

# Guía de Laboratorio

## **Química 1**



# Coordinación de Asignaturas Generales de Ciencias

## ÍNDICE

---

Presentación	3
Práctica 1. Reconocimiento de normas de bioseguridad en el Laboratorio	4
Reporte de la práctica 1	8
Práctica 2. Reconocimiento de materiales de laboratorio	10
Reporte de la práctica 2	17
Práctica 3. Espectros de emisión	20
Reporte de la práctica 3	24
Práctica 4. Determinación de la materia mediante la densidad	26
Reporte de la práctica 4	30
Práctica 5. Reconocimiento de los elementos de la tabla periódica	32
Reporte de la práctica 5	35
Práctica 6. Propiedades de los elementos de la tabla periódica	37
Reporte de la práctica 6	41
Práctica 7. Enlace químico	43
Reporte de la práctica 7	48
Práctica 8. Formación y separación de mezclas	50
Reporte de la Práctica 8	53
Práctica 9. Síntesis de compuestos inorgánicos I	55
Reporte de la práctica 9	58
Práctica 10. Síntesis de compuestos inorgánicos II	61
Reporte de la práctica 10	64
Práctica 11. Reacciones químicas	66
Reporte de la práctica 11	70
Práctica 12. Estequiometría	72
Reporte de la práctica 12	76
Práctica 13. Preparación de soluciones	79
Reporte de la práctica 13	82
Práctica 14. Valoración de ácido-base	84
Reporte de la práctica 14	88
Práctica 15. ácido-base	91
Reporte de la práctica 15	95
Referencias bibliográficas	97
Anexos	

---

## PRESENTACIÓN

El Laboratorio de Química es una excelente oportunidad para que el estudiante aprenda a relacionar los temas desarrollados en la teoría con sus propias observaciones experimentales, con una visión analítica y crítica. Por esta razón, debe considerarse un trabajo serio y responsable.

Al ingresar al Laboratorio, se espera que el estudiante haya leído con suficiente anticipación el tema de la práctica correspondiente; para ello se publicará y se entregará oportunamente el programa con el cronograma preparado para el Semestre.

Antes de iniciar la experiencia, los estudiantes responderán una prueba sencilla, durante 10-15 minutos, la cual permitirá evaluar el conocimiento del tema.

Las mesas de trabajo estarán conformadas por cuatro estudiantes, quienes compartirán tareas, pero harán sus propias anotaciones y sus propios cálculos. La revisión de estas anotaciones es un aspecto a considerar para la evaluación.

El éxito de un experimento se basa en la observación acuciosa de los fenómenos que ocurren, en el orden correcto de los pasos de cada procedimiento, la nitidez y habilidad para la manipulación de los aparatos, en la adquisición de buenos hábitos, que son la base de la formación del científico o ingeniero, pero lo más importante de todo es que el estudiante **piense y razone**.

Los experimentos de laboratorio no son una repetición memorizada de las guías. Estas tienen por objeto seguir las indicaciones de cada experiencia, cuyo mayor ingrediente es el **raciocinio** e **inteligencia** del estudiante para llegar al conocimiento adecuado de un principio químico.

Por ello es importante que el estudiante cumpla las recomendaciones:

- Leer con anticipación la presente guía de Laboratorio.
- Anotar los datos y las medidas en el cuaderno de notas y en el reporte de resultados correspondiente en el Material de trabajo, que deberá entregarlo al profesor al término de su trabajo.
- Es un pésimo hábito anotar datos en pedazos de papel para después pasarlos al cuaderno.
- Consultar con el profesor cuando una operación o reacción química no esté explicada.

## Práctica 1

# RECONOCIMIENTO DE NORMAS DE BIOSEGURIDAD EN EL LABORATORIO

### 1. Propósito

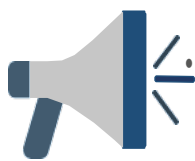
- El estudiante reconoce las normas de seguridad en el laboratorio.
- El Estudiante reconoce la importancia de las señales y pictogramas de seguridad.

