción soluto-disolvente, grande. Sólo es posible con solutos muy solubles.
3. **Disolución saturada:** se ha disuelto la **máxima cantidad** de soluto que el disolvente es **capaz de disolver**, a una temperatura determinada.
4. **Disolución sobresaturada:** contiene una cantidad de soluto mayor que la que realmente admite el disolvente a una T. Este tipo de disolución es **meta-estable**: basta una ligera alteración de factores externos (T, agitación, etc.) para que precipite el exceso de soluto, cuando éste es sólido.

En general es posible determinar la proporción soluto/disolvente en cualquier estado de saturación, este coeficiente es llamado **coeficiente de solubilidad o solubilidad**, el cual tiene un valor específico a cada temperatura.

**Regla general**, una sustancia es:

1. **Soluble si su concentración es mayor o igual a 10 g/L** (10 gramos de soluto disueltos en un litro de disolvente)
2. **Poco soluble** Si su concentración está entre 1-10 g/L ( de 1 a 10 gramos de soluto disueltos en un litro de disolvente)
3. **Insoluble: Si su concentración no alcanza a 1 g/L** (1 gramo de soluto disuelto en un litro de disolvente)

La solubilidad de una sustancia en otra depende de diversos factores:

1. Naturaleza del disolvente
2. Naturaleza del soluto
3. Agitación mecánica
4. Cantidad de disolvente
5. Temperatura a la cual se realiza el proceso (en general, el aumento de la **temperatura** favorece la solubilidad, por lo que es fundamental considerar esta variable).

**Tipos de Unidades de concentración:**

- d. **Porcentaje en masa o porcentaje peso a peso:** Esta Unidad de concentración nos dice cuantos gramos de soluto contiene cada 100g de solución.

$$\text{Porcentaje peso a peso} = \frac{\text{Masa total de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100\%$$

- e. **Porcentaje peso a volumen:** Esta Unidad de medida nos dice cuantos gramos de soluto hay en 100 ml de solución

$$\text{Porcentaje peso a volumen} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100$$

- f. **Molaridad (M):** Esta unidad nos dice cuantos moles de soluto contiene un litro de la solución. Para calcular el número de moles de una sustancia química procedemos de la siguiente forma:

- Debemos conocer exactamente la formula química de la sustancia
- Debemos calcular el peso molecular de dicha sustancia: El número de moles se calcula con la siguiente expresión:

$$\text{Número de moles} = \frac{\text{peso de la muestra de la sustancia}}{\text{peso molecular}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

- g. **Molalidad (m):** Es una medida que nos indica cuantos moles de soluto están presentes en un kilogramo de la disolución.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del disolvente}} = \frac{\text{moles}}{\text{Kg}}$$

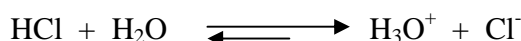
### C. Ácidos, bases y concepto de pH

**Ácidos:** Son compuestos que pueden donar un ión hidrógeno  $\text{H}^+$  o llamado también protón.

**Bases:** Son compuestos que pueden aceptar un ión hidrogeno  $\text{H}^+$  o un protón.

Este sistema de clasificación fue propuesto por Johannes Brønsted y Thomas Lowry en 1923, y es conocido como la teoría de Brønsted y Lowry. Entonces podemos decir que un donador de protones es un ácido y un aceptor de protones es una base.

Cuando el HCl (ácido clorhídrico) reacciona con el agua ocurre lo siguiente:

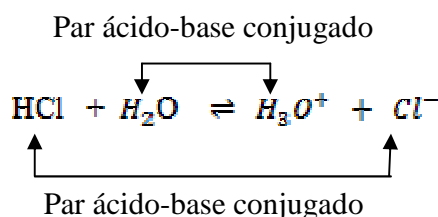


**HCl es un ácido y  $\text{H}_2\text{O}$  es una base**, por lo tanto HCl dona su protón y queda como  $\text{Cl}^-$ , y el  $\text{H}_2\text{O}$  acepta el protón quedando como  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

En la reacción inversa de derecha a izquierda, el  $\text{H}_3\text{O}^+$  es un ácido y el  $\text{Cl}^-$  es una base. Como lo indican las flechas el equilibrio en esta reacción está desplazado hacia la derecha. Esto significa que por cada 100 moléculas de HCl disueltas en agua, 990 se han convertido en  $\text{Cl}^-$  y sólo 10 permanecen en forma de HCl en el equilibrio. Pero  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ión hidronio) también es un ácido y puede donar un protón a la base,  $\text{Cl}^-$ .

