

MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA INORGÁNICA



Primer Semestre 2026

PROGRAMACIÓN DE ACTIVIDADES

DÍA	HORARIO	ACTIVIDAD
Lunes	08:00-12:00 13:00-17:00	Práctica 1: Nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos.
Martes	08:00-12:00 13:00-17:00	Práctica 2: Materia y medición.
Miércoles	08:00-12:00 13:00-17:00	Práctica 3: Reacciones acuosas.
Jueves	08:00-12:00 13:00-17:00	Práctica 4: Preparación de soluciones molares. Práctica 5: Titulación.

Materiales necesarios para las prácticas de Química Inorgánica

Cada grupo de estudiantes, de aproximadamente 5 integrantes, deben de llevar al laboratorio el material que se le indica en la siguiente tabla junto con los materiales de limpieza (jabón líquido, bolsa para basura y 2 rollos de papel mayordomo).

Práctica	Material
	Cada estudiante deberá de llevar bata de laboratorio de algodón color blanco manga larga, mascarilla, lentes protectores, guantes desechables, zapatos cerrados, por el incumplimiento a lo establecido el alumno no podrá ingresar al laboratorio
1 Lunes	Tabla Periódica de los elementos Calculadora Hojas en blanco
2 Martes	100 ml de glicerina 100 ml de Vinagre 100 ml de Alcohol Etílico (entre 50 % a 70 %) 1 dado (tamaño mediano) 1 esfera, canica (tamaño mediano) 1 clavo o tornillo (tamaño mediano) 15 g cloruro de sodio (sal de mesa) 1 bolsa pequeña de hielo
3 Miércoles	1 g de papel aluminio 3 bolsas pequeñas de bicarbonato de sodio 100 mL de vinagre 10 hojas de papel filtro para cafetera
4 Jueves	4 recipientes de 100mL limpios para almacenar muestras 10 gramos de Cloruro de Sodio (sal de mesa) 10 gramos de azúcar
5 Jueves	100 ml de ácido acético (vinagre) 1 litro de Agua destilada

INSTRUCCIONES PARA REALIZAR LAS PRÁCTICAS

Para la realización adecuada de las prácticas deberán atenderse las siguientes indicaciones:

1. Presentarse puntualmente a la hora del inicio del laboratorio y permanecer durante la duración de este.
2. Realizar las actividades y hojas de trabajo planteadas durante la práctica.
3. Participación y cuidado de cada uno de los integrantes del grupo en todo momento de la práctica.
4. Conocer la teoría (leer el manual antes de presentarse a cada práctica).
5. **No se permite el uso de teléfono celular dentro del laboratorio.** Si tiene llamadas laborales deberá atender las mismas únicamente en el horario de receso.
6. Si sale del salón de clases sin la autorización del docente perderá el valor de la práctica.
7. No puede atender visitas durante la realización de la práctica.
8. El horario de receso es únicamente de 15 minutos.
9. Realizar las prácticas de forma ordenada y limpia.
10. **Respeto dentro del laboratorio hacia los catedráticos o compañeros (as).**

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

Considere que se prohíbe terminantemente comer, beber y fumar. Éstos también serán motivos para ser retirado de la práctica.

Recuerde que para tener derecho al punteo y aprobar el curso deberá presentarse a las prácticas y realizar las evaluaciones en línea, las cuales estarán habilitadas del **25 de mayo 2026 a las 8:00 horas al 29 de mayo 2026 a las 18:00 horas.**

NORMAS DE SEGURIDAD Y PREVENCIÓN DE ACCIDENTES EN EL LABORATORIO

1. Los ojos deben ser protegidos durante todo el periodo de laboratorio.
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 de sujetarlo con una cola.
4. Queda estrictamente prohibido usar faldas, shorts, sandalias o jeans con partes rotas o abiertas.
5. Cualquier accidente, aún la menor lesión debe informarse de inmediato al instructor del laboratorio.
6. No intente ningún experimento no autorizado, sólo deben realizarse las prácticas 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, utilizar guantes y mascarilla.
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 al desarrollo de la práctica.
11. Lavar con jabón la cristalería antes y después de utilizarla.
12. Mantener siempre limpias las mesas y aparatos de laboratorio y colocar sobre estas solo aquellos utensilios que sean indispensables para la práctica.