### 2. Fundamento teórico

2.1. **Normas de Seguridad en el Laboratorio** son un conjunto de medidas preventivas destinadas a proteger la salud de los que allí se desempeñan (estudiantes, profesores, técnicos, laboratoristas, etc.) frente a los riesgos físicos, químicos, biológicos, etc., y así evitar accidentes y contaminaciones tanto dentro del laboratorio, como hacia el exterior. **(Servicio de Higiene y seguridad, s.f.)**

2.2. **Normas de Bioseguridad:** Es el conjunto de principios, tecnologías y prácticas que se implementan para la protección, y control de riesgos. **(World Health Organization, s.f.)**

### 2.3. Normas de seguridad que se debe cumplir en el laboratorio



#### Importante

*Use guardapolvo, mascarilla, lentes y cofia para protegerse de las salpicaduras de sustancias químicas o soluciones.*

- *Evite venir al laboratorio con ropa o prendas finas.*

- Utilizar los EPPs en todo momento guardapolvo Blanco de algodón, cofia, guantes de neopreno o látex, mascarilla quirúrgica o KN95 y **gafas de protección** cuando se manipulan compuestos químicos peligrosos o líquidos en ebullición.
- Leer con cuidado los rótulos y las etiquetas de los reactivos químicos, así como identificar los pictogramas de seguridad.
- Informar al profesor sobre cualquier accidente por pequeño que este sea.
- Familiarizarse con los materiales de vidrio y otros, así como con la forma correcta de operar la mayoría de los pasos en un experimento. En el laboratorio, hay un conjunto de dibujos que explicarán mejor todos estos aspectos.
- Si se ha producido fuego, apagarlo con un paño. Conocer el lugar de ubicación del extinguidor y el manejo de este.
- Para lograr que el Laboratorio sea un lugar seguro y eficiente, se deben cumplir algunas reglas.
- Los productos químicos no se arrojarán al tacho de la basura; las sales solubles deberán ser disueltas en agua y vaciadas en el desagüe; los materiales insolubles se vaciarán en un vaso de precipitación u otro recipiente destinado específicamente para ese fin.
- Si tiene dudas sobre cómo desechar un producto químico en particular, pregúntele a su profesor.
- No toque ningún producto químico con las manos al descubierto ni con

- su ropa. Si accidentalmente cae un producto químico sobre su piel, lavar inmediatamente la parte afectada con abundante agua fría.
- Cualquier derrame de sustancias en la mesa debe limpiarse inmediatamente.
  - En los experimentos que se liberan gases corrosivos jamás deben probarse o respirar los vapores tóxicos; trabajar siempre en la campana.
  - Cuando se está calentando un tubo de ensayo nunca debe apuntarse hacia una persona.
  - Cuando introduzca un tubo de vidrio a través de un tapón de jebe o de corcho, realice el siguiente procedimiento: Primero lubrique bien el tubo con glicerina, después enrolle una toalla alrededor del tubo e insértelo en el tapón.
  - No deben realizarse experimentos si estos no están autorizados. Cuando tenga dudas, consúltelas con el profesor.
  - Dejar limpios los materiales y la mesa de trabajo después de terminada la práctica.
  - Limpiar de inmediato el sitio donde se ha derramado un compuesto químico.
  - Abrir el caño para diluir los ácidos o soluciones sobrantes que se vierten al lavadero o verterlos al recipiente de residuos peligrosos. Hay que recordar que los mayores desperfectos de las tuberías de desagüe provienen del incumplimiento de esta norma.
  - Depositar los papeles inservibles, palos de fósforos y otros sólidos sobrantes en el cesto de la basura color negro.
  - Lavarse las manos antes de abandonar el laboratorio, al quitarse unos guantes protectores y siempre que se haya estado en contacto con material irritante, cáustico, tóxico o infeccioso. (CSIC, 2007)

#### 2.4. Acciones incorrectas que pueden ocasionar accidentes

- Ser foco de conversación o ruido que molesta a sus compañeros.
- Realizar experiencias que no están en las Guías. Las experiencias no autorizadas están prohibidas. Evitar ser la causa de un accidente.
- Arrojar desperdicios sólidos al lavadero, para ello está el cesto de la basura.
- Tocar los compuestos químicos o soluciones, salvo que esté autorizado y enterado de cómo hacerlo.
- Para encender el mechero primero debe prender el fósforo, luego abrir la llave del gas, mover el fósforo encendido hacia la parte superior del mechero. Realizar esta operación con mucho cuidado y asegurarse de que el cerillo no se apague antes de que el mechero Bunsen se encienda.
- Devolver reactivos o soluciones sobrantes a sus frascos originales.