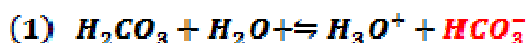
¿Por qué el el ión hidronio no dona un protón al  $\text{Cl}^-$  con la misma facilidad que lo hace el HCl? . La respuesta a esta pregunta es que tanto ácidos como bases tienen distinta fuerza. HCl es un ácido tan fuerte como el ión hidronio  $\text{H}^+$  y el agua es una base tan fuerte como el ión  $\text{Cl}^-$ .

La teoría de Brønsted - Lowry , cada reacción ácido base, crea sus **pares acido-base conjugados**. En la reacción que estamos estudiando, el HCl que es un ácido, cuando dona un protón y se convierte en su base conjugada  $\text{Cl}^-$ . Así, el  $\text{H}_2\text{O}$  que es una base, cuando acepta un protón se convierte en un ácido,  $\text{H}_3\text{O}^+$  llamado ión hidronio.



Existen diferentes tipos de ácidos de acuerdo a la cantidad de protones que donan, así:

- **Ácidos Monoproticos:** son aquellos que sólo pueden donar un  $\text{H}^+$  o protón, tales como  $\text{HCl}$  (ácido clorhídrico),  $\text{HNO}_3$  (ácido Nítrico),  $\text{HCOOH}$  (ácido metanoico), y  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido etanoico), los hidrógenos subrayados son los hidrógenos que la molécula dona.
- **Ácidos di-proticos o tri-proticos:** son aquellos que donan dos o tres protones, tales como  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico),  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbónico) y  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (ácido fosfórico). Sin embargo de acuerdo a la teoría Brønsted – Lowry cada ácido es considerado monoprotico, en el sentido que la donación de cada uno de sus protones los hace en pasos distintos. (primero dona un protón, y luego en otro equilibrio dona el segundo protón) Ejemplo:



Podemos observar que la especie química  $\text{HCO}_3^-$  es una base conjugada en la reacción 1, y en la reacción 2 es un ácido. Este tipo de compuestos que actúan como base y como ácido son llamados **Anfiproticos**.

En la semi-reacción del agua:



El agua actúa como ácido cuando dona un protón, y como una base cuando acepta un protón. En el agua pura el equilibrio está desplazado hacia la izquierda, lo cual quiere decir que muy pocos iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y iones  $\text{OH}^-$  se han formado.

En efecto en un litro de agua pura, sólo se encuentran  $1 \times 10^{-7}$  moles de ión hidronio y  $1 \times 10^{-7}$  moles de ión hidroxilo.

La constante de disociación del agua es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

esta ecuación Puede ser re-escrita como:

$K_w = k_a[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$   $K_w$  la constante de ionización del agua o producto iónico permanece constante a temperatura ambiente.

$$K_w = 1 \times 10^{-14} = [1 \times 10^{-7}][1 \times 10^{-7}]$$

El producto iónico del agua, se aplica no sólo al agua pura, también se aplica a soluciones acuosas, lo cual es muy conveniente, pues si conocemos la concentración del ión hidronio, automáticamente podemos conocer la concentración del ión hidróxido y viceversa.

