



UNIVERSIDAD RURAL DE GUATEMALA

MANUAL LABORATORIO QUÍMICA INORGÁNICA

UNIVERSIDAD RURAL DE GUATEMALA
LABORATORIO QUÍMICA INORGÁNICA
LABORATORIO INTENSIVO



Catedráticos: Ing. Qco. Henio López e
Ing. Qco. Robin Fuentes

Guatemala, primer semestre 2020

INSTRUCCIONES PARA REALIZAR LA PRÁCTICA

Se trabajará en grupos con un máximo de seis personas, asignando un coordinador por grupo que sea mayor de edad. Deberán atenderse las siguientes **indicaciones**:

1. Presentarse puntualmente a la hora de inicio de laboratorio (aplica a clase teórica o práctica) 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 (no más de 15 minutos 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. Contar con los implementos de seguridad y los conocimientos adecuados:
 - Bata de laboratorio (debe estar debidamente abrochada), lentes de protección, guantes desechables y papel mayordomo para la limpieza.
 - Participación y cuidado de cada uno de los integrantes del grupo en todo momento de la práctica.
 - Conocer la teoría de la práctica a realizar.
 - **Respeto dentro del laboratorio hacia los catedráticos o compañeros (as).**

La falta a cualquiera de los incisos anteriores será motivo de una inasistencia.

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 completo debe encargarse de reponer el equipo. Se devolverá el DPI al coordinador cuando el equipo sea entregado al instructor. De lo contrario todo el grupo tendrá CERO en la nota final de laboratorio y se enviará el reporte a su respectiva sede.
5. No se permite el uso de teléfono celular dentro del laboratorio, visitas durante la realización de la práctica, hablar a través de las ventanas o salirse sin previo aviso.
6. Se prohíbe terminantemente comer, beber, fumar o masticar chicle dentro del laboratorio. Éstos también serán motivos para ser expulsado del laboratorio. No se debe consumir reactivos o materiales del laboratorio.
7. Al finalizar la práctica deberá entregarse al instructor la hoja con los datos originales, que contiene en una forma breve y concisa todas las observaciones.

NORMAS DE SEGURIDAD Y PREVENCIÓN DE ACCIDENTES EN EL LABORATORIO

El laboratorio es un lugar de trabajo serio y se debe comportarse de forma adecuada. Se trabaja con productos y reactivos químicos de diversa peligrosidad, que si se manejan de una forma adecuada y apropiada, 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 realizando.
2. Lavarse las manos después de efectuar transferencias de líquidos o cualquier otra manipulación de reactivos.
3. Las personas que tienen 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, posibles salpicaduras del ácido o la base.
9. Nunca debe dejar de prestar **atención** al experimento en curso.
10. Leer el manual de laboratorio cuidadosamente antes de ingresar al mismo, 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 cómo manipularlos y descartarlos.
13. Mantener siempre limpias las mesas y aparatos de laboratorio y colocar sobre estas solo aquellos utensilios que sean indispensables para la práctica.

14. Al terminar la práctica de laboratorio asegúrese de que la mesa quede limpia y las llaves de gas estén perfectamente cerradas.

15. No se permite correr o jugar dentro del laboratorio.

Nota: Cualquier infracción a alguna de las anteriores reglas, lo hacen acreedor a la expulsión de la práctica del día, perdiendo su asistencia a la misma, aunque se haya hecho acto de presencia.

REPORTE DE INVESTIGACIÓN

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. Objetivos.....	5 puntos
c. Resumen.....	25 puntos
d. Resultados.....	20 puntos
e. Interpretación de Resultados.....	25 puntos
f. Conclusiones.....	25 puntos
g. Bibliografía.....	0 puntos
Total.....	100 puntos

En caso de no concordar entre la hoja de datos originales y los datos u observaciones citados dentro del reporte automáticamente se anulará el reporte.

Por cada falta de ortografía o error gramatical, 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.

- OBJETIVOS:** Son las metas que se desean alcanzar en la práctica de investigación. Se inician generalmente con un verbo, que guiara a la meta que se desea alcanzar, los verbos finalizan en AR, ER o IR, ejemplo: conocer, determinar, etc.
- RESUMEN:** Es una síntesis de lo que se realizó en la práctica de investigación explicando ¿qué se hizo?, ¿cómo se hizo? y ¿a qué se llegó? El contenido debe ocupar media página como mínimo y una página como máximo.
- 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. Ejemplo:

Tabla No. 1: Ejemplo de entrega de Resultados

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

Fuente: Laboratorio de Química Inorgánica. Universidad Rural de Guatemala.

- d. **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.
- e. **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 y deben de ir numeradas.
- f. **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. BROWN, Theodore L.; LEMAY, H.Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química la ciencia central*. 7ª ed. México: Prentice-Hall, 1998. 682 p.

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. Todos los implementos que se utilizarán en la práctica se tengan listos antes de entrar al laboratorio pues el tiempo es muy limitado. **ES IMPORTANTE TENER TODOS LOS MATERIALES NECESARIOS PARA LA REALIZACIÓN DE LAS PRÁCTICAS**

Cada grupo de estudiantes de máximo 6 personas debe de traer el material que se le indica en la tabla No. 2 junto con los materiales de limpieza (jabón líquido, bolsa para basura y un rollo de papel mayordomo).

