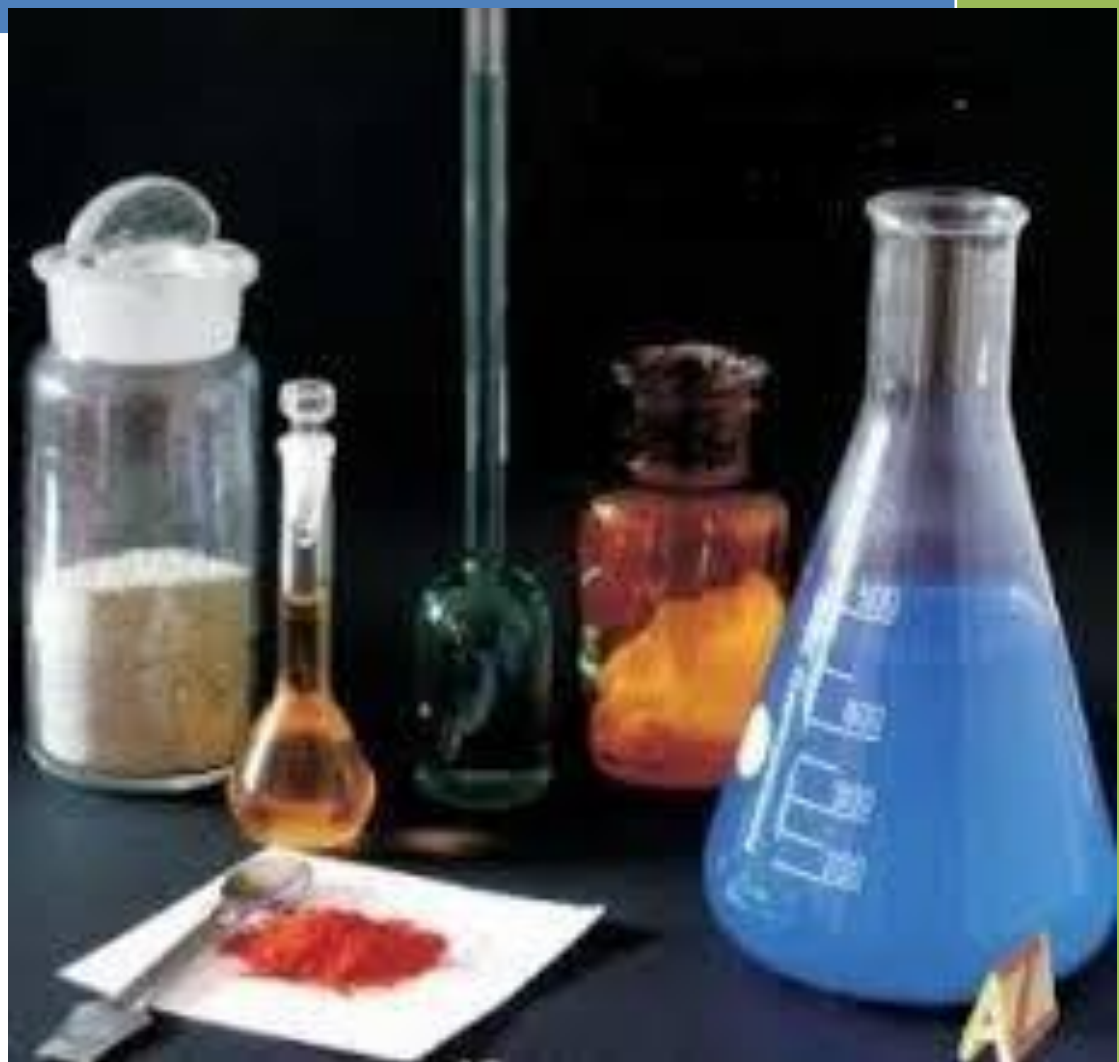


1er semestre 2017

Manual de Laboratorio



Inga. Q. Carolina González
Inga. Q. Yessenia Tzarax
Laboratorio de
Química Inorgánica

INSTRUCCIONES PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRÁCTICA

Se trabajará en grupos de un máximo de seis personas, se debe asignar un coordinador por grupo que sea mayor de edad. Para la realización adecuada de las prácticas, deberán atenderse las siguientes indicaciones:

1. Es obligatorio presentarse puntualmente a la hora de inicio de laboratorio, ya que en ese momento se cerrará la puerta y se procederá a realizar el examen corto. Al terminar dicho examen se dejará entrar a las personas que llegaron tarde, pero sin derecho a examinarse. SIN EXCEPCIONES.
2. Cada uno de los integrantes del grupo debe presentar su propio manual de laboratorio todos los días.
3. Los motivos por los que se puede expulsar a una persona del laboratorio son los siguientes:
 - Desconocimiento de la práctica a realizar.
 - No tener bata de laboratorio (debe estar debidamente abrochada), lentes de protección, guantes desechables y papel mayordomo para la limpieza.
 - La falta de participación de algún miembro del grupo, se hará acreedor de una inasistencia y perderá el derecho de reportar esa práctica.
4. Cada grupo debe revisar cuidadosamente el equipo que le corresponde; al ingresar al laboratorio, el coordinador del grupo debe presentar su DPI. Al terminar la práctica deben permanecer dentro del laboratorio únicamente dichos coordinadores para que juntamente con el instructor revisen, mesa por mesa, que el equipo utilizado se encuentre en las mismas condiciones en las que fue entregado. En caso de cualquier faltante o rotura el grupo entero debe encargarse de reponer el equipo, se devolverá el DPI al coordinador cuando el equipo sea entregado al instructor.
5. No se permite el uso de teléfono celular dentro del laboratorio, así como tampoco las visitas durante la realización de la práctica ni hablar a través de las ventanas.
6. Se prohíbe terminantemente comer, beber, fumar y masticar chicle dentro del laboratorio. Éstos también serán motivos para ser expulsado del laboratorio. No se debe saborear materiales o reactivos del laboratorio.

7. Al finalizar la práctica deberá entregarse al instructor una hoja con los datos originales, que contiene en una forma breve y concisa todas las observaciones experimentales de la práctica, identificándose con el nombre, carné de cada uno de los integrantes así como el número de grupo, con letra clara y limpia. NO SE ACEPTARÁN HOJAS ARRANCADAS DE CUADERNO.
8. Se les recuerda a todos los y las estudiantes el respeto dentro de las instalaciones.

NORMAS DE SEGURIDAD Y PREVENCIÓN DE ACCIDENTES EN EL LABORATORIO

El laboratorio es un lugar de trabajo serio y uno debe comportarse en forma adecuada. Se trabaja con productos y reactivos químicos de diversa peligrosidad, que si se manejan en la forma adecuada y apropiadamente la seguridad no será afectada. Las siguientes reglas de seguridad se aplican a todo laboratorio químico:

1. Los ojos deben ser protegidos durante todo el periodo de laboratorio sea o no peligroso lo que se esté haciendo.
2. Lávese las manos después de efectuar transferencias de líquidos o cualquier otra manipulación de reactivos.
3. Las personas que llevan el cabello largo, deben llevarlo siempre agarrado con algún accesorio para evitar accidentes.
4. Queda estrictamente prohibido usar faldas, short y/o sandalias.
5. Cualquier accidente, aún la menor lesión debe informarse de inmediato al instructor del laboratorio. ¡no dude en pedir ayuda si tiene un problema!
6. No intente ningún experimento no autorizado, sólo deben realizarse las practicas explicadas por el instructor y la guía de laboratorio.
7. Si se derrama o salpica un reactivo químico sobre usted, se debe lavar y diluir con agua la zona afectada de inmediato.
8. Al trabajar con ácidos o bases concentradas, se deben diluir estos en agua y no en forma inversa, ya que el calor generado provocaría la

evaporación del agua y como consecuencia posible salpicaduras del ácido o la base.