- Evitar malograr los reactivos.

## Nota

*La ruptura o daño de los equipos, materiales y herramientas es de completa responsabilidad de los estudiantes. Dichos materiales serán repuestos en un plazo de 24 horas, para ello deberán coordinar con el responsable del Laboratorio de Química.*

- 2.5. **Los Pictogramas de Seguridad** son señalizaciones de seguridad contenidas en normas las cuales establecen requisitos en la identificación y comunicación de los riesgos y peligros que acarrea el manejo y uso de sustancias químicas peligrosas.



Fuente: (Mayado, 2011)

## 2.6. Primeros Auxilios:

- En caso de salpicadura de un reactivo o un ácido a los ojos o a la piel, lave la parte afectada inmediatamente con abundante agua y con una solución diluida de bicarbonato de sodio, luego enjuagar con abundante agua.
- Si la salpicadura es una BASE, lavar la parte afectada con agua, enjuagarla con ácido bórico y finalmente con abundante agua corriente.
- Para quemaduras de la piel use una solución de ácido pícrico o úntese con pomada de picrato de butesín.
- Para pequeños cortes en los dedos, lave la herida con un poco de agua oxigenada y dé unos toques con aseptil rojo, cubra la herida con una curita.
- En términos generales, comunique enseguida al **PROFESOR**

cualquier **ACCIDENTE** que haya ocurrido para que él disponga las medidas a tomar de inmediato.



REPORTE DE LA PRÁCTICA 1  
RECONOCIMIENTO DE NORMAS DE BIOSEGURIDAD EN EL LABORATORIO

---

<b>Asignatura: Química 1</b>	<b>Integrantes</b>
Docente: .....	1.
.....	.....
Sección: .....	2.
.....	.....
Grupo: .....	3.
.....	.....
Fecha: ..... / ..... / 2024	4.
.....	.....
Duración: 45 minutos	

---

**Instrucciones**

Responda de manera clara y concreta las siguientes preguntas relacionadas con la práctica.

1. ¿Qué son normas de bioseguridad? **(3 puntos)**

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

2. ¿Indique la importancia del uso de los 5 EPPs durante el trabajo en el laboratorio? **(5 puntos)**

2.1. ....  
.....  
.....  
.....  
.....

2.2. ....  
.....  
.....  
.....  
.....

2.3. ....  
.....  
.....  
.....  
.....

2.4. ....  
.....  
.....  
.....  
.....

2.5. ....  
.....  
.....  
.....  
.....

3. Indique los pasos para identificar los riesgos y peligros en el laboratorio de Química. **(3 puntos)**

.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....

- .....
4. ¿Qué debemos hacer en caso de derrame de un producto corrosivo sobre la piel? **(3 puntos)**


.....


.....


.....


.....

5. Escriba que indica y la definición de cada pictograma. **(4 puntos)**

6. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica **(2 pts)**

## PRÁCTICA 2

### RECONOCIMIENTO DE MATERIALES DE LABORATORIO

#### 1. Propósito de la práctica

- 1.1. El estudiante identifica materiales de laboratorio, su uso y sus funciones.
- 1.2. El estudiante realiza experimentos donde se desarrollan las operaciones básicas más comunes que se trabajan en el Laboratorio.

#### 2. Fundamento teórico

Es necesario que antes de comenzar cualquier trabajo experimental, el estudiante conozca el material que se utiliza. Cada uno de ellos tienen una función y su uso debe ser acorde con la tarea a realizar. La utilización inadecuada de este material da lugar a errores en las experiencias realizadas y aumenta el riesgo en el laboratorio.

Entre los Instrumentos de medición más usados en el laboratorio tenemos:

- 2.1. **El vernier o pie de rey.** Es una de las herramientas más utilizadas en talleres para la medición de longitudes de diversos objetos. Sus partes son:

**Pata Fija.** Corresponde a la mordaza para medir el exterior de la pieza deseada.

**Pata Móvil.** Corresponde a la mordaza para medir el exterior de las piezas, permite ajustar la superficie de medición debido al deslizamiento que tiene.