Por ejemplo si tenemos una solución de HCl (ácido clorhídrico) 0.01 M, sabemos que el ácido clorhídrico se disocia completamente, entonces la concentración del ión hidronio  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} M$ , lo cual significa que si reemplazamos en la ecuación de  $K_w$ , tenemos:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} M$$

La medida de la fuerza de una solución básica o ácida fue introducida por P.L. Sorensen a través de una escala de pH así:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Tal como lo habíamos dicho antes, en el agua pura la concentración de  $H_3O^+$  (ion hidronio) es de  $1 \times 10^{-7} M$ . El logaritmo de este valor es igual a -7, por lo tanto de acuerdo a la ecuación del pH, el pH del agua pura es +7. Dado que el agua es un anfiprótico, *el pH 7 significa que el agua pura es una solución neutra.*

Por otro lado podemos medir la concentración de iones hidronio en una solución de HCl 0.01 M, sabemos que el HCl se disocia completamente, por lo tanto tenemos que la concentración  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} M$ , si reemplazamos este valor en la ecuación de pH, obtenemos un pH = 2. En consecuencia la escala de pH muestra que las soluciones con pH menor que 7 son ácidas y con pH mayor que 7 son básicas.

pH: 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14  
           Acido          neutro          básico

$$pH + pOH = 14$$

El pH de una solución puede ser medido convenientemente por medio de un instrumento llamado pH-metro. La medida del pH se efectúa introduciendo un electrodo del pH-metro dentro de la solución a la cual se le quiere medir el pH.

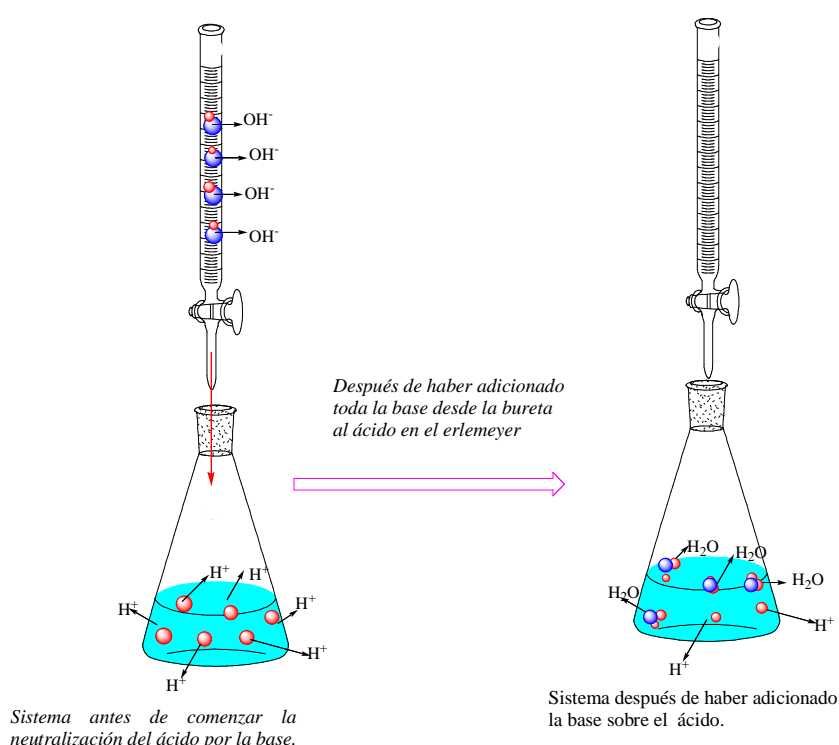
Una medida menos precisa del pH se puede hacer usando un papel indicador de pH, éste papel está impregnado con un compuesto orgánico que cambia de color a diferentes valores de pH. El fabricante del papel acompaña el papel con una carta de colores, en la cual cada color que tiene su correspondiente valor de pH.

Para medir el pH de una solución con este papel, basta impregnar el papel con la solución a la cual le queremos medir el pH, después comparamos el color que tomó el papel con la carta de colores proporcionada por el fabricante y así obtenemos el valor de pH correspondiente.

Existen además una serie de indicadores líquidos, que cumplen la misma función que cumple el papel pH como la fenolftaleína, bromo timol, etc. **Neutralización de un ácido por una base:**

De acuerdo a todo lo estudiado sobre ácidos y bases, podemos entender ahora el significado de la neutralización, si una solución ácida contiene iones  $H^+$  y una solución básica contiene iones  $OH^-$ , al unirse estas dos soluciones desde el punto de vista químico tenemos:  $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ , así, cada ión  $H^+$  se une con un ión  $OH^-$  formando agua, si la cantidad de  $H^+$  es igual a la cantidad de  $OH^-$ , toda la solución se ha transformado en agua, por lo tanto queda **Neutra**.