9. Nunca se debe dejar de prestar atención al experimento en curso.
10. Leer el manual de laboratorio cuidadosamente antes de entrar al laboratorio, esto le ayudará en la toma de datos y a mejorar su seguridad y eficacia en el laboratorio.
11. Lave bien la cristalería antes y después de usarla.
12. Antes de usar reactivos no conocidos, consultar la bibliografía adecuada e informarse sobre como manipularlos y descartarlos.
13. Mantener siempre limpias las mesas y aparatos de laboratorio.
14. Colocar sobre la mesa de trabajo solo aquellos utensilios que sean indispensables para la realización de la práctica.
15. Al terminar la práctica de laboratorio asegúrese de que la mesa quede limpia y las llaves de gas estén perfectamente cerradas.
16. No se permite correr o jugar dentro del laboratorio.

COMO REPORTAR

Las secciones de las cuales consta un reporte de Química, el punteo de cada una y el orden en el cual deben aparecer son las siguientes:

a. Carátula.....	0 puntos
b. Resumen.....	20 puntos
c. Resultados.....	20 puntos
d. Interpretación de Resultados.....	30 puntos
e. Conclusiones.....	20 puntos
f. <u>Bibliografía.....</u>	<u>10 puntos</u>
Total... 100 puntos	

En caso de inconcordancia entre la hoja de datos originales y los datos u observaciones citados dentro del reporte automáticamente se anulará dicha sección del reporte.

Por cada falta de ortografía, error gramatical o error mecanográfico, se descontará un punto sobre cien, todas las mayúsculas se deben de tildar. Es importante dirigirse al lector de una manera impersonal, de manera que expresiones tales como “obtuvimos”, “hicimos”, “observé”, serán sancionadas.

Si se encuentran dos reportes parcial o totalmente parecidos se anularán automáticamente dichos reportes.

a. RESUMEN

En esta sección deben responderse las siguientes preguntas: ¿qué se hizo?, ¿cómo se hizo? Y ¿a qué se llegó? El contenido de ocupar media página como mínimo y una página como máximo.

b. RESULTADOS

En esta sección deben incluirse todos los datos obtenidos al final de la práctica. Por ejemplo masa o volumen recuperado, concentración de soluciones o cualquier otro tipo de resultado final. Deben presentarse, de preferencia, en tablas debidamente ordenadas para mayor facilidad al interpretar los resultados.

Ejemplo:

Tabla No. 1 Ejemplo de entrega de Resultados

Líquido	Densidad experimental	Densidad real
Agua	XXX g/mL	Investigar
Vinagre	XXX g/mL	Investigar
Glicerina	XXX g/mL	Investigar

c. INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS:

Esta sección corresponde a una demostración, explicación y análisis de todo lo que ocurrió y resultó de la práctica, interpretando de una manera cuantitativa y cualitativa, tanto los resultados como los pasos seguidos para la obtención de los mismos. Aun cuando la discusión se apoya en la bibliografía, no debe ser una transcripción de la misma, ya que el estudiante debe explicar con sus propias palabras y criterio lo que sucede en la práctica. Cuando se haga uso de la teoría en alguna parte de la discusión debe indicarse colocando al final de párrafo (que debe ir entre comillas), la bibliografía de donde se obtuvo la información. La forma de colocarlo es la siguiente: (Ref. 1 Pág. 5).

En cuando a los resultados propiamente dichos, deben explicarse el porqué de los mismos. Debe hacerse una comparación entre el resultado experimental y el resultado real de cada objeto de estudio.

d. CONCLUSIONES:

Constituyen la parte más importante del reporte. Las conclusiones son “juicios críticos razonados” a los que ha llegado el autor, después de una cuidadosa consideración de los resultados del estudio o experimento y que se infieren de los hechos. Deberán ser lógicos, claramente apoyados y sencillamente enunciados. Esta sección deberá ser extraída de la interpretación de resultados ya que allí han sido razonados.

e. BIBLIOGRAFÍA

Esta sección consta de todas aquellas referencias (libros, revistas, documentos) utilizados como base bibliográfica en la elaboración del reporte. Deben citarse, como mínimo 3 referencias bibliográficas (**EL INSTRUCTIVO NO ES UNA REFERENCIA BIBLIOGRÁFICA**), las cuales deben ir numeradas y colocadas en

orden alfabético según el apellido del autor. Todas deben estar referidas en alguna parte del reporte.

La forma de presentar las referencias bibliográficas es la siguiente:

1. Wade, LG. Jr. “Química Orgánica”
Traducido del inglés
Segunda edición
Editorial Prentice Hall
México 1993
Págs.: 69, 84-87

DETALLES FÍSICOS DEL REPORTE

- El reporte debe presentarse en hojas de papel bond tamaño carta.
- Cada sección descrita anteriormente, debe estar debidamente identificada y en el orden establecido.
- Todas las partes del reporte deben estar escritas a mano CON LETRA CLARA Y LEGIBLE.
- Se deben utilizar ambos lados de la hoja.
- No debe traer folder ni gancho, simplemente engrapado.

IMPORTANTE:

Los reportes se entregarán al día siguiente de la realización de la práctica al entrar al laboratorio SIN EXCEPCIONES, cada trabajo debe traer de doble carátula. Se les encarga que todos los implementos que se utilizarán en la práctica se tengan listos antes de entrar al laboratorio pues el tiempo es muy limitado.

DEFINICIONES Y PUNTOS IMPORTANTES

- **QUÍMICA:** Es el estudio de la materia y de los cambios que experimenta. Es muy frecuente que a la química se le considere la ciencia central, ya que para los estudiantes de biología, física, geología, ingeniería, y otras disciplinas, es esencial tener un conocimiento básico de la química.
- **QUÍMICA INORGÁNICA:** Es la rama de la química que estudia las propiedades, estructura y reactividad de los compuestos inorgánicos. Este campo de la química abarca todos los compuestos químicos descontando los que tienen enlaces carbono-hidrógeno, que son objeto de estudio por parte de la química orgánica. La parte más importante de los compuestos inorgánicos se forman por combinación de **cationes y aniones** unidos por **enlaces iónicos**. Así, el NaCl se forma por unión de cationes sodio con aniones cloruro. La facilidad con la que se forma un **compuesto iónico** depende del **potencial de ionización** (para el catión) y de la **afinidad electrónica** (para el anión) de los elementos que generan los iones respectivos. Los compuestos inorgánicos más importantes son los **óxidos, carbonatos, sulfatos**, ect. La mayor parte de los compuestos inorgánicos se caracterizan por **puntos de fusión** elevados, baja **conductividad** en **estado sólido** y una importante solubilidad en **medio acuoso**.
- **MATERIA:** es cualquier cosa que ocupa un espacio y que tiene masa. La clasificación de la materia comprende las **sustancias, mezclas, los elementos y los compuestos**, así como los átomos y las moléculas.
- **SUSTANCIA:** es una forma de materia que tiene una composición definida y propiedades características. Ej. Agua, amoníaco, azúcar....
- **MEZCLA:** es una combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características. Ej. Aire, leche, cemento. Las mezclas no tienen una composición constante. Pueden ser **homogéneas** (la composición de la mezcla es la misma en toda la disolución) Ej. Agua con azúcar; o **heterogéneas** (su composición no es uniforme) Ej. Arena y viruta. Cualquiera de los dos tipos de mezcla se pueden separar en sus componentes originales sin que estos sufran ningún tipo de cambio.
- **ELEMENTO:** sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos. Los átomos de la mayoría de elementos pueden interactuar con otros para formar compuestos.