**Punta Fija.** Parte de la mordaza para medir interiormente la pieza deseada.

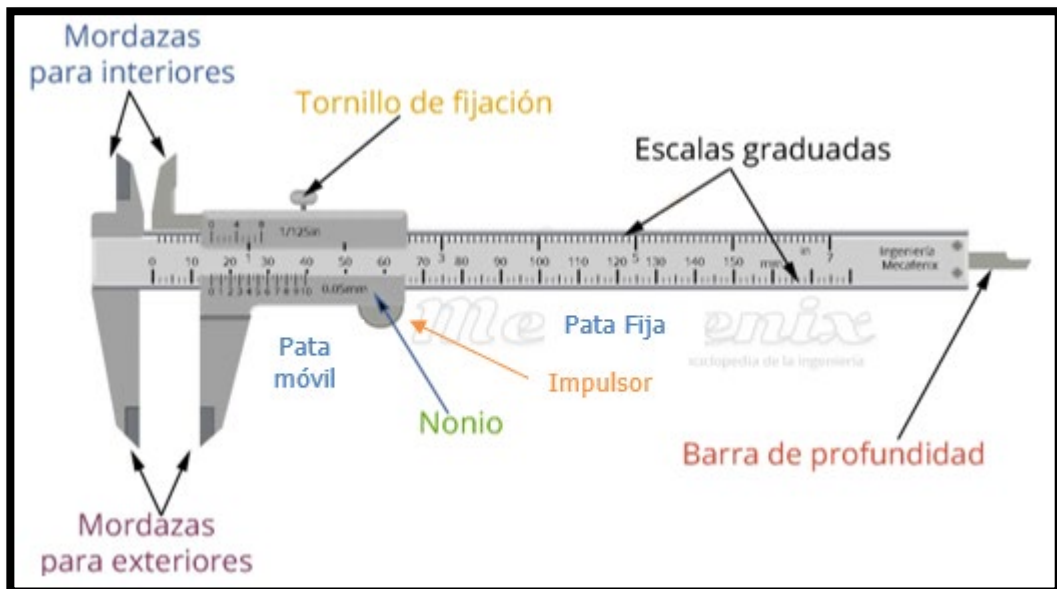
**Punta Móvil.** Parte de la mordaza para medir el interior de las piezas, permite ajustar la superficie de medición por medio del deslizamiento que tiene.

**Impulsor.** También es conocido como botón de deslizamiento y freno, permite apoyar el dedo pulgar para desplazar el cursor.

**Tornillo de fijación o freno.** Tornillo situado en la mordaza móvil o punta móvil, al ser enroscado permite fijar la medida obtenida actuando sobre la lámina de ajuste.

**Nonio.** Escala del calibrador que otorga la precisión de la herramienta según su cantidad de divisiones, el nonio corresponde a la lectura de las fracciones de milímetros (parte inferior) o de pulgadas (parte superior) en que esté dividido.

**Barra de profundidad.** Se encuentra unida al cursor y permite tomar medidas de profundidad.



Fuente: (Mecafenix, 2020)

2.2. **pHmetro digital.** Instrumento para medir el pH de una solución. Para realizar una buena medición el pHmetro debe estar bien calibrado. Pasos para medir el pH:

- ✓ Introduce el ph metro en el líquido a medir
- ✓ Espera 1 minuto hasta asegurar que la lectura se ha estabilizado
- ✓ El valor que te marca el phmetro es tu medida. Anota la medida
- ✓ Es fundamental entre medida y medida limpiar con agua destilada y secar bien el pHmetro para que no se produzca ningún error en la medida.

2.3. **Balanza.** Las balanzas de laboratorio son instrumentos de medición de masas, diseñados especialmente para su uso en el laboratorio, que permiten determinar la masa de un cuerpo con una división mínima de al menos 0,1 gramos. Según su tecnología se clasifican en: balanzas de laboratorio mecánicas y electrónicas, mientras que en función de su precisión podemos clasificarlas en balanzas de precisión fina (o balanzas de precisión) y balanzas de precisión especial (o balanzas analíticas).