INFORME DE PRÁCTICA

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

- a) Resumen de la práctica
- b) Resultados
- c) Conclusiones

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

- a. **RESUMEN DE LA PRÁCTICA:** Esta sección corresponde al contenido del informe, aquello que se ha encargado realizar según las condiciones del laboratorio.
- b. **RESULTADOS:** Es la sección en la que se presentan de manera clara y objetiva los datos obtenidos a partir de la práctica realizada.
- c. **CONCLUSIONES:** Constituyen la parte más importante del informe. Son las decisiones tomadas, respuestas a interrogantes o soluciones propuestas a las actividades planteadas durante la práctica.

DETALLES FÍSICOS DEL INFORME

- El informe 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 informe deben estar escritas a mano CON LETRA CLARA Y LEGIBLE, a menos que se indique lo contrario.
- Se deben utilizar ambos lados de la hoja.
- No debe traer folder ni gancho, simplemente engrapado.

IMPORTANTE:

Los informes 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. Todos los trabajos y reportes se deben de entregar en la semana de laboratorio no se aceptará que se entregue una semana después.

PRÁCTICA No. 1: NOMENCLATURA QUÍMICA

1.1. Propósito de la práctica

- Aprender a nombrar compuestos inorgánicos según sea su clasificación

1.2. Marco Teórico

Nomenclatura

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): 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.

Tabla Periódica

Es una herramienta de la química que organiza los elementos químicos en una tabla según su número atómico (número de protones), configuración electrónica y propiedades químicas.

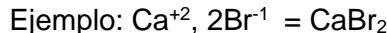
Los elementos se ordenan de manera creciente por su número atómico. Los elementos de un mismo grupo vertical tienen propiedades químicas similares. Por ejemplo, los metales alcalinos (grupo 1) son muy reactivos, mientras que los gases nobles (grupo 18) son inertes. Al moverse de izquierda a derecha a través de un período, hay un cambio gradual en las propiedades de los elementos.

La tabla muestra tendencias periódicas como el radio atómico, la energía de ionización y la electronegatividad, lo que ayuda a predecir las propiedades de los elementos y sus interacciones.

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 de ser nula. Así, para un compuesto entre A y B cuyos grados de oxidación son +1 y -1:

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



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: $SeSO_3, Cr(OH)_2$.

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 estequiométrico:** señala las proporciones de los integrantes de un compuesto utilizando prefijos griegos o latinos.
2. **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.
3. **Sistema Clásico o funcional:** sigue las normas dadas por la primera comisión que estudiara el problema. Se utiliza para todos los compuestos.

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 Estequiométrico y Stock todos los compuestos binarios oxigenados son nombrados óxidos.

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

a. El metal solo tiene un numero de oxidación, en este caso se formará un solo óxido. Para ello el nombre específico del metal será contraído y terminado en ICO o anteponiendo la palabra “de” al nombre del metal. Ejemplo: MgO (óxido de magnesio u óxido magnésico), K₂O (óxido de Potasio u óxido 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.

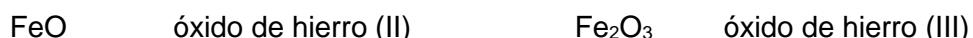
- Sistema clásico:



- Sistema estequiométrico:



- Sistema Stock:



2. **Peróxidos:** combinaciones binarias de un metal con el grupo peroxy 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, formaran un óxido. Los no metales de las familias VA y VIIIA forman anhidros 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: CO_2 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:

Posibilidad de n. o.	Terminación
Uno	-ico
dos	n.o. menor → -oso
	n. o. mayor → -ico
tres	n.o. menor → hipo ... -oso
	n. o. intermedia → -oso
	n.o. mayor → -ico
cuatro	n. o. menor → hipo ... -oso
	n. o. intermedio → -oso
	n. o. intermedio → -ico
	n. o. mayor → 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_2O	Anhídrido hipobromoso
+5	Br_2O_5	Anhídrido brómico

Fórmula CO_2

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

Fórmula Cl_2O_7

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

Compuestos binarios hidrogenados

1. **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)

2. **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.
3. **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.
4. **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 hidrógeno

1. **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: Dicloruro de cobre

S.S: Cloruro de cobre (II)

- 2. 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)

- 3. 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

- 4. Metal – Mercurio:**

Nombre Genérico: amalgama
Nombre Específico: el del otro metal
Ejemplo: AgHg: amalgama de plata.