- COMPUESTO: sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. A diferencia de las mezclas, los compuestos solo pueden separarse en sus componentes puros por medios químicos.
- LOS TRES ESTADOS DE LA MATERIA: todas las sustancias pueden existir, al menos en principio, en los tres estados: sólido (las moléculas se mantienen unidas en forma organizada, con poca libertad de movimiento), líquido (las moléculas están unidas pero no en una posición tan rígida y se pueden mover libremente entre ellas) y gaseoso (las moléculas están separadas por distancias que son grandes en comparación con el tamaño de las moléculas).
- PROPIEDADES FÍSICAS: se puede medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la sustancia. Ej. Punto de fusión.
- PROPIEDADES QUÍMICAS: para observar esta propiedad se debe efectuar un cambio químico. Ej. Un huevo cocido.
- PROPIEDAD EXTENSIVA: su valor medido depende de la cantidad de materia considerada. La masa, que es la cantidad de materia en una cierta sustancia, es una propiedad extensiva.
- PROPIEDAD INTENSIVA: su valor medido no depende de cuanta materia se considere. La densidad, definida como la masa de un objeto dividida entre su volumen, es una propiedad intensiva.

PRÁCTICA No. 1

1. Marco Teórico

NOMENCLATURA QUÍMICA

Muchas de las propiedades químicas de los elementos se explican en términos de su configuración electrónica. Debido a que los electrones llenan los orbitales atómicos de manera muy ordenada, no es sorprendente que los elementos con configuraciones electrónicas semejantes, como sodio y potasio se comporten en muchos aspectos de manera similar y que, en general, las propiedades de los elementos muestren tendencias observables.

Clasificación periódica de los elementos

Los elementos se dividen en las siguientes categorías: **los elementos representativos** (llamados también elementos del grupo principal) son los elementos de los grupos 1A a 7A. **Los gases nobles** (con excepción del Helio) son los elementos de grupo 8A. **Los metales de transición** son los elementos del grupo 1B y 3B hasta 8B.

Símbolos, fórmulas y grados de oxidación:

Los elementos químicos se representan por símbolos que además de representar un átomo de un elemento químico, nos indica una cantidad fija de dicho elemento denominados mol de átomos.

Por sus especiales características y comportamientos se establecen dos grandes categorías a saber: Metales y No metales. Los principales elementos metálicos y no metálicos son los siguientes:

METALES (electropositivos): Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Al, Fe, Co, Ni, Ag, Hg, Cd, Au.

NO METALES (electronegativos): F, Cl, Br, I, O, S, N, P, As, Sb, C, Si.

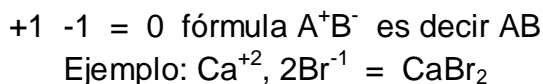
Las fórmulas representan a los compuestos químicos y constan de una agrupación de símbolos afectados de unos subíndices que nos indican la proporción en que se combinan los átomos de los elementos que constituyen el compuesto.

Así pues, los químicos con la base experimental de las leyes de Proust, Dalton y Richter llegaron al establecimiento del concepto de valencia que hoy día puede explicarse y justificarse a partir del conocimiento profundo de la estructura electrónica del átomo.

En forma más actualizada denominamos a las valencias, grados, estados o números de oxidación.

MECÁNICA DEL PROCESO DE FORMULACIÓN

En todo compuesto químico neutro, la valencia aportada por la parte electropositiva (más metálica), debe ser compensada por la valencia aportada por la parte electronegativa (no metálica) es decir, la carga total debe ser nula. Así, para un compuesto entre A y B cuyos grados de oxidación son +1 y -1:



Con el manejo de esta mecánica simple y básica se puede avanzar en el conocimiento de la formulación química, pero así mismo es indispensable conocer los nombres que la IUPAC va asignando a las distintas sustancias de acuerdo con su naturaleza.

FORMULACIÓN SISTEMÁTICA:

Como puede observarse en los ejemplos citados, el grupo electropositivo (catión) debe colocarse delante del grupo negativo (anión), aunque al nombrarlo se utilice un orden de palabras distinto. Ejemplo: NaCl (Cloruro de Sodio).

Para indicar el número de átomos, o grupos de átomos, que forman parte de la molécula en la fórmula, se utilizan números arábigos, que se escriben como un subíndice a la derecha del átomo o del grupo. Si se trata de un grupo de átomos que aparece en número superior a uno, debe encerrarse a todo el grupo entre paréntesis o entre corchetes, según convenga. Ejemplo: Mg_3N_2 , $SeSO_3$, $Cr(OH)_2$.

Sin embargo, el agua de cristalización o cualquier otra molécula que esté unida por fuerzas de enlace relativamente débiles, se indica mediante un número arábigo colocado ante la fórmula correspondiente. Ejemplo: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

NORMAS ESTABLECIDAS PARA NOMBRAR SUSTANCIAS SIMPLES Y COMPUESTAS

- Sustancias Simples:

Elementos químicos: se representan mediante un símbolo característico al cual le corresponde un nombre específico.

- Sustancias compuestas:

El nombre de una sustancia compuesta se compone de dos partes: nombre genérico y nombre específico. El nombre genérico es la primera palabra y señala una característica general de un grupo relativamente grande de sustancias. Por ejemplo: las palabras óxido, ácido e hidróxido son nombres genéricos. El nombre específico es la segunda palabra y, como su nombre lo indica, señala una característica que permite diferenciar a una sustancia de las demás del grupo al que pertenece. Por ejemplo ácido sulfúrico.

Las sustancias compuestas se nombran bajo tres sistemas:

1. Sistema Clásico o funcional: sigue fundamentalmente las normas dadas por la primera comisión que estudiara el problema. Se utiliza para todos los compuestos.
2. Sistema estequiométrico: señala las proporciones de los integrantes de un compuesto utilizando prefijos griegos o latinos.
3. Sistema stock: en este sistema se señala la proporción con números romanos, los cuales indican el estado de oxidación del elemento y se colocan entre paréntesis después del nombre.

Para facilidad de estudio, las sustancias compuestas se dividen en grupos de acuerdo al número de ELEMENTOS DIFERENTES que los forman, independientemente del número de átomos que de cada uno intervengan. Los grupos son:

1. Compuestos binarios: son compuestos formados por dos elementos diferentes. Ejemplo: agua H_2O .
2. Compuestos ternarios: son compuestos formados por tres elementos. Ejemplo: hidróxido de potasio KOH .
3. Compuestos Cuaternarios: son compuestos formados por cuatro átomos diferentes. Ejemplo: bicarbonato de sodio $NaHCO_3$.

COMPUESTOS BINARIOS

1. **Compuestos binarios oxigenados:**

En el sistema clásico o funcional estos compuestos se dividen en tres grupos:

a. Óxidos:

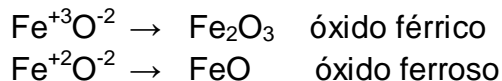
Producto de la reacción del oxígeno con un metal. Cuando el metal tiene un solo número de oxidación, el nombre específico es el del metal contraído y terminado en ICO o anteponiendo la palabra “de” al nombre del metal.

Ejemplo: Na_2O : óxido de sodio u óxido sódico.

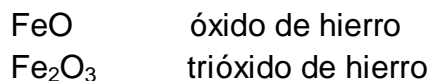
Cuando el metal tiene dos números de oxidación, el nombre específico lo constituye el del metal contraído y terminado en OSO cuando actúa con el número de oxidación menor o con la terminación ICO cuando actúa con el mayor.