PROGRAMACIÓN DE ACTIVIDADES

DÍA	HORARIO	ACTIVIDAD
Lunes	08:00-10:30	Practica 1: Nomenclatura de química.
Lunes	10:30-12:00	Practica 2: Propiedades físicas y químicas.
Martes	8:00–12:00	Practica 3: Materia y medición.
Miércoles	08:00-12:00	Practica 4: Reacciones acuosas.
Jueves	8:00-12:00	Práctica 5: Preparación de soluciones morales.
Viernes	8:00-12:00	Examen Final

Materiales necesarios para las prácticas de Química Inorgánica

Practica	Material
1	Tabla Periódica de los elementos Calculadora Hojas en blanco
2	Hojas en blanco
3	100 mL de Vinagre 1 dado 1 esfera con diámetro entre 3 y 4 cm. (densidad mayor a la del agua) 1 clavo de 4 pulgadas 1 libra de cloruro de sodio (sal de mesa) 250 mL de alcohol etílico 1 bolsa pequeña de hielo
4	1 gramo de papel aluminio (20cm x 5cm) 1 bolsa de bicarbonato de sodio 100 mL de vinagre 5 Papel filtro para cafetera
5	2 Recipientes de 100mL limpios para almacenar muestras 20 gramos de Cloruro de Sodio (sal de mesa) 40 gramos de azúcar

PRÁCTICA No. 1: NOMENCLATURA QUÍMICA

Se refiere a la asignación de nombres de sustancias químicas según su fórmula. Las reglas de la nomenclatura química tienen sus bases en la división de sustancias en diferentes categorías. Teniendo una división principal entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

Símbolos y fórmulas

Los símbolos de los elementos químicos están representados en la tabla periódica con una letra inicial mayúscula. Cuando el elemento se representa con dos letras únicamente la primera será mayúscula.

Por sus especiales características y comportamientos se dividen en: metales, no metales, metaloides, gases nobles y halógenos. Ejemplo de ellos:

- Metales (electropositivos): Li, Na, K, Cs, Mg, Ca, Fe, Co, Ni, Ag, Hg, Cd, Au.
- No metales (electronegativos): H, C, N, O, P, S, Se.
- Gases Nobles: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og.
- Halógenos: F, Cl, Br, I.
- Metaloides: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po.

Las formulas moleculares indican el número real y los tipos de átomos en una molécula. Las fórmulas que solo indican el numero relativo de átomos se llaman formulas empíricas.

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:

$$+1 -1 = 0 \text{ fórmula } A^+B^- \text{ es decir } AB$$

$$\text{Ejemplo: } Ca^{+2}, 2Br^{-1} = CaBr_2$$

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: $SeSO_3$, $Cr(OH)_2$.

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

Las sustancias simples se representan mediante un símbolo característico al cual le corresponde un nombre específico.

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. Ejemplo: las palabras óxido, ácido e hidróxido son nombres genéricos. El nombre específico es la segunda palabra y señala una característica que permite diferenciar a una sustancia de las demás del grupo al que pertenece. Ejemplo ácido sulfúrico.

Las sustancias compuestas se nombran bajo tres sistemas:

1. **Sistema Clásico o funcional:** sigue 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.

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 $NaHCO_3$.

Los compuestos binarios tienen una división dependiendo de la formación de los átomos que lo conforman para lo cual existen compuestos oxigenados, compuestos que contienen hidrogeno y compuestos sin oxígeno y sin hidrogeno.

Compuestos binarios oxigenados: en el sistema clásico o funcional estos compuestos se dividen en tres grupos:

1. **Óxidos:** Se produce cuando el oxígeno reacciona con un metal.

Cuando se nombra en el sistema Estequimétrico y Stock todos los compuestos binarios oxigenados son nombrados óxidos.

Cuando se nombra en el sistema clásico tendrá el nombre genérico oxido y en el nombre específico se tendrán dos casos:

- a. El metal solo tiene un numero de oxidación, en este caso se formara un solo oxido. Para ello el nombre específico del metal será contraído y terminado en ICO o

anteponiendo la palabra “de” al nombre del metal. Ejemplo: MgO (Oxido de magnesio u oxido magnésico), K₂O (Oxido de Potasio u Oxido Potásico).

- b. 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 si actúa con el número de oxidación mayor.

- Sistema clásico:



- Sistema estequiométrico:



- Sistema Stock:



2. Peróxidos: combinaciones binarias de un metal con el grupo peroxi O₂⁻². (Metales alcalinos y alcalinotérreos) y con el hidrógeno. Ejemplo:



3. Anhídridos: combinación de algunos metales de transición con el oxígeno. Generalmente se forman de 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 oxido. Los no metales de las familias VA y VIIIA forman anhídros cuando trabajan con numero 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: CO₂ anhídrido carbónico.

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)

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 CH₄.

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: NH₃ AMONIACO, PH₃ FOSFINA, AsH₃ ARSINA, SbH₃ ESTIBINA.

- d. Combinación del Hidrógeno con los Elementos de los Grupos 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 hidrogeno

H₂S Sulfuro de hidrogeno

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: CuCl₂

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 Floruro 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 y Bronce: CuSn

- d. Metal – Mercurio:

Nombre Genérico: amalgama

Nombre Específico: el del otro metal

Ejemplo: AgHg: amalgama de plata.

PRÁCTICA NO. 2: PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS**1. Objetivos:**

- 1.1. Identificar los estados de la materia y sus cambios.
- 1.2. Aprender las diferencias entre las propiedades físicas y químicas.

2. Marco teórico.**Estados de la materia**

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera que sea su forma, tamaño o estado. La materia se nos presenta en tres estados fundamentales que son:

- Gas: No tiene forma ni volumen definido, ajustándose al volumen y la forma del recipiente que lo contiene. Tiene la propiedad de ser comprensible haciendo que se pueda almacenar la misma cantidad de gas en volúmenes de diferentes tamaños.
- Líquido: toma la forma parcial del recipiente que lo contiene, sus moléculas son más compactas que las que si se encontrara en estado gaseoso pero menos compacta que el estado sólido.
- Sólido: Tiene una forma y volumen definido, sus moléculas están mucho más compactas que los líquidos y los gases.