Hoja de Trabajo No. 1

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

- Ni_2O_3
- Cu_2O
- Sr_2O_2
- Nb_2O_5
- MnH_4
- VH_5
- SrH_2
- AgH

1.2 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos

- Óxido de mercurio (II)
- Óxido de hierro (III)
- Óxido de Cobalto (III)
- Óxido de Plata (I)
- Hidruro de galio (III)
- Hidruro de platino (IV)
- Hidruro de cadmio (II)
- Hidruro de vanadio (V)

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

- Cl_2O_3
- I_2O_7
- Br_2O_7
- W_2O_5
- MnH_6
- PdH_4
- BH_3
- CaH_2

1.4 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- Trióxido de difósforo
- Pentaóxido de diyodo
- Dióxido de silicio
- Trióxido de dicromo
- Pentahidruro de arsenico
- Trihidruro de lantano
- Heptahidruro de renio
- Tetrahidruro de paladio

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

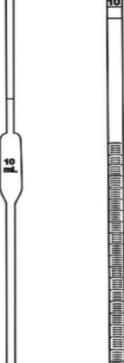
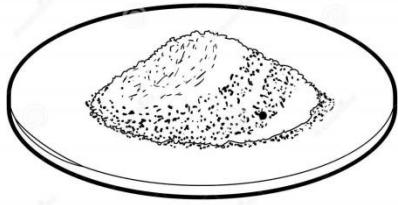
- CaH_2
- Cu_2O_2
- Au_2O_3
- InH_3

1.6 Escriba la fórmula de los siguientes compuestos

- Tetrahidruro de polonio
- Trihidruro de oro
- Óxido de mercurio (II)
- Óxido de nitrógeno (V)

- 2.1. 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
		
		
		
		

PRÁCTICA No. 2: MATERIA Y MEDICIÓN

2.1. Propósitos de la práctica.

- Desarrollar destreza en el manejo de equipo e instrumentos de medición del laboratorio.
- Determinar la densidad de líquidos y sólidos por medio de diferentes métodos.
- Analizar cómo afecta la variación de la temperatura y la concentración a la densidad.

2.2. 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 los principales son:

- Sistema Internacional de Unidades (SI): es el sistema más usado. Sus unidades básicas son: el metro, el kilogramo, el segundo, etc.
- Sistema Cégesimal (CGS): es un sistema de unidades basado en el centímetro, gramo y el segundo.

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 el conjunto de objetos utilizados en la realización de diferentes procedimientos técnicos, que independientemente de su forma y tamaño están constituidos comúnmente por vidrio.

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

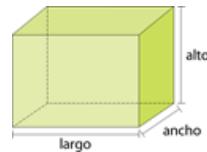
el kilogramo (kg), pero en la química, es más conveniente usar unidad más pequeña, el gramo (g): $1\text{kg} = 1000\text{ g} = 1 \times 10^3\text{ g}$

$$\text{Peso} = \text{Kg} \times \frac{m}{s^2} = \text{N}$$

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.

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

Volumen de un Cuadrado = $V = L^3$



Volumen de una esfera= $V = \frac{4}{3} \pi r^3$

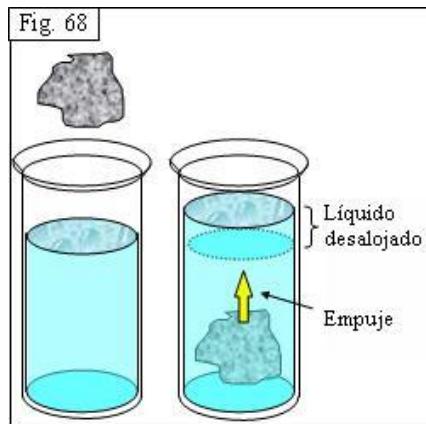


Densidad: Es la propiedad que tiene la materia, ya sean sólidos, líquidos o gases, para comprimirse en un espacio determinado, es la cantidad de masa por unidad de volumen. La densidad es afectada por las condiciones de presión y de temperatura, en los casos de los líquidos, un cambio relativamente pequeño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