Ejemplos:

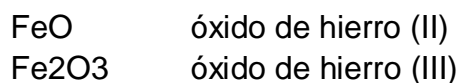
- Sistema clásico:



- Sistema estequiométrico:



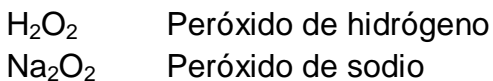
- Sistema Stock:



b. Peróxidos:

Combinaciones binarias de un metal con el grupo peroxi O_2^{-2} . (Metales alcalinos y alcalinotérreos) y con el hidrógeno. En estos compuestos el oxígeno actúa con número de oxidación -2.

Ejemplo:



c. Anhídridos:

Combinación del oxígeno con un no metal y con algunos metales de transición. En general puede decirse que forman anhídros los no metales de las columnas pares (IVA y VIA) cuando trabajan con número de oxidación par. Cuando lo hacen con número de oxidación impar, si lo tuvieran, formarían un óxido.

Los no metales de las familias VA y VIIIA forman anhídros cuando trabajan con número de oxidación impar, y forman óxidos cuando lo hacen con números de oxidación par, si lo tienen.

El término anhídrido solo es aplicable en el sistema clásico o funcional. Si el elemento forma solo un anhídrido el nombre específico se forma con el nombre del no metal terminado en ICO.

Ejemplo:



Si el elemento forma más de dos anhídridos, el nombre específico se forma con el nombre del no-metal con prefijos y sufijos que indican los números de oxidación positivos. Los prefijos y sufijos son:

Valencia del no metal	Prefijo	Sufijo
1 ó 2	Hipo	Oso
3 ó 4	-----	Oso
5 ó 6	-----	Ico
7	Per	Ico

En los casos del carbono y silicio que tienen número de oxidación +4 y del boro con valencia +3 se les da exclusivamente la terminación ICO.

Ejemplos:

Bromo (Br) columna impar

No. de oxidación	Fórmula	Nombre
+1	Br ₂ O	Anhídrido hipobromoso
+5	Br ₂ O ₅	Anhídrido brómico

Fórmula CO₂

- Sistema clásico: Anhídrido carbónico
- Sistema estequiométrico: dióxido de carbono
- Sistema Stock: Óxido de carbono (IV)

Fórmula Cl₂O₇

- Sistema clásico: Anhídrido perclórico
- Sistema estequiométrico: Heptaóxido de bicloro
- Sistema Stock: óxido de cloro (VII)

2. Compuestos binarios hidrogenados

a. Hidruros:

Compuestos binarios de elementos representativos de los grupos IA, IIA y IIIA con el hidrógeno (con excepción del boro) y con elementos de transición. Característica principal: el hidrógeno actúa con número de oxidación -1.

Ejemplo:

CuH: Hidruro cuproso
 Monohidruro de cobre
 Hidruro de cobre (I)

CuH₂: Hidruro cúprico
 Dihidruro de cobre
 Hidruro de cobre (II)

b. Combinación del hidrógeno con los elementos del grupo IVA:

Estos elementos forman con el hidrógeno; compuestos que tienen la propiedad de formar cadenas por uniones entre átomos de la misma naturaleza. Esta propiedad es mayor en el carbono y disminuye a medida que aumenta el peso atómico del elemento. Los compuestos formados por el carbono y el hidrógeno se llaman HIDROCARBUROS, el más simple es el METANO CH_4 .

El silicio forma cadenas hasta de 8 a 10 átomos. Estos compuestos se llaman SILANOS.

c. Combinación del Hidrógeno con los Elementos del Grupo VA:

La facilidad de combinación de estos elementos con el hidrógeno disminuye al aumentar el peso atómico. Reciben nombres especiales, los cuales son aceptados por la nomenclatura actual:

NH_3	AMONIACO
PH_3	FOSFINA
AsH_3	ARSINA
SbH_3	ESTIBINA

d. Combinación del Hidrógeno con los Elementos de los Grupos VIA Y VIIA:

Los compuestos binarios del hidrógeno y los no metales de las familias VIA y VIIA. Se nombran de la siguiente manera:

Nombre Genérico: raíz del nombre del No Metal con la terminación URO.

Nombre Específico: de Hidrógeno.

Ejemplo:

HCl	Cloruro de hidrógeno
H_2S	Sulfuro de hidrógeno

3. Compuestos binarios sin oxígeno y sin hidrogeno

a. Metal-No Metal:

Compuestos formados por un metal y un no-metal (sales haloideas). Estos compuestos resultan de la sustitución total de los hidrógenos en los hidrácidos por metales. Puede usarse en los tres sistemas.

Ejemplo:

CuCl_2	
	S.C: Cloruro cúprico
	S.E: Di o Biclорuro de cobre
	S.S: Cloruro de cobre (II)

b. No Metal - No Metal:

Nombre Genérico: el nombre del elemento más negativo terminado en URO.

Nombre Específico: el del otro elemento.

Ejemplo:

BF₃ Fluoruro de boro

Trifluoruro de boro

Fluoruro de boro (III)

c. Metal –Metal:

Técnicamente estos compuestos no se consideran producto de reacción química, en muchos casos la composición varía entre amplios límites, se acepta que son soluciones de un metal en otro.

Nombre Genérico: aleación

Nombre Específico: el nombre de los metales mencionando primero el menos electronegativo.

Ejemplo:

CrFe : aleación de cromo y hierro.

Algunas aleaciones tienen nombres especiales:

Latón: CuZn

Peltre: PbSn

Bronce: CuSn

d. Metal –Mercurio: Nombre

Genérico: amalgama Nombre

Específico: el del otro metal

Ejemplo

AgHg: amalgama de plata.

2. Hoja de trabajo:

2.1 Escriba el símbolo de los elementos llamados halógenos.

2.2 Escriba el nombre de los metales alcalinos y alcalinotérreos

2.3 ¿Cuáles son los posibles grados de oxidación del oxígeno y del hidrógeno?

2.4 ¿Qué significa la fórmula O₃?

2.5 Escriba el nombre de los siguientes compuestos en el sistema clásico



2.6 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos

Óxido de mercurio (II)

Peróxido de potasio

Óxido de hierro (II)

2.7 Escriba el nombre de los siguientes compuestos en el sistema clásico



2.8 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

Trióxido de difósforo

Pentaóxido de diyodo

Óxido de silicio

2.9 Escriba el nombre de los siguientes compuestos en el sistema clásico



2.10 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos

Dinitruro de tripolonio

Cloruro auroso

Hidruro mercúrico

PRÁCTICA No. 2

Determinación de Densidad de Líquidos y Sólidos

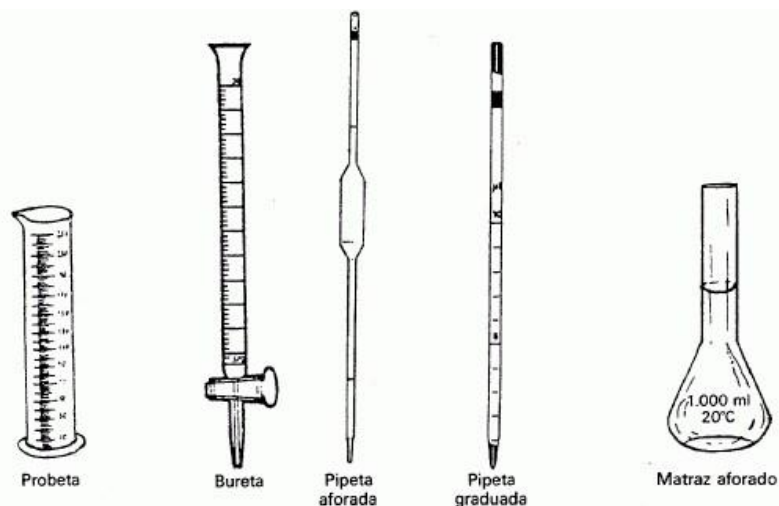
1. Objetivos:

- 1.1 Utilizar el material e instrumentos de medición del laboratorio para realizar las actividades experimentales de manera adecuada.
- 1.2 Aprender a realizar mediciones de masa y volumen.
- 1.3 Determinar la densidad de líquidos y sólidos por medio de diferentes métodos.
- 1.4 Dar a conocer los aspectos teóricos elementales correspondientes a ciertas técnicas de uso común en el laboratorio.