Podemos ver la neutralización esquemáticamente en la figura N.1.



**Figura N.1** Esquema experimental que representa el proceso de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte. Note que después de la adición de la base se forman 4 moléculas

de agua y quedan dos iones  $H^+$  libres, dando un carácter ácido a la solución resultante después de la neutralización

Es posible calcular la concentración de un ácido fuerte mediante la neutralización de un pequeño volumen del mismo con una base fuerte así:

$$(\text{Volumen de base gastado en la neutralización}) \times (\text{Concentración de la base}) = \text{Moles de base}$$

En el proceso de neutralización completo tenemos:

$$\text{Número de moles de la base} = \text{Número de moles del ácido}$$

$$\text{Si : } \text{Número de moles del ácido} = (\text{Concentración del ácido}) \times (\text{volumen del ácido})$$

Entonces:

$$\text{Número de moles de la base} = (\text{Concentración del ácido}) \times (\text{volumen del ácido})$$

De esta última ecuación despejo la concentración del ácido así:

$$\text{Concentración del ácido} = \frac{\text{número de moles de la base}}{\text{Volumen del ácido}}$$

### III Parte Experimental

#### Materiales y Reactivos:

- |   |                            |
|---|----------------------------|
| - 2 matraces aforados de 25 ml          | - Balanza                  |
| - 4 tubos de ensayo                     | - Erlenmeyer de 200ml      |
| - Papel para rotular                    | - Ácido ascórbico          |
| - Gotarios 4                            | - Ácido Clorhídrico 0.1 M  |
| - 4 vasos de precipitado de 50 o 100 ml | - Hidróxido de sodio 0.1 M |
| - Espátula                              | - Papel indicador de pH    |
| - 4 Pipetas aforada 5, 10, 20, 25, ml   | - Fenolftaleína 1 %        |
| - Bureta                                |                            |

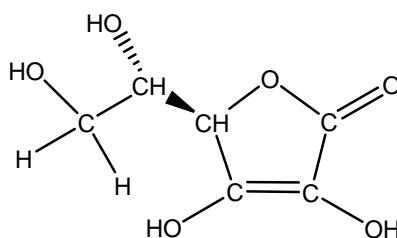
#### Cuidados en el desarrollo de la práctica:

- Los ácidos y las bases fuertes con HCl, y NaOH, son corrosivos, por lo tanto se deben manejar con mucho cuidado, usando guantes y lentes de protección para evitar el contacto de estos compuestos con la piel.

#### IV Desarrollo experimental:

##### Actividad 1

Preparar 25 ml de una disolución de vitamina C.( Ácido ascórbico) 0.03 M.



Molécula de ácido ascórbico

El procedimiento general para preparar cada una de las disoluciones es el siguiente:

1. A partir de la molaridad y el volumen de la solución que usted debe preparar, calcule los gramos de ácido ascórbico que tiene que pesar.(vuelva a repasar de nuevo el concepto de **molaridad** que aparece en la primera parte de esta guía)
2. Pesar los gramos de soluto calculados, en un vaso de precipitado de 50 o 100 ml.
3. Agregar agua destilada al vaso para disolver el soluto, utilice varilla de vidrio. El volumen de agua agregado debe ser **inferior al volumen total de la solución a preparar**.
4. Verter la solución a un matraz aforado del volumen correspondiente.
5. Enjuagar el vaso de precipitado y la varilla y vaciar al matraz, repetir si es necesario.
6. Agregar agua destilada al matraz con la piseta, hasta el aforo.
7. Tapar el matraz, asegurándose que la tapa quede bien ajustada y agite para homogenizar la solución. Consulte en que recipiente será conservada la solución.
8. Incluya en el informe todos los cálculos hechos para hacer la preparación de la solución y exprese la concentración de la disolución en **%p/v**.