Equipo, cristalería, reactivos y materiales

Cristalería y Equipo	Reactivos y materiales
1 piseta	Agua
1 agitador de vidrio	Vinagre
1 balanza	Alcohol Etilico
1 beaker de 50 mL (vidrio)	Glicerina
1 beaker de 600 mL (plástico)	Cloruro de Sodio (Sal)
1 espátula	Hielo
1 probeta de 100 mL (plástico)	Dado
1 probeta de 25 mL (plástico)	Cinco o Canica
1 vernier	Clavo
1 Termómetro	

Nota el material nombrado en negrita debe de ser proporcionado por el estudiante

2.3 Procedimiento

Determinación de la densidad de líquidos

1. Medir la masa de una probeta vacía de 100 ml
2. Transferir agua en la probeta hasta 25 ml, el aforo del menisco debe de realizarse con una piseta.
3. Una vez determinado el volumen, mida la masa de la probeta con el agua en la balanza, registrar la masa.
4. Sin vaciar la probeta agregue agua hasta un volumen de 50 ml, registrar la masa.
5. Repetir la operación anterior para un volumen de 75 ml, anote el resultado.
6. Repetir los pasos del 1 al 5 con alcohol etílico.
7. Repetir los pasos del 1 al 5 con vinagre
8. Repetir los pasos del 1 al 5 con glicerina
9. Determinar la densidad experimental y promedio.

Densidad a diferentes temperaturas

1. Preparar 30 ml de agua fría a 10° C en un baño maría de agua con hielo
2. Transferir 30 ml de la muestra anterior a una probeta
3. Una vez determinado el volumen, medir la masa de la probeta con el agua en la balanza, registrar la masa.
4. Repetir los pasos del 1 al 3 con alcohol
5. Repetir los pasos del 1 al 3 con vinagre
6. Repetir los pasos del 1 al 3 con glicerina
7. Determinar la densidad de cada corrida y el promedio para cada sustancia

Densidad a distintas concentraciones

1. Medir en un beacker 1 gramo de cloruro de sodio
2. Con una probeta medir 35 ml de agua.
3. Mezclar el cloruro de sodio y el agua en el beacker.
4. Agitar la solución de los pasos 2 y 3 con una varilla de agitación
5. Medir la densidad de la solución.
6. Repetir los pasos del 1 al 5 con 4 gramos de cloruro de sodio.
7. Repetir los pasos del 1 al 5 con 6 gramos de cloruro de sodio.
8. Repetir los pasos del 1 al 5 con 10 gramos de cloruro de sodio.
9. Determinar la densidad para cada prueba

Determinación de la densidad de sólidos por diversos métodos

Método geométrico

1. Determinar la longitud de un dado y el diámetro de una 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
4. Determinar la densidad cada uno de los elementos

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.
3. Sumergir el clavo en la probeta con agua y registrar el nuevo volumen en que se elevó.
4. Determinar la densidad del clavo.
5. Repetir los pasos del 1 al 3 con el dado.
6. Repetir los pasos del 1 al 3 con la canica.
7. Determinar la densidad de cada sólido.