Propiedades de la materia

Cada sustancia o elemento tiene propiedades características que logran determinar la pureza de este o distinguirlo entre otras, de ello se tiene que los cambios de un compuesto o sustancia pueden ser químicos y físicos.

Propiedades físicas

Pueden ser medidas u observadas sin que cambie su composición química o identidad de la sustancia. Podemos mencionar la densidad, volumen, punto de ebullición, punto de fusión, entre otras.

Propiedades químicas

Pueden ser medidas u observadas únicamente cambiando su composición química a través de una reacción para formar otra sustancia. Entre estas podemos mencionar la inflamabilidad, la capacidad de una sustancia para arden en presencia de oxígeno.

3. Reportar:

- Indicar el punto de ebullición de las sustancias trabajadas.
- Identificar los cambios físicos observados.
- Identificar los cambios químicos observados.

PRÁCTICA No. 3: MATERIA Y MEDICIÓN**1. Objetivos:**

- 1.1 Desarrollar destreza en el manejo de equipo e instrumentos de medición del laboratorio.
- 1.2 Conocer y manejar las unidades de medición para cada equipo e instrumento del laboratorio.
- 1.3 Determinar la densidad de líquidos y sólidos por medio de diferentes métodos.
- 1.4 Analizar cómo afecta la variación de la temperatura y la concentración a la densidad.

2. Marco Teórico:

Medición: Es el proceso de comparar una magnitud física del objeto o fenómeno con su respectiva unidad de medida.

Magnitud: Es todo aquello que se puede medir, que se puede representar por un número y que puede ser estudiado en las ciencias experimentales. Ejemplo: Longitud, masa, volumen, densidad, etc.

Unidad de Medida: Son modelos establecidos para medir diferentes magnitudes. Ejemplo: m, m/s, g, kg, L, mL, g/mL, etc.

Sistema de Unidades: Es un conjunto de unidades de medida consistente, estándar y uniforme. En general definen unas pocas unidades de medida a partir de las cuales se deriva el resto. Existen varios sistemas de unidades:

- Sistema Internacional de Unidades (SI): es el sistema más usado. Sus unidades básicas son: el metro, el kilogramo, el segundo, etc.
- Sistema Cegesimal (CGS): es un sistema de unidades basado en el centímetro, gramo y el segundo.
- Sistema Anglosajón: es el conjunto de unidades no métricas que se utiliza en países donde predomina el idioma inglés. Su sistema unidades utiliza pulgadas, pie, yarda, pie cubico, pulgada cubica, galón, libra, onza, etc.

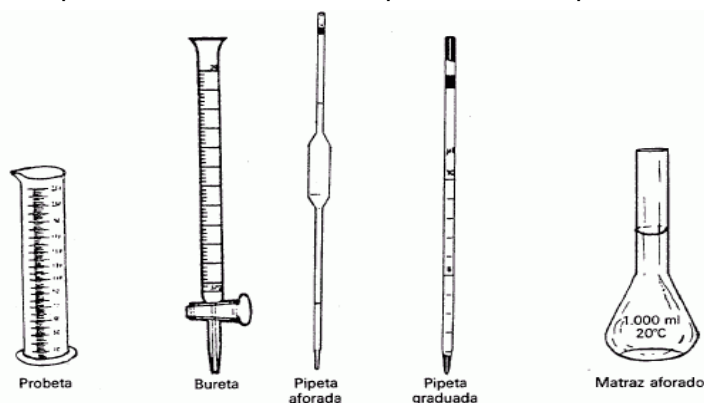
Instrumentos de mediciones: Permiten medir las propiedades de una sustancia siguiendo un patrón específico. Ejemplo: La cinta métrica mide longitudes; la bureta, la pipeta, la probeta graduada y el matraz volumétrico miden volúmenes; la balanza mide la masa; y el termómetro la temperatura.

Cristalería común en un laboratorio: Es al conjunto de objetos utilizados en la realización de diferentes procedimientos técnicos, que independientemente de su forma y tamaño están constituidos comúnmente por vidrio.

- **Vasos de precipitados (Beaker):** Son vasos de vidrio de diferentes calidades y de varios tamaños y capacidades; pueden estar graduados o no, los más

convenientes para uso común tienen pico porque facilita verter líquidos o soluciones.

- **Matraz volumétrico (Erlenmeyer):** Se utilizan para la preparación de diferentes reactivos, esta cristalería está diseñada específicamente para la preparación de compuestos que requieran ser sometidos a la acción del calor.
- **Pisetas:** 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 utilizada básicamente para medir y/o transferir volúmenes exactos de líquidos.
- **Probetas:** son recipientes cilíndricos graduados de material de vidrio o de plástico de diferentes capacidades. Se utilizan específicamente para medir volúmenes.



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

$$\text{Peso} = \text{Kg} \cdot \text{m/s}^2 = \text{N}$$

Volumen: la unidad SI de longitud es el metro (m) y la unidad de volumen derivada del SI es el metro cúbico (m^3). Otra unidad común de volumen es el litro (L). Un litro se define como el volumen que ocupa un decímetro cúbico.

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

Densidad: Es la propiedad que tiene la materia, ya sean sólidos, líquidos o gases, para comprimirse en un espacio determinado, es la cantidad de masa por unidad de volumen. La densidad es afectada por las condiciones de presión y de temperatura, en los casos de los líquidos, un cambio relativamente pequeño de temperatura, afectará la densidad de un modo apreciable.