2. Marco Teórico:

La química analítica es una ciencia de medición basada en un conjunto de ideas y métodos que son útiles en todos los campos de la ciencia y de la ingeniería.

Mediciones: las mediciones se utilizan a menudo en cálculos para obtener otras cantidades relacionadas. Existen diferentes instrumentos que permiten medir las propiedades de una sustancia: con la cinta métrica se miden longitudes, mientras que con *la bureta, la pipeta, la probeta graduada y el matraz volumétrico* se miden volúmenes; con la balanza se mide la masa, y con el termómetro la temperatura. Estos instrumentos permiten hacer mediciones de **propiedades macroscópicas**, es decir, que pueden ser determinadas directamente. Las **propiedades microscópicas**, a escala atómica o molecular, se deben determinar por un método indirecto.



- **Buretas:** son tubos largos, cilíndricos, de material de vidrio, con una llave de descarga y termina en un pico de vidrio.

- Vasos de precipitados (Beacker): son vasos de vidrio de diferentes calidades y de varios tamaños y capacidades; pueden estar graduados o no. los vasos de precipitados más convenientes para uso común tienen pico porque facilita verter líquidos o soluciones, permite mantener una varilla de vidrio en el vaso y forma una salida para el desprendimiento de gases.
- Matraz volumétrico (Erlenmeyer): son recipientes de vidrio, de forma cónica graduados o no.
- Picetas: son recipientes de plástico que se llenan generalmente con agua destilada, poseen una tapa a la cual se le ha provisto de un tubo jebes para la proyección de líquido hacia afuera en el momento de ser empleado.
- Pipetas: son recipientes tubulares de vidrio o de plástico. Hay dos clases de pipetas, a) las que tienen una marca y emiten un volumen definido en ciertas condiciones especificadas, b) las que tienen el vástago graduado y se emplean para emitir la voluntad.
- Probetas: son recipientes cilíndricos graduados de material de vidrio o de plástico de diferentes capacidades.
- Soportes universales: son aparatos metálicos o de madera que tienen la finalidad de sostener en posiciones fijas los diferentes materiales de laboratorio especialmente cuando se arman aparatos complicados.

Las mediciones que se utilizan con frecuencia en el estudio de la química son tiempo, masa, volumen, densidad y temperatura; los cuales son métodos analíticos cuantitativos.

Masa y Peso: la masa es una medida de la cantidad de materia en un objeto. El peso es la fuerza que ejerce la gravedad sobre el objeto. La unidad SI fundamental de la masa es el kilogramo (kg), pero en la química, es más conveniente usar unidad más pequeña, el gramo (g):

$$1\text{kg} = 1000\text{ g} = 1 \times 10^3\text{ g}$$

Volumen: la unida SI de longitud es el metro (m) y la unidad de volumen derivada del SI es el metro cúbico (m³). Sin embargo, es común que se trabajen volúmenes mucho menores, como son el centímetro cúbico (cm³) y el decímetro cúbico (dm³). Otra unidad común de volumen es el litro (L). Un litro se define como el volumen que ocupa un decímetro cúbico.

$$1\text{L} = 1000\text{ mL}$$

$$1\text{L} = 1000\text{ cm}^3$$

$$1\text{L} = 1\text{ dm}^3$$

Densidad: La densidad de una sustancia homogénea es una propiedad física que la caracteriza y está definida como el cociente entre la masa y el volumen de la sustancia que se trate. Esta propiedad depende de la temperatura, por lo que al medir la densidad de una sustancia se debe considerar la temperatura a la cual se realiza la medición. En el caso de sustancias no homogéneas lo que obtenemos al dividir la masa y el volumen es la densidad promedio.

La ecuación para densidad es:

$$\rho (\text{densidad}) = m(\text{masa}) / V(\text{volumen})$$

La unidad derivada del SI para la densidad es kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Esta unidad es demasiado grande para la mayoría de las aplicaciones en química; por lo que la unidad gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente (g/mL), se utilizan más a menudo para expresar las densidades de sólidos y líquidos.

La importancia de medición de densidades radia en que, para una determinada temperatura, a cada concentración de una solución le corresponde una densidad precisa. Esto permite que conociendo la densidad de una solución, se pueda encontrar la concentración correspondiente.

Se ha manifestado que la densidad es una propiedad característica de la sustancia, que no cambia a menos que varíen las condiciones de presión o de temperatura, en los casos de los líquidos, un cambio relativamente pequeño de temperatura, afectará la densidad de un modo apreciable, en cuando que los cambios de presión han de ser enormes para que su efecto pueda medirse.

Principio de Arquímedes: Todo cuerpo sumergido en el seno de un fluido, sufre una fuerza ascendente (empuje) cuyo valor es igual al peso del fluido desalojado por el cuerpo. La determinación de la densidad de sólidos por el principio de Arquímedes consiste en determinar el empuje, el cual se encuentra realizando la diferencia entre el peso del sólido en el aire y el peso aparente del sólido sumergido en el líquido. El volumen del líquido desalojado corresponde al volumen del sólido sumergido.

3. Material y Equipo:

Cristalería y Equipo	Reactivos y materiales
Piseta	Agua
Balanza	Vinagre ***
Probeta 50 mL	Glicerina
Probeta 100 mL	Dado ***
Beacker de 100 mL (vidrio)	Canica ***
Beacker de 500 mL (plástico)	Roca ***
Vernier	Hilo ***
Estufa eléctrica	
Extensión eléctrica	
Termómetro	

Nora el material marcado con *** debe ser proporcionado por el estudiante.

4. Procedimiento:

Determinación de la densidad de líquidos:

1. Lavar y secar la cristalería que se utilizará.
2. Medir la masa de la probeta vacía.
3. Verter agua en la probeta hasta los 10 mL, si es necesario utilice una piseta para establecer el **menisco** en la marca deseada. Importante: El menisco del agua debe quedar tangente a la marca del volumen que se desea. Tenga el cuidado de que sus ojos estén a la misma altura del nivel del líquido para disminuir los errores asociados al proceso de medición.
4. Una vez determinado el volumen, mida la masa de la probeta con el agua en la balanza, registrar la masa.
5. Sin vaciar la probeta agregue agua hasta un volumen de 30 mL, registrar la masa.
6. Repetir la operación anterior para un volumen de 50 mL. Anote el resultado.
7. Repetir los pasos del 3 al 6 para dos temperaturas diferentes (calentar).
8. Repetir los pasos del 1 al 7 con vinagre y luego con glicerina.
9. Determinar la densidad de cada líquido para cada volumen trabajado.
10. Lavar y secar la cristalería.
11. Dejar limpia y seca el área de trabajo.
12. Reportar el promedio de las tres mediciones de la densidad.