HOJA DE DATOS ORIGINALES PRÁCTICA No. 2

GRUPO NO. _____

No.	Apellidos, Nombres	Carnet
1		
2		
3		
4		
5		

Densidad de líquidos

Sustancia	Densidad según volumen de muestra			Densidad promedio (g/ml)	Densidad a 10 °C (g/ml)
	25 ml	50 ml	75 ml		
Agua					
Alcohol					
Vinagre					
Glicerina					

Densidad a distintas concentraciones

Cantidad de NaCl (g)	Densidad (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			
Esfera			
Cubo			

Hoja de Trabajo No. 2

1. Una muestra de tetracloruro de carbono tiene una masa de 39.75 g y un volumen de 25.0 mL. Calcule su densidad.
2. El bromo es un líquido pardo rojizo. Calcule su densidad (en g/mL) si 586 g de la sustancia ocupan 188 mL.
3. La densidad del metanol, un líquido orgánico incoloro que se usa como solvente, es de 0.7918 g/mL. Calcule la masa de 89.9 mL del líquido.
4. El alcohol tiene una densidad de 0.789 g/mL. ¿Cuál es el volumen en mililitros de 650 g de alcohol?
5. Se sabe que 80.0 mL de ácido sulfúrico concentrado tienen una masa de 145.92 g. ¿Cuál es la densidad de este ácido?
6. La densidad del platino es de 23.4 g/cm³. Calcule la masa de 75.0 cm³ de platino.
7. La densidad del magnesio es de 1.74 g/cm³. Calcule el volumen de 275 g de este metal.
8. 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?
9. 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?
10. Calcule la densidad de una esfera con diámetro de 3 cm y peso de 20 gramos.

11. ¿Qué es la densidad absoluta?
12. ¿Qué es la densidad relativa?
13. ¿Qué es la densidad aparente?
14. ¿Qué factores influyen en el cambio de la densidad de una sustancia?
15. ¿Qué instrumentos se pueden utilizar para determinar la densidad de una sustancia?

PRÁCTICA No. 3: REACCIONES ACUOSAS

3.1 Propósitos de la práctica.

- Aprender las reacciones de neutralización, de precipitación, las que producen un gas y las que oxidan metales cuando reaccionan con ácidos.
- Aplicar los conocimientos básicos de estequiométría: reactivo limitante, reactivo en exceso y porcentaje de rendimiento de una reacción química.

3.2 Marco Teórico

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.

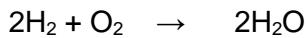
Fórmulas moleculares: Indica el número y tipo específico de átomos combinados en cada molécula de un compuesto. La fórmula empírica muestra la relación más sencilla de los átomos que forman una molécula.

Masa molar o masa fórmula: Es la suma de las masas atómicas de cada uno de los átomos de su fórmula química. Ejemplo el peso formula del Ácido Sulfúrico, (H_2SO_4) se obtiene al multiplicar sus 2 átomos de Hidrógeno 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.

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

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 fórmulas 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**.

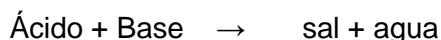
En teoría, una reacción química irreversible se da al 100%, es decir, el reactivo limitante reacciona completamente. Sin embargo, en la práctica, es posible que parte del reactivo quede sin reaccionar. El **rendimiento de la reacción** indica qué porcentaje del reactivo es el que realmente reacciona (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

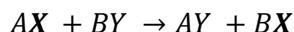
Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. Los ácidos son sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ y las bases son sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- .

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-} :

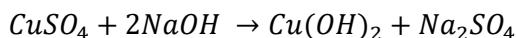


Reacciones de precipitación (Doble desplazamiento)

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:



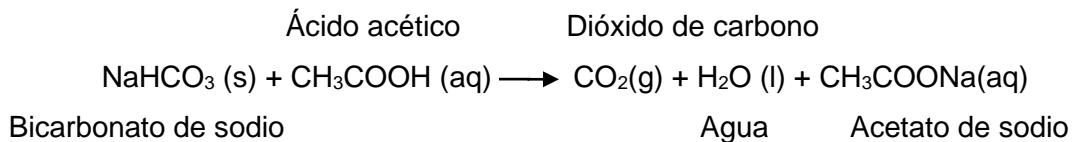
Como ejemplo se tiene la reacción de sulfato de cobre ($CuSO_4$) con hidróxido de sodio ($NaOH$) para formar Hidróxido de Cobre (insoluble) y Sulfato de Sodio. La reacción es:



Reacciones en las que se forma un gas

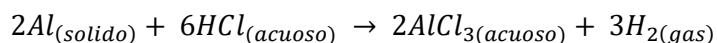
Los carbonatos y bicarbonatos reaccionan con ácidos para formar CO_2 gaseoso. Al mismo tiempo son utilizados como neutralizadores cuando se tiene un derrame de ácido.