La ecuación para densidad es:

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

Principio de Arquímedes: todo cuerpo sumergido dentro de un fluido experimenta una fuerza ascendente llamada empuje, equivalente 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
1 Piseta	Agua
1 Agitador de vidrio	Vinagre***
1 Balanza	Dado***
3 Beaker de 50 mL (vidrio)	Canica ***
1 Beaker de 500 mL (plástico)	Clavo ***
1 Espátula	Alcohol Etílico***
3 Probeta de 100 mL (plástico)	Hielo ***
3 Probeta de 25 mL (plástico)	Cloruro de Sodio***
1 Vernier	
1 Beaker de 100 mL (vidrio)	
1 Termometro	

Nota 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 de 100 mL (vacía).
3. Verter agua en la probeta hasta los 20 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 40 mL, registrar la masa.
6. Repetir la operación anterior para un volumen de 60 mL. Anote el resultado.
7. Repetir los pasos del 1 al 6 con alcohol.
8. Repetir los pasos del 1 al 6 con vinagre.
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.

Densidad a distintas temperaturas:

1. Colocar agua con hielo en un beaker de plástico 500 mL (baño de agua fría).
2. Verter 25 mL de agua en un beaker de 50 mL y enfriar en el baño de agua fría hasta alcanzar una temperatura de 10 °C (monitorear la temperatura con un termómetro).
3. Verter en una probeta 25 mL de la muestra a 10 °C enfriada anteriormente.
4. Una vez determinado el volumen, medir la masa de la probeta con el agua en la balanza, registrar la masa.
5. Repetir los pasos del 1 al 4 con alcohol.
6. Repetir los pasos del 1 al 4 con vinagre.
7. Determinar la densidad de cada líquido para cada volumen trabajado.
8. Lavar y secar la cristalería.
9. Dejar limpia y seca el área de trabajo.

Densidad a distintas concentraciones:

1. Pesar en un beacker 5 gramos de cloruro de sodio (sal de mesa).
2. Con una probeta medir 25 mL de agua.
3. Mezclar el cloruro de sodio y el agua en el beacker.
4. Agitar con una varilla.
5. Medir la densidad de la solución utilizando una probeta de 25 mL.
6. Repetir los pasos del 1 al 5 con 10 gramos de cloruro de sodio.
7. Repetir los pasos del 1 al 5 con 15 gramos de cloruro de sodio.
8. Anotar notas las observaciones de la práctica.

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

1. Determinar la longitud del dado y el diámetro de la canica (esfera) utilizando el vernier.
2. Determinar el volumen del dado (cubo) y de la canica (esfera), utilizando ecuaciones geométricas dadas por el instructor
3. Medir la masa de cada uno de estos elementos utilizando la balanza.
4. Calcular la densidad por medio de la ecuación.

Método por el principio de Arquímedes:

1. Registrar la masa del clavo "seco".
2. Verter agua en la probeta hasta un volumen considerable de tal manera que al sumergir el clavo, éste quede completamente sumergido en el agua, registrar el volumen.
3. Sumergir el clavo en la probeta con agua y registrar el volumen del mismo por desplazamiento de volumen.
4. Determinar la densidad del clavo.
5. Repetir los pasos del 1 al 3 con un dado y una canica.
6. Determinar la densidad de cada sólido.

5. Reportar:

- Densidad del agua (promedio) a temperatura ambiente y a 10 °C.
- Densidad del vinagre (promedio) a temperatura ambiente y a 10 °C.
- Densidad del alcohol (promedio) a temperatura ambiente y a 10 °C.
- Comparar éstos resultados e interpretarlos.
- Densidad de los sólidos por el método geométrico.
- Densidad de los sólidos por el principio de Arquímedes.
- Interpretar los resultados.
- Grafica de densidades en función del volumen para cada sustancia.
- Grafica de densidades en función de la cantidad de sal agregada.
- Comparar los resultados por el método geométrico y el método por el principio de Arquímedes.
- Según su criterio, ¿Qué método es mejor para la determinación de densidad de sólidos? ¿Por qué?
- ¿Qué sustancia es más densa? ¿Por qué?

HOJA DE DATOS ORIGINALES PRÁCTICA No. 3

GRUPO NO. _____

No.	Apellidos, Nombres	Carnet	Sede
1			
2			
3			
4			
5			
6			

Densidad de líquidos:

Sustancia	Densidad según volumen de muestra			Densidad promedio (g/mL)	Densidad a 10 °C (g/mL)
	20 mL	40 mL	60 mL		
Agua					
Alcohol					
Vinagre					

Densidad a distintas concentraciones:

Cantidad de NaCl (g)	Densidad mezcla (g/mL)

Densidad de sólidos por método geométrico:

Sólido	Volumen	Masa	Densidad
Cubo			
Esfera			

Densidad de sólidos por el principio de Arquímedes:

Sólido	Volumen	Masa	Densidad
Clavo			
Dado			
Esfera			

PRÁCTICA No. 4: REACCIONES ACUOSAS**1. Objetivos:**

- 1.1 Aprender las reacciones de neutralización, las reacciones en las que se forma un precipitado, las reacciones en las que se forma un gas y la oxidación de metales con ácidos.
- 1.2 Aplicar los conocimientos básicos de estequiometría: reactivo limitante, eficiencia de una reacción, pureza de reactivos y pureza de productos.
- 1.3 Realizar el procedimiento de reacción para obtener carbonato de calcio a partir de carbonato de sodio y cloruro de calcio di-hidratado.
- 1.4 Obtener el porcentaje de rendimiento experimental en la obtención de carbonato de calcio.

2. Marco Teórico:

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.

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.

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.

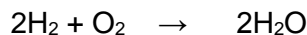
Fórmulas moleculares: Indica el número y tipo específico de átomos combinados en cada molécula de un compuesto. La fórmula empírica muestra la relación más sencilla de los átomos que forman una molécula.