Reglas generales para el uso óptimo de una balanza electrónica:

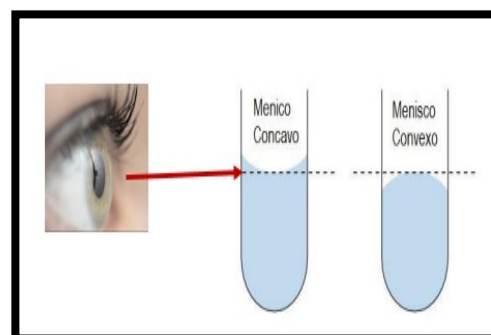
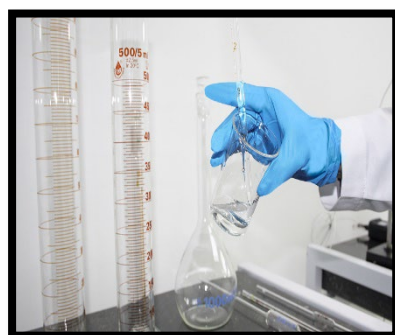
- No se deben pesar las sustancias directamente sobre el plato de la balanza.
- Se debe utilizar un recipiente limpio y seco. Por ejemplo, una luna de reloj o un recipiente pequeño. Y se debe tarar (poner el valor a 0).
- El recipiente y la carga que se han de pesar tienen que estar a la misma temperatura que el entorno de la balanza.
- El material que se quiere pesar se debe colocar en el centro del plato de la balanza.
- Siempre se debe retirar el recipiente del plato de la balanza para echar la sustancia que queremos pesar. Así evitaremos que se nos caiga sobre el plato y deteriore a la balanza. Además, si la sustancia cae sobre el plato y no sobre el recipiente tarado, la sustancia pesada no

se corresponderá con la que hay en el recipiente.



Fuente: (Alcántara, Materiales de laboratorio: clasificación y usos, s.f.), (Valorímetro, 2024)

- 2.4. **Materiales Volumétricos;** Son aquellos instrumentos de medida (generalmente de vidrio) que se utilizan para medir volúmenes de líquidos, y algunas veces se pueden utilizar para gases y pueden ser las buretas, pipetas graduadas, cilindros graduados, etc.. Algunos miden volúmenes con alta precisión y exactitud mientras que otros carecen de precisión. Y están condicionados al laboratorista ya que se debe tener en cuenta el menisco para garantizar una buena lectura del volumen.



Fuente: (Alpha Metrología, s.f.), (Miyospiral, 2013)

### 3. Clasificación de los Materiales:

#### 3.1. Por su uso específico

##### 3.1.1. Materiales de medición volumétrica (Figura 1)

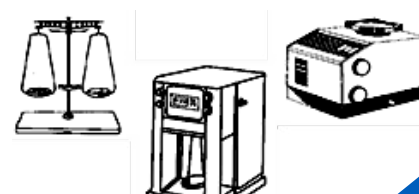
- Probetas graduadas
- Bureta, pipetas
- Vasos de precipitado
- Fiola
- Papeles indicadores



Figura 1

##### 3.1.2. Instrumentos para medición masa (Figura 2)

- Balanzas: de brazo, eléctrica, digital



- y analítica
- b) Densímetros o aerómetro
- c) Potenciómetro
- d) Termómetros

**3.1.3. Materiales para separación (Figura 3)**

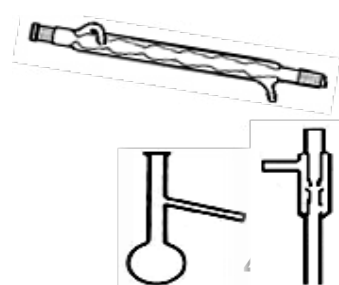
- a) Embudos: de vástago corto y largo
- b) Embudos Büchner
- c) Peras de separación o decantación
- d) Papel de filtro
- e) Tamices metálicos

**Figura 2**



**3.1.4. Equipos de separación (Figura 4)**

- a) De secado
- b) De filtración
- c) Centrífugas, decantadores, de evaporación, de imantación
- d) De destilación, refrigerantes



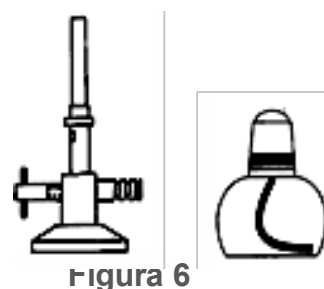
**3.1.5. Materiales variados (para combinación, reacción y mezclas) (Figura 5)**

- a) Tubos de prueba
- b) Vasos de precipitado
- c) Balones de fondo plano o esférico
- d) Crisoles
- e) Cápsulas
- f) Matraz Erlenmeyer
- g) Lunas de reloj