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 hidrógeno gaseoso y sales. Ejemplo: la reacción entre Aluminio metálico y Ácido Clorhídrico.



Cristalería, equipo, reactivos y materiales

Cristalería y equipo	Reactivos y materiales
1 embudo	Carbonato de sodio
1 erlenmeyer 100 ml	Ácido Clorhídrico
1 varilla de agitación	Hidróxido de sodio
1 pipeta de 10 ml	Papel aluminio
1 beaker de 250 ml	Cloruro de calcio
1 piseta	Agua
1 vidrio de reloj	Sulfato de cobre en solución
1 succionador de pipeta serológica	Vinagre
1 termómetro	Papel filtro
2 tubos de ensayo	Bicarbonato de sodio
1 espátula	
1 probeta de 100 ml	
2 beakers de 50 ml	

Nota el material marcado en negrita debe de ser proporcionado por el estudiante

Procedimiento

Obtención del precipitado de carbonato de calcio

1. Pesar 1 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. Enjaguar 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. 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 trabajar en el lavatrastos)
3. Anotar las observaciones.

Oxidación de metales con ácidos y sales

1. Medir 1 gramo 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

HOJA DE DATOS ORIGINALES PRÁCTICA No. 3

GRUPO NO. _____

No.	Apellidos, Nombres	Carnet
1		
2		
3		
4		
5		

REACCIONES QUÍMICAS

Tipo de reacción (Ecuación de la Reacción)	Observaciones

Hoja de Trabajo No. 3

1. ¿Qué es una reacción química?
2. ¿Qué tipos de reacciones químicas existen?
3. ¿Cuáles son las partes de una reacción?
4. ¿Qué es un reactivo limitante?
5. ¿Qué es un reactivo en exceso?
6. ¿Qué es una reacción exotérmica?
7. ¿Qué es una reacción endotérmica?
8. ¿Qué es la estequiométrica?
9. ¿Qué es un catalizador?
10. ¿Qué es un proceso termodinámico?
11. Calcule el peso molecular de la sacarosa $C_6H_{12}O_6$
12. Calcule el peso molecular de del nitrato de calcio $Ca(NO_3)_2$
13. Calcule el peso molecular de $Al(OH)_3$
14. Calcule el peso molecular de CH_3OH .
15. Calcule el peso molecular de K_2SO_4 .

PRÁCTICA No. 4: PREPARACIÓN DE SOLUCIONES MOLARES

4.1 Propósitos de la práctica.

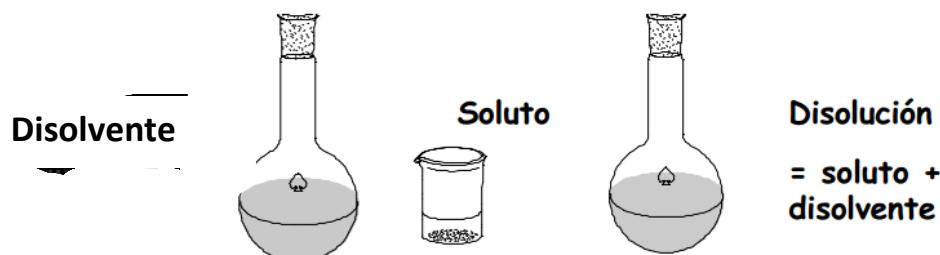
- Identificar las principales formas de expresar la concentración de las soluciones.
- Aplicar los métodos más comunes para preparar soluciones de cierta concentración.
- Conocer las propiedades de solutos en solución acuosa.

4.2 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:

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

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 distingan 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 (sólido), 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.

Ejemplo: Se preparan 100 mL de una solución disolviendo 11.6 gramos de NaCl.

$$\text{Moles de NaCl} = 11.6 \text{ g} / 58.44 \text{ g/mol} \approx 0.1985 \text{ moles}$$

$$\text{Litros de solución} = 100 \text{ mL} / 1000 \text{ mL/L} = 0.1 \text{ L}$$

$$M = 0.1985 \text{ moles} / 0.1 \text{ L} \approx 1.99 \text{ M}$$

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.