Pesos fórmula: Es la suma de los pesos atómicos de cada uno de los átomos de su fórmula química. Ejemplo el peso fórmula del Ácido Sulfúrico, (H_2SO_4) se obtiene al multiplicar sus 2 átomos de Hidrogeno por su peso atómico más la suma del único átomo de Azufre más la suma de la multiplicación de sus 4 Oxígenos por su peso atómico.

$$\begin{aligned} \text{Peso Formula} &= (\text{Peso Atom. de H} \times 2) + (\text{Peso Atom. de S}) + (\text{Peso Atom. de O} \times 4) \\ \text{PF } H_2SO_4 &= (1.0 \text{ uma} \times 2) + (32.0 \text{ uma}) + (16.0 \text{ uma} \times 4) = 98.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

Reacciones químicas:

Las reacciones químicas se representan por medio de las ecuaciones químicas, donde las fórmulas químicas que están a la izquierda de la flecha son las sustancias de partida o reactivos, y las formulas químicas que se encuentran a la derecha son las sustancias que se producen en la reacción o productos.



Los números antepuestos a las fórmulas químicas son los coeficientes estequiométricos (el número uno normalmente no se escribe). Los coeficientes son los que permiten que en la ecuación química haya números iguales de cada uno de los elementos a cada lado de la flecha; cuando se satisface esa condición la ecuación está balanceada.

La ley de conservación de la masa establece que la masa total de los productos de una reacción química es igual a la masa total de los reactivos, de modo que la masa permanece constante durante la reacción.

La **estequiometría** es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos). Los cálculos estequiométricos deben hacerse siempre a partir de la ecuación balanceada.

Dentro de los cálculos estequiométricos que pueden realizarse también se encuentra la determinación del reactivo limitante y el rendimiento de una reacción.

Cuando se tiene una reacción química en la cual se necesite dos o más reactivos, lo más probable es que no se consuman ambos completamente. En cuanto uno de ellos se agote, la reacción finalizará, sobrando parte de cada uno de los otros. Ese reactivo que se agota en primer lugar se denomina **reactivo limitante**, y debe identificarse, pues de éste depende la reacción y por lo tanto cualquier otro cálculo estequiométrico principalmente de productos. Cuando de uno de los reactivos se tiene toda la cantidad necesaria (y de sobra) para completar la reacción, a éste se le denomina **reactivo en exceso**.

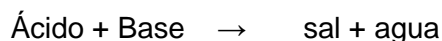
En teoría, una reacción química irreversible se da al 100%, es decir, el reactivo limitante reacciona completamente. Sin embargo, en la práctica, es posible que parte del reactivo quede sin reaccionar. El **rendimiento de la reacción** indica qué porcentaje del reactivo es el que realmente reacciona (y, por tanto, qué porcentaje de productos se forman, respecto a la cantidad teórica). El rendimiento de la reacción es, lógicamente, menor que el 100%.

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

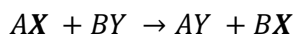
Reacciones de neutralización y sales

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. 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^- .

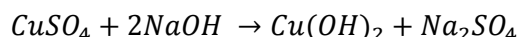
Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, que es un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto de OH^- u O^{2-} :

**Reacciones de precipitación (Doble desplazamiento)**

Es una reacción de tipo metátesis (también se denomina reacción de doble desplazamiento), una reacción que implica el intercambio de partes entre dos compuestos, en donde se mezclan generalmente dos soluciones (líquidos) homogéneas para formar un sólido insoluble (precipitado) siguiendo la ecuación:

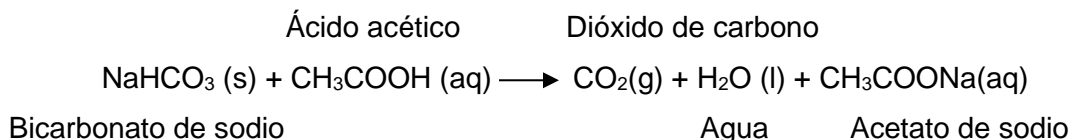


Como ejemplo se tiene la reacción de sulfato de cobre ($CuSO_4$) con hidróxido de sodio ($NaOH$) para formar Hidróxido de Cobre (insoluble) y Sulfato de Sodio. La reacción es:

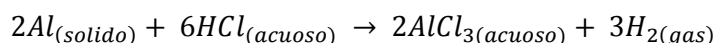
**Reacciones en las que se forma un gas.**

Los carbonatos y bicarbonatos reaccionan con ácidos para formar CO_2 gaseoso. Al mismo tiempo son utilizados como neutralizadores cuando se tiene un derrame de ácido.

La mezcla del ácido acético (vinagre) y bicarbonato de sodio producen dióxido de carbono, agua y acetato de sodio.

**Oxidación de metales con ácidos y sales:**

Un metal en contacto con un ácido se corroe y pierde electrones para formar cationes. De esto se tiene que cuando un átomo adquiere una carga positiva (pierde electrones) se dice que este se oxida. Muchos de los metales (Aluminio, Hierro, Cobre, entre otros) reaccionan con ácidos para formar hidrogeno gaseoso y sales. Ejemplo: la reacción entre Aluminio metálico y Ácido Clorhídrico.



3. Material y Equipo

Cristalería y equipo	Reactivos y materiales
1 Embudo	Carbonato de sodio
1 Erlenmeyer 100 mL	HCl al 12%
1 Varilla de agitación	Hidróxido de sodio en solución.
1 Pipeta de 10 mL	Papel aluminio (0.2 gramos) ^{***}
1 Beaker de 250 mL	Cloruro de calcio
1 Piseta	Agua desmineralizada
1 Vidrio de reloj	Sulfato de cobre en solución
1 Succionador tipo lápiz	Vinagre ^{***}
1 Termómetro	Papel filtro ^{***}
2 Tubos de ensayo	Bicarbonato de sodio ^{***}
1 Espátula	
1 Probeta de 100 mL	
2 Beakers de 50 mL (vidrio)	