##### Actividad 2

Preparar 25 ml de una disolución de un disolución vitamina C.( Ácido ascórbico) 0,006M a partir de la solución 0,03M

El procedimiento general para preparar disoluciones desde una solución más concentrada es el siguiente:

Sea  $C_1$  y  $V_1$  la concentración y el volumen de la solución **1** o más concentrada a partir de la cual se preparará la solución **2** más diluida.  $C_2$  y  $V_2$  son la concentración y el volumen correspondiente a la solución diluida que se va a preparar.

Si  $C = \frac{\text{moles de soluto}}{V(\text{volumen de solución})}$ , entonces podemos decir:  
 $C \times V = \text{moles de soluto}.$



$C_1 \times C_1$  = moles de soluto que necesitamos tomar de la solución 1 para preparar la solución 2 en un nuevo volumen  $V_2$  y establecemos entonces la siguiente relación:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Una vez calculado el volumen correspondiente siga el procedimiento descrito:

Por lo tanto el  $V_2$  lo despejo de la ecuación anterior así:  $V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$

- El  $V_2$  calculado es el volumen que se debe tomar de la solución 1 y llevar al matraz en el cual se va a preparar la solución 2. La figura 2 muestra un esquema de las dos soluciones.

1. Extraer con pipeta el volumen  $V_2$  calculado.
2. Dejar escurrir la solución en matraz aforado del volumen adecuado. No soplar la pipeta. (Si se tratara de un ácido, siempre se agrega **sobre agua**, por lo que el matraz debería contener previamente algunos ml de agua destilada)
3. Agregar agua al matraz hasta aforar.
4. Homogeneizar la solución con el matraz bien tapado. Consulte en que recipiente será conservada la solución.

Incluir todos los cálculos en el informe y expresar la concentración de la solución en %p/v.

### Actividad 3

*Medir la densidad de cada una de las disoluciones preparadas anteriormente.*

Para medir la densidad de cada una de las disoluciones preparadas anteriormente siga el procedimiento descrito a continuación:

- Pese 1 vaso de precipitado secos de 50 ml o 100 ml, anote el peso.
- Mida 20 ml de la disolución y adicione al vaso de precipitado.
- Pese cuidadosamente el vaso de precipitado con la muestra en la balanza analítica y anote los resultados.
- Calcule el peso del volumen de líquido a partir de los pesos obtenidos en los pasos 2 y 3.

Calcular la densidad de cada líquido y compararla con la densidad del agua a temperatura ambiente.

### Actividad 4

*Medir el pH de algunas sustancias:*

Usando papel indicador de pH, mida el pH a una muestra de 5 gotas de NaOH 0.1 M, a cada una de las soluciones de vitamina C anteriormente preparadas, al agua destilada y al ácido clorhídrico HCl que se va a neutralizar en la actividad 5.

Anote sus resultados y clasifique de acuerdo a ellos a las soluciones como ácidas o básicas.

- Calcule el pOH de una disolución de cloruro de amonio cuyo pH=8,5

### **Actividad 5**

*Neutralizar 20 ml de HCl de concentración desconocida con NaOH 0,1M, usando fenolftaleína como indicador.*

*Ambientar una bureta con una solución de NaOH 0,1 M:*

1. Se adiciona con un vaso de precipitado una porción de NaOH a la bureta, se abre completamente la llave, se extrae toda la solución dejándola caer sobre un vasito de precipitado, luego se cierra la llave y se adiciona la solución de NaOH a un nivel superior al valor 0 ml.
2. Lentamente se abre la llave de la bureta de nuevo hasta que empiecen a caer gotas de la solución, se gotea tanta solución como sea necesaria hasta que el menisco de la bureta marque el 0 ml y no se observe ninguna burbuja en su interior.
3. Si se observan burbujas, saque la bureta de la pinza y con cuidado usando las dos manos incline un poco la bureta para permitir que salgan las burbujas de aire

*Procedimiento de neutralización:*

1. En un matraz erlenmeyer de 200 ml colocar una muestra de 20 ml de solución de ácido clorhídrico de una concentración desconocida proporcionado por el profesor. Mida el pH de esta disolución.
2. Adicione 1 gota de fenolftaleína a la solución, coloque el erlenmeyer justo debajo de la bureta que contiene la solución de NaOH 0,1 M.
3. Asegúrese que el nivel de NaOH en la bureta este exactamente en 0,0 ml, y proceda a dejar caer gota a gota el NaOH desde la bureta sobre la solución mientras mantiene la solución suavemente agitada con la mano.
4. El proceso de neutralización termina cuando el color rosado suave del indicador aparece.
5. Anote el volumen de NaOH gastado hasta el punto en que el indicador cambia de color.