**3.1.6. Materiales de calentamiento (Fig. 6)**

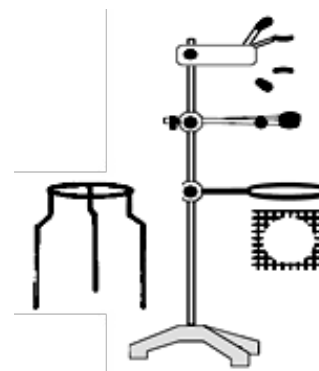
- a) Mecheros de bunsen y alcohol
- b) Estufas
- c) Mufla eléctrica
- d) Planchas eléctricas



**Figura 6**

**3.1.7. Materiales de sostén o soporte (Fig. 7)**

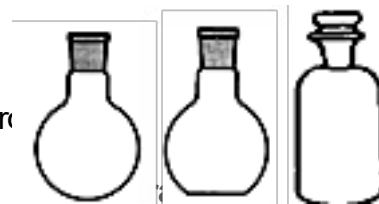
- a) Soporte universal
- b) Rejillas
- c) Pinzas
- d) Trípodes
- e) Nueces
- f) Gradilla
- g) Anillo de extensión



**Figura 7**

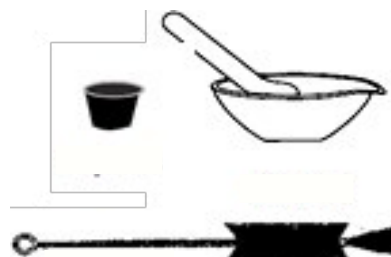
**3.1.8. Materiales para conservación (Fig. 8)**

- a) Frascos para reactivos  
(de polietileno, de vidrio transparente y oscuro)
- b) Desecadores
- c) Goteros



**3.1.9. Materiales para usos diversos (Fig. 9)**

- a) Varillas de vidrio
- b) Mangueras de goma
- c) Espátulas
- d) Escobillas para tubo de ensayo
- e) Tubo de desprendimiento
- f) Tapones de goma o corcho
- g) Morteros de vidrio y porcelana



**3.1.10. Por la clase de material empleado en su fabricación**

- a) Madera: Gradillas para tubos, Soportes para embudos
- b) Vidrio: Vasos de precipitación, tubos de ensayo, etc.
- c) No metálico: Crisoles, cápsulas, etc.
- d) Acero: Material de alta resistencia física, es una mezcla de hierro, cromo, níquel, bronce, latón, carbón (soporte universal, pinzas, etc.)
- e) Plástico: Pissetas, probetas, etc.

## Nota de seguridad

Antes de comenzar cualquier trabajo experimental, es necesario que el estudiante conozca el material que va a utilizar. Cada uno de los materiales tiene una función y su uso debe ser acorde con la tarea a realizar. La utilización inadecuada de este material da lugar a errores en los resultados obtenidos en las diferentes experiencias realizadas.

## 4. Parte Experimental

### Reactivos

- $\text{CuSO}_4$
- HCl 1N
- NaOH 1N
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- Agua destilada

### Materiales

- |                                     |                                 |
|-------------------------------------|---------------------------------|
| - Balanza digital.                  | - 1 probeta de 25 mL            |
| - Vernier                           | - 1 pipeta de 20 mL y propipeta |
| - pHmetro                           | - 1 pisseta                     |
| - 4 vasos de precipitación de 25 ml | - 1 luna de reloj               |

- 1 espátula
- 1 gotero
- Un lapicero, una llave (traídos por el grupo)

## 5. Procedimiento Experimental

### 5.1. Manejo de la Balanza

- ✓ Comprobar que la balanza está limpia y en caso contrario proceder a su limpieza. Comprobar que la balanza está enchufada.
- ✓ Encender la balanza en posición ON y esperar a que se establezca los ceros en la pantalla.
- ✓ Tener en cuenta el límite máximo de peso para cada balanza.
- ✓ Colocar sobre el platillo y sin sobrepasar los bordes del mismo, la luna de reloj.
- ✓ Presionar el botón de tara y esperar que vuelvan a aparecer los ceros estabilizados.
- ✓ Realizar las siguientes pesadas: 1,5g de  $\text{CuSO}_4$ , un lapicero, un vaso de precipitados, una llave.
- ✓ Una vez efectuada la pesada, retirar la luna de reloj con el producto.
- ✓ Cuando se hayan realizado todas las pesadas previstas, volver a colocar el interruptor en la posición OFF y limpiar la balanza.
- ✓ Registre los resultados

### 5.2. Manejo del pie de rey o vernier

Obtenga las medidas siguientes: Diámetro de una moneda, un lapicero, diámetro interior de la boca de un tubo de ensayo, profundidad de una probeta. Anote las medidas en la tabla.