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

4. Procedimiento:**Obtención del precipitado de carbonato de calcio:**

1. Pesar 1.0 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3).
2. Transferir el carbonato de sodio a un beaker de 50 mL, agregar 10 mL de agua destilada, mezclar hasta disolver completamente.
3. Calcular la cantidad de cloruro de calcio (CaCl_2) necesaria para que reaccione completamente con el carbonato de sodio. Pesar el reactivo.
4. Transferir el cloruro de calcio a un beaker de 50 mL, agregar 10 mL de agua destilada, mezclar hasta disolver completamente.
5. Reaccionar las soluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio lentamente. Enjuagar el beaker con aproximadamente 5 mL de agua destilada y agregar al beaker donde está la mezcla de reacción.
6. Pesar una hoja de papel de filtro y doblarla, colocarla en el embudo humedeciendo con agua destilada para que el papel se fije a las paredes. El embudo se coloca sobre una probeta de 100 mL.
7. Transferir la reacción al embudo incluido el precipitado formado. Lavar el sólido que queda retenido en el papel de filtro con abundante agua destilada hasta fin de cloruros. Si algo del precipitado pasa el papel de filtro, volver a filtrar lentamente.
8. Dejar secar el papel filtro a temperatura ambiente o en un horno.
9. Pesar el papel filtro cuando la muestra esté totalmente seca (tener cuidado en la manipulación del papel de filtro, ya que el sólido obtenido es muy liviano).

Reacciones de precipitación (doble desplazamiento):

1. Transferir a un tubo de ensayo 3 ml de sulfato de cobre en solución y 3 ml de hidróxido de sodio en solución
2. Agitar y anotar las observaciones.

Reacciones en las que se forma un gas:

1. Agregar a un tubo de ensayo 3 gramos Bicarbonato de Sodio.
2. Agregar 5 mL de Ácido Acético. (debe trabajarlo en el lavatrastos)
3. Anotar las observaciones.

Oxidación de metales con ácidos y sales:

1. Pesar 0.1 gramos de papel aluminio y agregarlo a un tubo de ensayo
2. Medir con una pipeta 2 mL de HCl al 12% y agregar con cuidado al tubo de ensayo ya que produce una reacción exotérmica.
3. Dejar reaccionar y anotar las observaciones
4. Medir la temperatura máxima.

5. Reportar:

- Reacción que se da al mezclar sulfato de cobre e hidróxido de sodio.
- Reacción que se da al mezclar ácido acético y bicarbonato de sodio.
- Reacción que se da al mezclar ácido clorhídrico y aluminio metálico.
- Temperatura máxima alcanzada en la reacción de HCl y Aluminio.
- Indicar que productos se forman al mezclar carbonato de sodio y cloruro de calcio.
- La cantidad necesaria de cloruro de calcio para obtener carbonato de calcio.
- Calcular el rendimiento de la reacción.

HOJA DE DATOS ORIGINALES PRÁCTICA No. 4

GRUPO NO. _____

No.	Apellidos, Nombres	Carnet	Sede
1			
2			
3			
4			
5			
6			

REACCIONES QUÍMICAS:

Tipo de reacción	Observaciones

Cálculos para la obtención del precipitado de carbonato de calcio:

PRÁCTICA No. 5: PREPARACIÓN DE SOLUCIONES MOLARES

1. Objetivos:

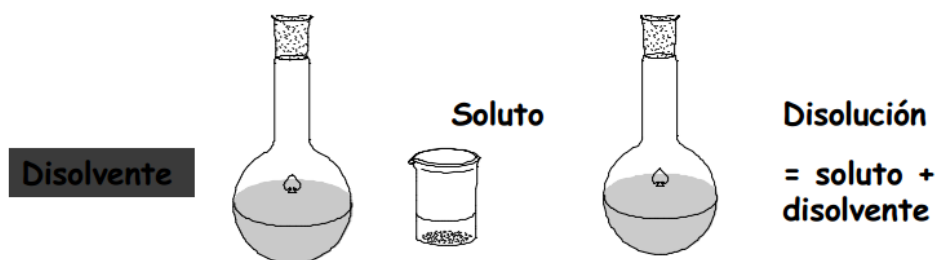
- 1.1 Identificar las principales formas de expresar la concentración de las soluciones.
- 1.2 Aplicar los métodos más comunes para preparar soluciones de cierta concentración.
- 1.3 Conocer las propiedades de solutos en solución acuosa.
- 1.4 Observar la conductividad eléctrica de soluciones acuosas.

2. Marco Teórico:

Composición porcentual a partir de fórmulas: El porcentaje de la masa de los elementos de la sustancia. Esto se puede obtener al operar la siguiente ecuación:

$$\text{Composicion \%} = \frac{(\# \text{Atomos del Elemento})(\text{Peso Atómico del elemento})}{\text{Peso fórmula del compuesto}} \times 100$$

Preparación de Disoluciones: Las mezclas que son homogéneas se llaman soluciones o disoluciones. 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.



Volumen de disolvente = Volumen de disolución

masa de disolvente ≠ masa de disolución

Composición cuantitativa de una solución: Hay varias formas de expresar la concentración o cantidades relativas de sus componentes; porcentaje en peso (g de soluto/g 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 (solute), 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: Es 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:

Peso equivalente= masa molar/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: Son soluciones líquidas en donde el disolvente 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 (electrolito fuerte), disociándolos 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 iónicos con radicales OH⁻ y H⁺ en su estructura, tal es el caso de la sacarosa (azúcar de caña, C₁₂H₂₂O₁₁) donde las moléculas de sacarosa permanecen sin disociarse en la disolución; otras se ionizan parcialmente (ácidos y bases débiles; HCN, HC₂H₃O₂, NH₄OH).

Propiedades de solutos en soluciones acuosas: La conductividad eléctrica es una propiedad que puede ser medida sin mayor dificultad y es la capacidad de un cuerpo para permitir el paso de la corriente eléctrica a través de sí. La conductividad eléctrica en una disolución acuosa está relacionada con la presencia de solutos iónicos en el disolvente, cuya disociación genera iones positivos y negativos capaces de transportar la corriente eléctrica a través de la solución.