Determinación de la densidad de sólidos por diversos métodos- Método geométrico:

1. Con la ayuda de un vernier determinar la longitud del dado y el diámetro de la canica.
2. Utilizando las ecuaciones geométricas, determinar el volumen del dado (cubo) y de la canica (esfera).

$$\text{Volumen cubo} = a^3 ; a = \text{arista}$$

$$\text{D} = 2r$$

$$\text{Volumen esfera} = \frac{4}{3} * \pi r^3 ; r = \text{radio}$$

3. Registrar la masa de cada uno de estos elementos utilizando la balanza.

- Método de la probeta

1. Registrar la masa de la roca "seca".
2. Verter agua en la probeta de 100 mL hasta un volumen considerable, de tal manera que al sumergir la roca, ésta quede completamente sumergida en el agua, registrar el volumen.
3. Sumergir la roca en la probeta con agua y determinar el volumen de la misma por desplazamiento de volumen.
4. Repetir los pasos del 1 al 3 con el dado y luego con la canica.
5. Determinar la densidad de cada sólido.

- Método de Arquímedes:

1. Registrar la masa de la roca seca.
2. Verter agua en un beacker de 500 mL hasta llenarlo parcialmente, registrar la masa.
3. Atar la roca con un hilo delgado y suspenderlo dentro del beacker. Asegurarse de que el sólido no toque las paredes ni el fondo del beacker. Registrar la masa del sistema.
4. Determinar la densidad de la roca por medio de la siguiente ecuación:

$$\rho_c = \frac{m_c}{m_E} * \rho_a$$

En donde: ρ_c = densidad del cuerpo
 m_c = masa del cuerpo
 m_E = masa de empuje

5. Comparar con el resultado obtenido por el método anterior.

5. Reportar:

- Densidad del agua (promedio)
- Densidad del vinagre (promedio)
- Densidad de la glicerina (promedio)
- Comparar éstos resultados e interpretarlos.
- Densidad de los sólidos con forma conocida por medio de los dos métodos utilizados, comparar e interpretar los resultados.
- Densidad del solido amorfo (roca) por medio de los dos métodos utilizados, comparar e interpretar los resultados.
- Según su criterio, ¿cuál método es mejor para la determinación de densidad de solidos?
- ¿cuál líquido es más denso? ¿Por qué?

PRÁCTICA No. 3

Preparación De Soluciones Molares

1. Objetivos:

- 1.1 Identificar las principales formas de expresar la concentración de las soluciones.
- 1.2 Aplicar los métodos más comunes para preparar soluciones de cierta concentración.
- 1.3 Distinguir la diferencia entre las disoluciones molares, normales y molales; tomando en cuenta la reacción química que ocurre entre los reactivos.

2. Marco Teórico:

La teoría atómica: la química moderna empezó con la teoría atómica de Dalton, que establece que toda la materia está compuesta por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos; que todos los átomos del mismo elemento son idénticos; que los compuestos contienen átomos de diferentes elementos combinados en relación de números enteros, y que los átomos no se crean ni se destruyen durante las reacciones químicas (ley de conservación de la masa).

Los átomos de los elementos que constituyen un compuesto en particular siempre se combinan en la misma proporción de masa (ley de las proporciones definidas). Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la masa del elemento que se combina con una cantidad fija de masa del otro elemento siempre es una relación de números enteros pequeños (ley de proporciones múltiples).

La estructura del átomo: un átomo está constituido por un núcleo central muy denso, que contiene protones y neutrones, y por electrones que se mueven alrededor del núcleo a una distancia relativamente grande.

Los protones están cargados positivamente, los neutrones no tienen carga y los electrones están cargados negativamente. Los protones y neutrones tienen aproximadamente la misma masa, que es alrededor de 1840 veces mayor que la masa de un electrón.

Número atómico, número de masa e isótopos: El número atómico de un elemento es el número de protones presentes en el núcleo de un átomo de ese elemento; determina su identidad. El número de masa es la suma de los números de protones y de neutrones presentes en el núcleo. El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico.

Los isótopos son átomos de un elemento, con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.

Moléculas e Iones:

- **Moléculas:** una molécula es un agregado de, por lo menos, dos átomos en una colocación definitiva que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas (también llamados enlaces químicos). Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras. Las moléculas diatómicas son las que contiene sólo dos átomos que pueden contener átomos de diferentes elementos. Las moléculas que contienen más de dos átomos reciben el nombre de moléculas poliatómicas.
- **Iones:** es un átomo o un grupo de átomos que tienen una carga neta positiva o negativa. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un catión, un ion con carga neta positiva. Un anión es el que tiene una carga neta negativa. Un compuesto iónico es el que está formado por cationes y aniones.

Fórmulas químicas: en las fórmulas químicas se combinan los símbolos de los elementos que las forman, utilizando como subíndices números enteros para indicar el tipo y número de átomos contenidos en la unidad más pequeña de un compuesto.

Fórmulas moleculares: indica el número y tipo específico de átomos combinados en cada molécula de un compuesto. La fórmula empírica muestra la relación más sencilla de los átomos que forman una molécula.

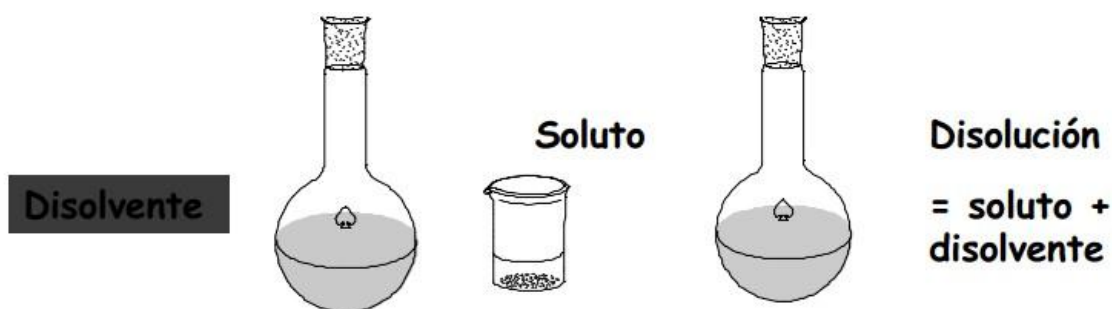
Los compuestos químicos pueden ser compuestos moleculares (en los que la unidad más pequeña son moléculas individuales discretas) o bien compuestos iónicos (en los cuales los iones positivos y negativos están unidos por atracción mutua). Los compuestos iónicos están formados por cationes y aniones, que se forman cuando los átomos pierden o ganan electrones, respectivamente. Los nombres de muchos compuestos inorgánicos se deducen a partir de algunas reglas sencillas. Las fórmulas se pueden escribir a partir de los nombres de los compuestos.

Preparación de Disoluciones:

Cuando las mezclas son homogéneas se llaman soluciones o disoluciones. Tradicionalmente se dice que las disoluciones están compuestas por dos partes: el

soluto y el disolvente. El solvente o fase dispersora es el componente que se encuentra en mayor proporción y contiene o dispersa al otro componente, el soluto es el que se encuentra en menor proporción. Para que una disolución sea homogénea, las partículas del soluto deben ser tan pequeñas que al estar contenidas en el solvente no se distinguen de él y se observe una sola fase. El estado de la materia en que se encuentre la disolución dependerá, entonces, del estado de la materia del solvente.

El término de concentración se utiliza para designar la cantidad de soluto disuelta en una cierta cantidad de disolvente o de disolución. Es común escuchar que tal o cual cosa están muy concentradas o poco concentradas, sin embargo, cuantitativamente esto no nos dice nada, de manera que existen otras formas de expresar la concentración como son la molaridad y la normalidad, entre otros.



Volumen de disolvente = Volumen de disolución
masa de disolvente ≠ masa de disolución

Mol: se refiere a la unidad para medir la cantidad de sustancia, ya sean átomos, moléculas o partículas, y se expresa como n . Un mol equivale a 6.02×10^{23} partículas o átomos (No. de Avogadro). Por lo tanto se puede decir que el agua pesa 18.02g (1.008 g de H y 16 g de O). El número de moles que se encuentran en una cantidad de terminada de sustancia, se puede conocer mediante la siguiente fórmula:

$$n = w/M$$

Donde w es la masa en gramos de la sustancia y M es su masa molar.