### 5.3. Manejo del pHmetro

Siguiendo los pasos descritos en la parte del fundamento teórico realice lo siguiente:

- ✓ Mida el pH de las soluciones básicas y ácidas, proporcionadas por la docente.
- ✓ Mida 40 ml de agua destilada en la probeta y trasvase a un vaso de precipitación, enseguida mida su pH y compare con el papel indicador.

### 5.4. Manejo del material volumétrico

- ✓ Mide en un vaso de precipitados 20 mL de agua destilada. Luego vaciar en la probeta 20 mL del agua. Comparar los resultados y anotar observaciones.
- ✓ Mide en un vaso de precipitados 20 mL de agua destilada. Con ayuda de una pipeta succionar del vaso 20 mL de agua. Comparar los resultados y anotar observaciones.

## 6. Cuestionario:

- a) Explique qué se entiende por menisco cóncavo y convexo y dé un ejemplo.
- b) Explique el uso correcto para el manejo adecuado del mechero de Bunsen y principales usos.
- c) Explique las zonas de las llamas de combustión
- d) Escribe las reacciones para los tipos de combustión utilizando el gas propano.
- e) Investigue para qué se emplea la destilación y qué materiales se usan para





**REPORTE DE LA PRÁCTICA 2  
RECONOCIMIENTO DE MATERIALES DE LABORATORIO**

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente: ..... 1. ....  
 .....  
 Sección: ..... 2. ....  
 .....  
 Grupo: ..... 3. ....  
 .....  
 Fecha: ..... / ..... / 2024 4. ....  
 .....  
 Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

Responda de manera clara y concreta las siguientes preguntas relacionadas con la práctica.

1. Grafique e indique el nombre y el uso de 8 materiales de laboratorio que usted considere son los más utilizados. **(4 pts.)**

Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	
Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	
Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	
Nombre:	Gráfico:	Nombre:	Gráfico:
Uso:		Uso:	

2. Aplicación de las operaciones básicas **(8 pts.)**

**A) Manejo de la Balanza**

Completa los datos obtenidos al usar la balanza analítica

Objeto	Masa (g)	Masa (Kg)

**B) Manejo del pie de rey o vernier**

Completa los datos obtenidos al usar vernier

Objeto	Dimensiones (mm)	Dimensiones (cm)

**C) Manejo del pHmetro**

Completa los datos obtenidos al usar el pHmetro y el papel indicador

Sustancia química	pH	Papel indicador
HCl		
NaOH		
Mg(OH) <sub>2</sub>		
Agua destilada		

**D) Manejo del material volumétrico**

Completa los datos obtenidos al usar los materiales volumétricos

Material volumétrico	Volumen (mL)	Observaciones y discusión de resultados
Vaso de precipitados		
Probeta		
Vaso de precipitados		
Pipeta		

**3. Responda a las siguientes preguntas (4 ptos.):**

a) ¿Para qué se utilizan los materiales de laboratorio?

.....

.....

.....

.....

b) ¿Qué materiales de vidrio se pueden calentar?, mencione 4 de ellos

.....  
.....  
.....  
.....

c) Indique la clasificación de los materiales de laboratorio de acuerdo con el tipo de material de fabricación:

.....  
.....  
.....  
.....

d) Enumere en orden de mayor a menor exactitud a los materiales volumétricos:

.....  
.....  
.....  
.....

4. Escriba 2 conclusiones (2 pts.)

.....  
.....  
.....  
.....

5. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica (2 pts.)

## Práctica 3 ESPECTROS DE EMISIÓN

### 1. Propósito

- El estudiante identifica y diferencia elementos o compuestos químicos, mediante la observación del espectro emitido de la luz.
- El estudiante determina longitudes de onda, frecuencias y energía de los fotones observados.