Los solutos se pueden dividir en dos categorías: electrolitos y no electrolitos. Un electrolito es una sustancia que al disolverse en agua se disocia o separa en sus correspondientes iones (especies químicas que presentan carga positiva o negativa), formando una disolución que conduce la corriente eléctrica. Dicha disolución, se conoce como disolución electrolítica. Un soluto del tipo no electrolito, es una sustancia no conductora de la corriente eléctrica, debido a que no genera iones, que forma una disolución no electrolítica.

Dependiendo del grado de disociación, los electrolitos se clasifican como electrolitos fuertes, los cuales se disocian completamente, y electrolitos débiles (disociación parcial).

3. Material y Equipo:

Cristalería y equipo	Reactivos y materiales
1 Balanza	Hidróxido de sodio
1 Conductor eléctrico	Ácido acético
5 Balones aforado de 50 mL con tapa	Agua
1 Embudo	2 Recipientes para almacenar soluciones
1 Espátula	Azúcar***
1 Pipeta de 10 mL	Cloruro de Sodio (sal de mesa)***
1 Piseta	Hidróxido de potasio
1 Succionador para pipeta	1 multímetro****
1 Varilla de agitación	-----
1 Vidrio de reloj	-----
2 Beaker de 100 mL (plástico)	-----

Nota: el material marcado con *** debe ser proporcionado por el estudiante.

4. Procedimiento:

Solución de Hidróxido de Sodio 0.2 M

1. Pesar en el vidrio de reloj la cantidad de NaOH necesaria para preparar una solución 0.2 M para una cantidad total de 50 mL.
2. El NaOH pesado trasladarlo al beaker y disolver con una cantidad considerable de agua.
3. Pasar el NaOH disuelto a un balón aforado de 50 mL y aforar a la marca.
4. Transferir a un recipiente y utilizar el equipo para determinar la conductividad eléctrica de la solución.

5. Anotar las observaciones
6. Rotular y guardar la solución.

Solución de Hidróxido de Potasio 0.5 M

1. Pesarse en el vidrio de reloj la cantidad de KOH necesaria para preparar una solución 0.5 M para una cantidad total de 50 mL.
2. El KOH pesado trasladarlo al beaker y disolver con una cantidad considerable de agua.
3. Pasar el KOH disuelto a un balón aforado de 50 mL y aforar a la marca.
4. Transferir a un recipiente y utilizar el equipo para determinar la conductividad eléctrica de la solución.
5. Anotar las observaciones
6. Rotular y guardar la solución.

Solución de Cloruro de Sodio 0.8 M

1. Pesarse en el vidrio de reloj la cantidad de NaCl necesaria para preparar una solución 0.8 M para una cantidad total de 50 mL.
2. El NaCl pesado trasladarlo al beaker y disolver con una cantidad considerable de agua.
3. Pasar el NaCl disuelto a un balón aforado de 50 mL y aforar a la marca.
4. Transferir a un recipiente y utilizar el equipo para determinar la conductividad eléctrica de la solución.
5. Anotar las observaciones
6. Rotular y guardar la solución.

Solución de Sacarosa 1 M

1. Pesarse en el vidrio de reloj la cantidad de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) necesaria para preparar una solución 1 M para una cantidad total de 50 mL.
2. La sacarosa pesada trasladarla al beaker y disolver con una cantidad considerable de agua.
3. Pasar la sacarosa disuelta a un balón aforado de 50 mL y aforar a la marca.
4. Transferir a un recipiente y utilizar el equipo para determinar la conductividad eléctrica de la solución.
5. Anotar las observaciones
6. Rotular y guardar la solución.

Solución ácido acético al 5%

1. Realizar los cálculos de ácido acético para preparar una solución al 5% 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 al 10% y agregarlo al balón de 50 mL con mucha precaución.
4. Aforar el balón hasta la marca y agitar.
5. Transferir a un recipiente y utilizar el equipo para determinar la conductividad eléctrica de la solución.

6. Rotular y guardar la solución.
7. Lavar la cristalería utilizada.
8. Limpiar y ordenar el área de trabajo.

5. Reportar:

- Cantidad en g de NaOH utilizados para la solución preparada.
- Cantidad en g de KOH utilizados para la solución preparada.
- Cantidad en g de NaCl utilizados para la solución preparada.
- Cantidad en mL de CH₃COOH utilizados para preparar la solución.
- Determinar la solución con mayor capacidad de conducir la electricidad.
- Determinar la solución con menor capacidad de conducir la electricidad.

HOJA DE DATOS ORIGINALES PRÁCTICA No. 5

GRUPO NO. _____

No.	Apellidos, Nombres	Carnet	Sede
1			
2			
3			
4			
5			
6			

SOLUCIONES ACUOSAS:

Sustancia	Cantidad de reactivo a pesar (g)	Volumen (mL)	Concentración (M)	Conductividad Eléctrica Si/No	Observaciones
NaOH					
KOH					
NaCl (sal)					
Sacarosa					
Ácido Acético					

Cálculos para determinar la concentración de las soluciones:

BIBLIOGRAFÍA

1. BROWN, Theodore L.; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química la ciencia central*. 7ª ed. México: Prentice-Hall, 1998. 142 p.
2. CHANG, Raymond, *Química*. 7ª ed. México: McGraw – Hill 2002. 110 p.
3. ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA, *Programa de laboratorio Química III*. Universidad de San Carlos De Guatemala, Guatemala 2013, 15 p.