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.

Cristalería, equipo, reactivos y materiales

Cristalería y equipo	Reactivos y materiales
1 balanza	Hidróxido de sodio
5 balones aforado de 50 mL con tapa	Hidróxido de potasio
1 embudo	4 recipientes para almacenar soluciones
1 espátula	Azúcar
1 pipeta de 10 mL	Cloruro de Sodio (sal de mesa)
1 piseta	
1 succionador para pipeta	
1 varilla de agitación	
1 reloj de vidrio	
2 beakers de 100 mL	

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

1. 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 transferirlo 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. Pesar 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. Pesar 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 becker 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 0.35 M

1. Pesar en el vidrio de reloj la cantidad de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) necesaria para preparar una solución 0.35 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.

HOJA DE DATOS ORIGINALES PRÁCTICA No. 4

GRUPO NO. _____

No.	Apellidos, Nombres	Carnet
1		
2		
3		
4		
5		

SOLUCIONES ACUOSAS

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

Cálculos para determinar la concentración de las soluciones:

Hoja de Trabajo No. 4

1. ¿Qué es una solución o disolución?
2. ¿Cuáles son las partes de una solución o disolución?
3. ¿Qué tipos de concentración en química existen?
4. ¿Cuál es la fórmula de la molaridad?
5. Calcular la molaridad de una disolución de 250 ml en la que está disueltos 30 gramos de cloruro sódico (NaCl). Datos: pesos atómicos Na=23, Cl=35,45.
6. Cuántos moles de carbonato de calcio se necesitan para preparar 350 ml de una solución 0,5 M.
7. Calcular los gramos de hidróxido de sodio (NaOH) de 350 ml de disolución 2 M. Datos: pesos atómicos Na=23, O=16, H=1.
8. Cuántos gramos de hidróxido de sodio NaOH, se necesitan para preparar 150ml de una solución 0,2M.
9. Preparar 1150ml de una solución 0,3 molar a partir de una solución 0,8 molar.
10. Se disponen de 10 mL de una disolución de cloruro de sodio (NaCl) 1 M. A partir de esta disolución se desea preparar una disolución de NaCl 0,1 M de concentración. Calcula el volumen de disolución de NaCl

PRÁCTICA No. 5: TITULACIÓN

5.1 Propósitos de la práctica.

- Determinar la concentración de una solución por titulación.
- Comprender la función de un indicador durante la valoración de una sustancia

5.2 Marco Teórico.

Titulación: Es el proceso mediante el cual se trata de determinar el volumen exacto que se requiere de una solución de concentración conocida (solución patrón) para que reaccione con un volumen conocido de una disolución de concentración desconocida. En una valoración ácido-base, el principio lo constituye una reacción de neutralización. El punto final de una valoración debe de coincidir con mucha exactitud con el punto de equivalencia. El punto de equivalencia de la titulación es el punto en el que se reúnen cantidades estequiométricamente equivalentes. En una valoración ácido-base, el punto de equivalencia es el punto cuando se ha agregado a una cierta cantidad de ácido, la cantidad estequiométrica de base necesaria para que todo el ácido sea neutralizado. En esta práctica se podrán llevar a cabo titulaciones ácido- base.



La titulación se basa en la reacción entre volúmenes de dos soluciones, como ya se indicó, una de las cuales es de concentración conocida. El objetivo de la volumetría es llegar al punto de equivalencia, que se reconoce por cambios físicos en la solución; si éstos no son perceptibles, se recurre a un indicador. Para poder relacionar los pesos de los reactivos con sus volúmenes por medio de sus concentraciones, es necesario conocer la reacción, ya que, en el punto de equivalencia, tanto el titulante como la muestra son químicamente equivalentes y se puede establecer que:

$$(V1)^*(M1) = (V2)^*(M2)$$

V1 y V2: volumen de la solución 1 y 2 respectivamente

M1 y M2: molaridad de la solución 1 y 2 respectivamente

Ejemplo: Se titula una solución de 25.0 mL de ácido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio (NaOH) 0.100 M. Se gastan 12.1 mL de NaOH para alcanzar el punto de equivalencia. ¿Cuál es la concentración del HCl?