Calcule la concentración de la muestra de ácido clorhídrico usando el volumen de NaOH usado en la titulación y mida el pH del ácido después de la neutralización, compare con el pH del ácido antes de la neutralización, explique.

### **IV Referencias Bibliográficas**

- Bettelheim & Landesberg. *General, organic and biochemistry experiments*. Fourth edition. Harcourt inc. 1998.
- Chang Raymond. *Química*. Novena edición. México. Mc Graw Hill. 2007
- Chang Raymond. *Química*. Novena edición. México. Mc Graw Hill. 2007.

## APÉNDICE

### Unidades de Longitud.

Kilómetro	<b>Km.</b>	1.000 m.
Hectómetro	<b>Hm.</b>	100 m.
Decámetro	<b>Dm.</b>	10 m.
metro	<b>m.</b>	1 m.
decímetro	<b>dm.</b>	0,1 m.
centímetro	<b>cm.</b>	0,01 m.
milímetro	<b>mm.</b>	0,001 m

### Unidades de Superficie.

Kilómetro cuadrado	<b>Km<sup>2</sup></b>	1.000.000 m <sup>2</sup>
Hectómetro cuadrado	<b>Hm<sup>2</sup></b>	10.000 m <sup>2</sup>
Decámetro cuadrado	<b>Dm<sup>2</sup></b>	100 m <sup>2</sup>
metro cuadrado	<b>m<sup>2</sup></b>	1 m <sup>2</sup>
decímetro cuadrado	<b>dm<sup>2</sup></b>	0,01 m <sup>2</sup>
centímetro cuadrado	<b>cm<sup>2</sup></b>	0,0001 m <sup>2</sup>
milímetro cuadrado	<b>mm<sup>2</sup></b>	0,000001 m <sup>2</sup>

### Unidades de Volumen.

Kilómetro cúbico	<b>Km<sup>3</sup></b>	1.000.000.000 m <sup>3</sup>
Hectómetro cúbico	<b>Hm<sup>3</sup></b>	1.000.000 m <sup>3</sup>
Decámetro cúbico	<b>Dm<sup>3</sup></b>	1.000 m <sup>3</sup>
metro cúbico	<b>m<sup>3</sup></b>	1 m <sup>3</sup>
decímetro cúbico	<b>dm<sup>3</sup></b>	0,001 m <sup>3</sup>
centímetro cúbico	<b>cm<sup>3</sup></b>	0,000001 m <sup>3</sup>
milímetro cúbico	<b>mm<sup>3</sup></b>	0,000000001 m <sup>3</sup>
Kilolitro	<b>Kl.</b>	1.000 L.
Hectolitro	<b>Hl.</b>	100 L.
Decalitro	<b>Dl.</b>	10 L.
litro	<b>l.</b>	1 L.
decilitro	<b>dl.</b>	0,1 L.
centilitro	<b>cl.</b>	0,01 L.
mililitro	<b>ml.</b>	0,001 L.

microlitro	$\mu\text{l}$	0.001ml
$1\text{L}=1000\text{ mL} = 1000000\ \mu\text{L}$		
$1\text{mL} = 1000\ \mu\text{L} = 1\text{ cm}^3$		

### Unidades de Peso.

Kilógramo	<b>Kg.</b>	1.000 g.
Hectógramo	<b>Hg.</b>	100 g.
Decágramo	<b>Dg.</b>	10 g.
gramo	<b>g.</b>	1 g.
decígramo	<b>dg.</b>	0,1 g.
centígramo	<b>cg.</b>	0,01 g.
milígramo	<b>mg.</b>	0,001 g.
$1\text{g} = 1000\text{ mg}$		