ANEXOS

HOJAS DE TRABAJO

1. Hoja de trabajo No. 1

1.1 Escriba el nombre de los siguientes compuestos en el sistema stock

- Na_2O
- Ni_2O_3
- Cu_2O

1.2 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos

- Óxido de mercurio (II)
- Peróxido de potasio
- Óxido de hierro (II)

1.3 Escriba el nombre de los siguientes compuestos en el sistema IUPAC

- Cl_2O_3
- I_2O_7
- Cl_2O_5

1.4 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- Trióxido de difósforo
- Pentaóxido de diyodo
- Óxido de silicio

1.5 Escriba el nombre de los siguientes compuestos en el sistema IUPAC y Stock


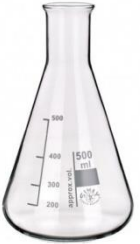

- CaH_2
- CuCl
- Au_2S_3


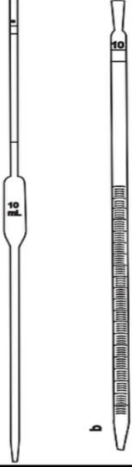
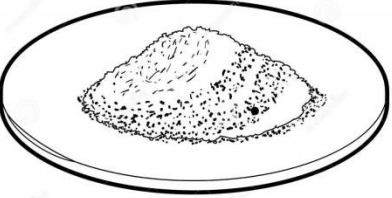
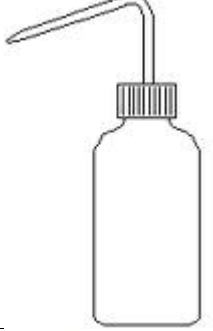

1.6 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos

- Dinitruro de tripolonio
- Cloruro auroso
- Hidruro mercúrico

2. Hoja de trabajo no. 2

- 2.1. Convierta 454 mg a g.
- 2.2. Una muestra de tetracloruro de carbono tiene una masa de 39.75 g y un volumen de 25.0 mL. Calcule su densidad.
- 2.3. La densidad del platino es de 23.4 g/cm³. Calcule la masa de 75.0 cm³ de platino.
- 2.4. La densidad del magnesio es de 1.74 g/cm³. Calcule el volumen de 275 g de este metal.
- 2.5. Un cubo de plástico de 1.5 cm por lado tiene una masa de 1.9 g. Calcule su densidad. ¿Flotara en agua este material?
- 2.6. Un trozo cubico de un metal mide 5.00 cm por lado. Si el metal es níquel, con densidad de 8.90 g/cm³. ¿Qué masa tiene el cubo?
- 2.7. Calcule la densidad de una esfera con diámetro de 3 pulgadas y peso de 20 gramos.
- 2.8. Indique el nombre y la función de la cristalería de laboratorio presentada a continuación.

Cristalería	Nombre	Uso en el laboratorio
		
		
		

Cristalería	Nombre	Uso en el laboratorio
		
		
		
		
		

3. Hoja de trabajo no. 3

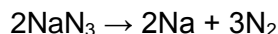
- 3.1. Calcule el peso formula de la sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar de mesa)
- 3.2. Calcule el peso formula de del nitrato de calcio $Ca(NO_3)_2$.
- 3.3. Calcule el peso formula de $Al(OH)_3$
- 3.4. Calcule el peso formula de CH_3OH .
- 3.5. Calcule la composición porcentual de $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- 3.6. Calcule el porcentaje en masa de nitrógeno en $Ca(NO_3)_2$.
- 3.7. Calcule el número de moles de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, que hay en 5.380 gramos de esta sustancia.
- 3.8. Calcule el número de moles de $NaHCO_3$ presentes en 508 gramos de esta sustancia.
- 3.9. Calcule la cantidad en gramos de $NaOH$ utilizados para preparar una solución 3 molar en un balón de 1 litro
- 3.10. Calcule la cantidad en gramos de H_2SO_4 utilizados para preparar una solución 0.9 molar en un balón de 500 mL.
- 3.11. Calcule la cantidad en gramos de HCl utilizados para preparar una solución 1.5 molar en un balón de 250 mL.

4. Hoja de trabajo no. 4

4.1. Balancee las siguientes ecuaciones:

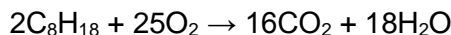
- $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{HCl}$
- $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CH}_4$
- $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3$

4.2. Las bolsas de aire de los automóviles se inflan cuando el NaN_3 , se descompone rápidamente en sus elementos componentes.



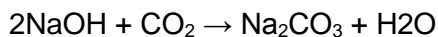
- a) ¿Cuántos moles de N_2 se producen al descomponerse 2.5 mol de NaN_3 ?
- b) ¿Cuántos gramos de NaN_3 se requieren para formar 6g de nitrógeno gaseoso?

4.3. La combustión completa del octano, C_8H_{18} , un componente de la gasolina, procede así:



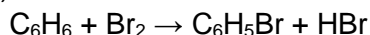
- a) ¿Cuántos moles de O_2 se necesitan para quemar 0.75 mol de C_8H_{18} ?
- b) ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para quemar 5 g de C_8H_{18} ?
- c) El octano tiene una densidad de 0.692 g/mL a 20°C. ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para quemar 1 galón de C_8H_{18} ?

4.4. El hidróxido de sodio reacciona con dióxido de carbono así:



- a) ¿Cuál reactivo es el limitante cuando se permite que reaccionen 1.7 mol de NaOH y 1 mol de CO_2 ?
- b) ¿Cuántos moles de Na_2CO_3 pueden producirse?
- c) ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan al término de la reacción?

4.5. Cuando el benceno (C_6H_6) reacciona con bromo (Br_2), se obtiene bromobenceno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$).



- a) Calcule el rendimiento teórico del bromobenceno en esta reacción si 30 g de benceno reacciona con 65 g de bromo.
- b) Si el rendimiento real de bromobenceno fue 56.7 g, calcule el porcentaje de rendimiento.