Composición cuantitativa de una solución: Hay varias formas de expresar la concentración o cantidades relativas de sus componentes; porcentaje en peso (g

de soluto/100 de solución); partes por millón (mg de soluto/litro de solución ó mg soluto / Kg de muestra); molaridad, normalidad, molalidad.

Molaridad: es un valor que representa el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución (mol / L). Para preparar una solución de una molaridad dada, se pesa la cantidad calculada de la sustancia (soluto), se disuelve en una pequeña cantidad de solvente (agua destilada u otro) y finalmente se completa hasta el volumen deseado con el solvente. Es importante notar que esta forma de expresar la concentración indica cantidad de soluto por cantidad de disolución total y no de solvente.

$$M = n/L$$

En donde M significa molaridad, n representa los moles de soluto y L los litros de disolución.

Normalidad: un valor que representa el número de equivalentes – gramos de soluto contenidos en un litro de solución (equiv.gr./ L). Muchas veces es conveniente expresar la concentración en unidades de masa empleando la molalidad.

$$N = eq/L$$

En donde N significa normalidad, eq representa los equivalentes gramo de soluto y L los litros de disolución. Los equivalentes gramo de soluto se calculan con la ayuda de:

$$eq = w/P. eq$$

En donde w representa la masa en gramos de la sustancia y P. eq el peso equivalente, el peso equivalente se relaciona con la masa molar a través de la fórmula:

$$\text{Peso equivalente} = \text{masa molar} / \text{número de equivalentes mol de soluto}$$

Molalidad: es un valor que representa el número de moles de soluto disueltos en un kilogramo de disolvente (mol / Kg.disolv). Se determina mediante la ecuación:

$$m = \text{moles de soluto} / \text{Kg de disolvente}$$

Soluciones Acuosas: soluciones líquidas donde la fase dispersante es el agua. El agua es un disolvente polar debido a la estructura de dipolo de su molécula. En general los disolventes polares son excelentes para disolver otras moléculas

polares. El agua disuelve con facilidad a muchos compuestos iónicos o de considerable porcentaje iónico (electrolito fuerte), dissociándolos en aniones y cationes; esto sucede con los ácidos fuertes, bases fuertes y las sales provenientes de ambos: HCl, H₂SO₄, KOH, NaOH, NaCl, Na₂SO₄.

El agua también es un buen solvente para solutos polares con radiales OH⁻ y H⁺ en su estructura, tal es el caso de la sacarosa (azúcar de caña, C₁₂H₂₂O₁₁) donde las moléculas de sacarosa permanecen sin dissociarse en la disolución; otras se ionizan parcialmente (ácidos y bases débiles; HCN, HC₂H₃O₂, NH₄OH).

3. Material y Equipo:

Cristalería y equipo	Reactivos y materiales
Balón aforado de 100 mL con tapa	Hidróxido de Sodio
Balanza	Ácido acético
Vidrio de reloj	Agua destilada
Pipeta de 5 mL	Hidróxido de Potasio
Balón aforado de 50 mL con tapa	Hidróxido de Calcio
Beacker de 50 mL	Recipientes para almacenar las soluciones *****
Embudo	
Varilla de agitación	-----
Espátula	-----
Succionador para pipeta	-----
Piseta	-----

Nora el material marcado con *** debe ser proporcionado por el estudiante.

4. Procedimiento:

Solución de hidróxido de sodio 0.1 M, hidróxido de potasio 0.2 M e hidróxido de calcio 0.3 M

1. Lavar y secar apropiadamente toda la cristalería que se va a utilizar.
2. Pesar en el vidrio de reloj la cantidad de NaOH necesaria para preparar una solución 0.1 M para una cantidad total de 100 mL.
3. El NaOH pesado trasladarlo al beacker y disolver con una cantidad considerable de agua.
4. Pasar el NaOH disuelto a un balón aforado de 100 mL y aforar a la marca.
5. Rotular y guardar la solución.
6. Repetir los pasos 1 al 5 para KOH 0.2 M y Ca(OH)₂ 0.3 M

Solución ácido acético al 10%

1. Realizar los cálculos de ácido acético para preparar una solución al 10% v/v.
2. En un balón de 50 mL verter agua hasta la mitad de su capacidad.
3. Con la pipeta, tomar una alícuota (según los cálculos realizados) de ácido acético concentrado y agregarlo al balón de 50 mL con mucha precaución.
4. Aforar el balón hasta la marca y agitar.
5. Rotular y guardar la solución.
6. Lavar la cristalería utilizada.
7. Limpiar y ordenar el área de trabajo.

5. Reportar:

- Cantidad en g de NaOH utilizados para la solución preparada.
- Cantidad en g de Ca(OH)_2 utilizados para preparar la solución.
- Cantidad en g de KOH utilizados para preparar la solución.
- Cantidad en mL de CH_3COOH utilizados para preparar la solución.
- Las cantidades de NaOH que se requieran para preparar las siguientes soluciones: 0.05M y 1M.
- Las cantidades de Ca(OH)_2 que se requieran para preparar las siguientes soluciones: 0.5M y 5M.
- Las cantidades de KOH que se requieran para preparar las siguientes soluciones: 0.01M y 3M.

PRÁCTICA No. 4 Titulación Ácido-Base

1. Objetivos:

- 1.1 Determinar la concentración de una sustancia desconocida, por medio de una sustancia conocida.
- 1.2 Reconocer un ácido fuerte y una base fuerte, y diferenciar de los ácidos y las bases débiles.
- 1.3 Aprender a determinar el punto de equivalencia en una reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte.
- 1.4 Desarrollar destrezas para usar la bureta y para realizar una titulación ácido-base.

2. Marco Teórico:

Los ácidos y las bases son tan comunes como la aspirina y la leche de magnesia, aunque mucha gente desconozca sus nombres químicos, ácido acetilsalicílico (aspirina) e hidróxido de magnesio (leche de magnesia). Además de ser la base de muchos productos medicinales y domésticos, la química de ácidos y bases es importante en los procesos industriales y es fundamental en los sistemas biológicos.

Propiedades Generales de los Ácidos y las Bases:

Los ácidos son sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ y las bases son sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- . Algunas de sus propiedades son:

Ácidos:

- Tienen sabor agrio; por ejemplo, el vinagre debe su sabor al ácido acético, y los limones y otros frutos cítricos contienen ácido cítrico.
- Los ácidos ocasionan cambio de color en los pigmentos vegetales, por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de azul a rojo.
- Los ácidos reaccionan con algunos metales como el zinc, magnesio o hierro para producir hidrogeno gaseoso.
- Los ácidos reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos para formar dióxido de carbono gaseoso.
- Las soluciones acuosas de los ácidos conducen la electricidad.

Los ácidos se clasifican en fuertes, fuerza media y débiles.

Los ácidos fuertes se disocian completamente, cuando se disuelven en agua. Ejemplos: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , HClO_4 . Los ácidos de fuerza media se disocian parcialmente. Los ácidos débiles no se disocian completamente.

Bases:

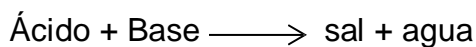
- Las bases tiene sabor amargo.
- Las bases se sienten resbaladizas, por ejemplo, los jabones, que contienen bases, muestran esta propiedad.
- Las bases producen cambios de color en los colorantes vegetales; por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de rojo a azul.
- Las disoluciones acuosas de las bases conducen la electricidad.

Las bases se pueden clasificar en bases fuertes y bases débiles.