M1= Molaridad de NaOH: 0.100 M

V1= Volumen de NaOH: 12.1 mL

V2= Volumen de HCl: 25.0 mL

M2= ?

$$(V1)^*(M1) = (V2)^*(M2)$$

$$(12.1\text{mL}) * (0.1\text{M}) = (25\text{mL}) * (M2)$$

$$M2 = (12.1\text{mL} * 0.1\text{M}) / 25\text{mL}$$

$$M2 = 0.0484 \text{ M.}$$

Es la concentración de HCl

Cristalería, equipo, reactivos y materiales

Cristalería y equipo	Reactivos y materiales
1 bureta de 50 ml	Ácido clorhídrico
1 earlenmeyer de 125 ml	Hidróxido de sodio
1 beacker de 100 ml	Ácido acético comercial
1 probeta de 50 ml	1 litro de agua destilada
1 piseta	Fenolftaleína
1 soporte universal con pinza	
1 varilla de agitación	
1 pipeta de 5 ml	

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

Procedimiento

Titulación de HCl con NaOH

1. En un soporte universal colocar la bureta de 50 ml aforada con una solución de NaOH a 0.1 M
2. Colocar en un Erlenmeyer 40 ml de agua desmineralizada y 10 ml de HCl diluido y 2 gotas del indicador fenolftaleína
3. Dejar gotear lentamente el álcali (NaOH) sobre el ácido (HCl), agitando permanentemente.
4. Cuando el cambio de color sea permanente (rosado suave), suspender la titulación
5. Leer en la bureta el volumen consumido de álcali (NaOH)

Titulación de ácido acético con NaOH

1. Con una pipeta de 5 ml medir 1 ml de ácido acético comercial y transferirlo en un beacker de 100 ml
2. Agregar 4 ml de agua desmineralizada y agitar
3. Medir 1 ml de la disolución anterior, colocarlo en un Erlenmeyer de 125 ml y agregarle 19 ml de agua desmineralizada y 2 gotas de fenolftaleína
4. Realizar la titulación gota por gota, como en la titulación anterior.

HOJA DE DATOS ORIGINALES PRÁCTICA No. 5

GRUPO NO. _____

No.	Apellidos, nombres	Carné
1		
2		
3		
4		
5		

	Titulación 1	Titulación 2
Volumen de hidróxido de sodio (NaOH)		
Concentración del analito (Molar)		

Cálculos para determinar la concentración del analito:

Hoja de Trabajo No. 5

1. Cuántos mL de NaOH 0,0850 M se requieren para titular cada una de las siguientes disoluciones en el punto de equivalencia:

- a) 40.0 mL de HNO₃ 0.0900 M
- b) 35.0 mL de CH₃COOH 0.0850 M
- c) 50.0 mL de una disolución que contiene 1.85 g de HCl por litro.

2. Cuántos mL de HCl 0,105 M se requieren para titular cada una de las siguientes disoluciones en el punto de equivalencia:

- a) 45.0 mL de NaOH 0.0950 M.
- b) 225.0 mL de NH₃ 0.118 M.
- c) 125.0 mL de una disolución
- d) tiene 1.35 g de NaOH por litro.

BIBLIOGRAFÍA

1. BROWN Theodore y LEMAY H. Eugene BURSTEN. (1998). Prentice-Hall. *Química la ciencia central*. 7ma. edición. México: 142 p.
2. CHANG, Raymond. (2002). *Química*. McGraw – Hill. 7ma. Edición. México: 110 p.
3. Darkness, L. (febrero de 2001). Química General, <https://itscv.edu.ec/wp-content/uploads/2018/10/ESTEQUIOMETRIA>.
4. Dingrando, L., et al. (2010). *Química Materia y Cambio*. México: McGraw-Hill.
5. Ramírez, V. (2007). *Química II*. México: Grupo Patria Cultural.
6. Phillips, J. et al. (2000). *Química, Conceptos y aplicaciones*. México: McGraw-Hill.