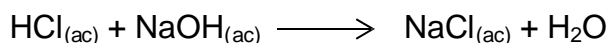
Bases fuertes: se disocian al 100%, dona todos sus OH^- son las bases de los metales alcalinos y alcalinotérreos como NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Bases débiles: No se disocian completamente.

Neutralización Ácido-Base:

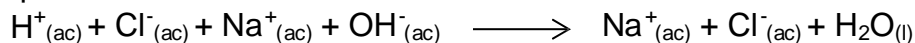
Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, que es un compuesto ionico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto de OH^- u O^{2-} :



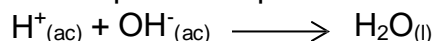
Todas las sales son electrólitos fuertes. La sustancia que se conoce como sal de mesa, NaCl , es un ejemplo familiar de una sal. Es el producto de la reacción ácido-base:



Sin embargo, puesto que tanto el ácido como la base son electrólitos fuertes, están completamente ionizados en la disolución. La ecuación iónica es:



Por tanto, la reacción se puede representar por la ecuación iónica neta:



Tanto el Na^+ como el Cl^- son iones espectadores. Si en la reacción anterior se hubiera iniciado con iguales cantidades molares del ácido y de la base, al final de la reacción únicamente se tendría una sal y no habría ácido o base remanentes. Ésta es una característica de las reacciones de neutralización ácido-base.

Valoración Ácido-Base:

La valoración es el procedimiento para determinar la concentración de una disolución mediante otra de concentración conocida, denominada disolución patrón. Para ello se consideran tres tipos de reacciones: 1) valoraciones que incluyen un ácido fuerte y una base fuerte. 2) valoraciones que incluyen un ácido débil y una base fuerte y 3) valoraciones que incluyen un ácido fuerte y una base débil. Las valoraciones en las que participan un ácido y una base débil son más complicadas porque hay hidrólisis tanto del catión como del anión de la sal formada. Por esta razón estas valoraciones casi nunca se llevan a cabo.

Cuando la reacción se produce entre un ácido fuerte y una base fuerte, el pH correspondiente a la neutralización completa (punto de equivalencia) es 7. Si un ácido débil se valora con una base fuerte, el pH del punto de equivalencia es mayor que 7 (hidrólisis del anión del ácido) y cuando es una base débil la que se valora el pH es menor que 7 (hidrólisis del catión de la base). En todo caso, en el punto de equivalencia se produce un cambio brusco del pH. Por ello, este punto puede detectarse utilizando un pH-metro o mediante el empleo del indicador adecuado.

Indicadores ácido-base:

El punto de equivalencia es el punto en el que el número de moles de OH^- añadidos a una disolución es igual al número de moles de H^+ presentes inicialmente. Para determinar el punto de equivalencia en una valoración, se debe conocer con exactitud cuánto volumen de base se ha añadido desde una bureta a un ácido contenido en un matraz. Una forma de lograrlo es añadir unas gotas de un indicador ácido-base a la solución ácida al principio de la valoración. Un indicador es, por lo general, un ácido orgánico o una base orgánica débiles con colores diferentes en sus formas ionizadas y no ionizada.

Estas dos formas están relacionadas con el pH de la disolución en la que se disuelva el indicador. El punto final de una valoración se alcanza cuando el indicador cambia de color. Sin embargo, no todos los indicadores cambian de

color al mismo pH, así que la elección de un indicador para una valoración en particular depende de la naturaleza del ácido y de la base utilizados. Al elegir el indicador apropiado, el punto final de la valoración se utiliza para determinar el punto de equivalencia.

El cambio neto de color del indicador se denomina viraje, y el intervalo de pH en el que se produce el cambio de color se denomina intervalo de viraje.

Las normas a seguir para el empleo correcto del indicador son las siguientes:

- 1- El intervalo de viraje del indicador debe contener al punto de equivalencia de forma que éste y el punto final de la valoración (aquel en el que el indicador cambia de color) coincidan lo más posible.
- 2- Hay que usar cantidades muy pequeñas de indicador para no introducir errores por consumo de reactivos.
- 3- El punto final debe ser el primer cambio neto de color detectable que permanezca durante 20 o 30 segundos.

Concepto de pH:

Una de las propiedades más importantes de una disolución acuosa es su concentración en ion hidrógeno, que se representa por H^+ o H_3O^+ . Este ion ejerce un gran efecto sobre la solubilidad de muchas especies inorgánicas y orgánicas, sobre la naturaleza de especies y complejos catiónicos presentes en una disolución, y sobre la velocidad de muchas reacciones químicas llevadas a cabo en este medio.

La concentración de ion H^+ se expresa mediante el pH de la disolución, que se define por la siguiente expresión aproximada:

$$pH = -\log [H^+] , \text{ donde } [H^+] \text{ es la concentración del ion}$$

En disoluciones acuosas se cumple siempre la siguiente relación para el producto iónico del agua K_W :

$$[H^+] [OH^-] = K_W = 1.0 \cdot 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

En disoluciones neutras $[H^+] = [OH^-]$ y, por tanto, según la ecuación anterior, su pH será igual a 7. Las disoluciones en las que $[H^+] > [OH^-]$ se llaman disoluciones

ácidas y tendrán $\text{pH} < 7$; aquellas en las que $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ se llaman disoluciones básicas y tendrán un $\text{pH} > 7$.

3. Material y Equipo

Cristalería y equipo	Reactivos y materiales
Bureta 50 mL	Solución 0.1M de NaOH (del día anterior)
Erlenmeyer 100 mL	Solución 0.2 M de KOH (del día anterior)
Pipeta de 10 mL	Solución 0.3 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (del día anterior)
Soporte universal	Fenolftaleína
Pinzas para bureta	Amarillo de metilo
Piseta	Solución de ácido acético (del día anterior)
Succionador tipo lápiz	embudo
Medidor de pH	Solución HCl (proporcionada por el instructor)
Tiras para medir pH	

4. Procedimiento:

1. Lavar la cristalería antes de utilizarla.
2. Tomar una alícuota de 10 mL ácido clorhídrico proporcionado por el instructor y verterlos en un Erlenmeyer de 100 mL.
3. Tomar la solución de NaOH 0.1 M, preparada el día anterior y verterla en la bureta.
4. Agregar dos gotas del indicador (fenolftaleína o amarillo de metilo, según sea el caso) al HCl.
5. Comenzar a titular, gota a gota, hasta que se dé el viraje (cambio de color) en la solución.
6. Anotar los mL de NaOH requeridos para neutralizar el HCl.
7. Repetir los pasos del 1 al 5 con 5 mL de HCl.
8. Repetir los pasos del 1 al 6 con la solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y KOH preparadas el día anterior.

- Valoración de ácido débil con base fuerte:

1. Tomar 10 mL de ácido acético al 10% y verterlo en el Erlenmeyer.
2. Llenar la bureta con KOH.
3. Agregar dos gotas del indicador a la solución de ácido acético.

4. Comenzar a titular, lo más lento posible hasta que se dé el viraje en la solución.
5. Anotar los mL de KOH requeridos para neutralizar el ácido acético.
6. Repetir los pasos del 1 al 5 con 5 mL de ácido acético.

NOTA: SE DEBE IR MEDIR EL pH DE LA SOLUCIÓN CUANDO LLEGUE A SU PUNTO DE EQUIVALENCIA.

5. Reportar:

- ¿Cuál es la disolución patrón? ¿por qué?
- La cantidad en mL utilizada de cada solución para neutralizar el HCl.
- La concentración de HCl encontrada con cada solución.
- La cantidad en mL de KOH utilizada para neutralizar el ácido acético.
- ¿La concentración del HCl encontrada por el método de neutralización coincide con la concentración establecida por el instructor?
- ¿cuál es la concentración del ácido acético según el experimento?