### 2. Fundamento teórico

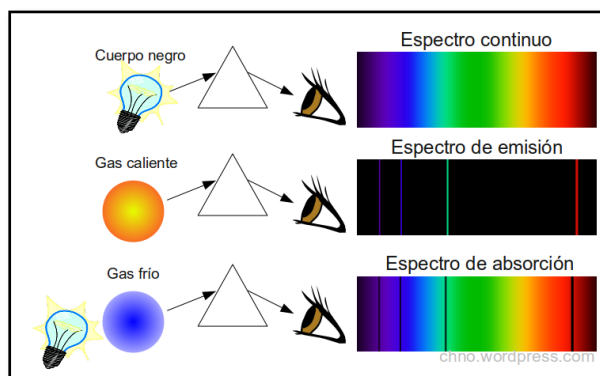
#### 2.1. Estructura atómica

En la historia del desarrollo de la teoría de la estructura atómica hubo en esencia tres grandes pasos:

- El descubrimiento de la naturaleza eléctrica de la materia.
- El descubrimiento de que el átomo consiste en un núcleo rodeado de electrones.
- El descubrimiento de las leyes mecánicas que gobiernan la conducta de los electrones.

#### 2.2. Espectros de absorción y emisión

- **Los espectros:** son las huellas digitales de los elementos. Cada elemento posee una serie única de longitudes de onda de absorción o emisión.
- **Espectro de emisión:** Es la radiación electromagnética emitida por un objeto cuando sus átomos o moléculas pasan de un estado de mayor energía a un estado de menor energía. Así, cuando los gases se calientan, se excitan sus átomos o moléculas, por ejemplo, He, Ne, Ar, N, H, entre otros; emiten luz de una determinada longitud de onda. Este fenómeno es causado, fundamentalmente, por la excitación de átomos por medios térmicos o eléctricos. Cuando se calientan sales de determinados elementos en una llama, Son ejemplos de espectros de emisión las llamas producidas por el calentamiento de sales de determinados elementos. En realidad, todo material sólido al calentarse a un promedio de 1600 °C emite luz visible.
- **Espectros de absorción:** se obtienen por la absorción parcial de las radiaciones emitidas cuando la luz atraviesa una sustancia gaseosa fría. La energía absorbida induce a los electrones que se encuentran en un estado fundamental (menor energía) a un estado de mayor energía. El tiempo de vida de los electrones en esta situación metaestable es corto y vuelve a un estado de excitación más bajo o al estado fundamental, la energía absorbida se libera bajo la forma de luz.



Fuente: (Quimicaitvh, 2015)

### 2.3. El Mechero Bunsen

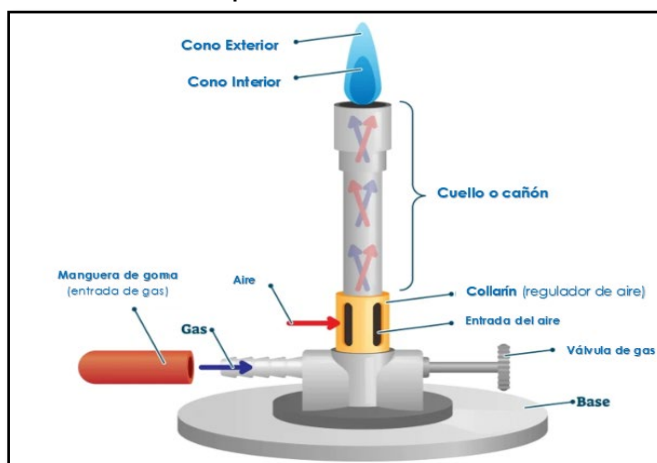
Es una fuente calorífica muy empleada en el laboratorio. Este instrumento quema gases, combustibles como el metano, el propano, el butano, etc. Produciendo una combustión completa o incompleta según el tipo de llama producida.

#### ➤ Características de la llama del mechero Bunsen

En principio se debe señalar que la llama del mechero se produce por la combustión del gas propano (metano o butano), la cual se realiza por la presencia del oxígeno en el aire. Las reacciones que producen se conocen como combustión incompleta y combustión completa.

De acuerdo con estos dos tipos de combustión se pueden producir dos clases de llamas: luminosa y no luminosa.

En la figura se muestran las partes del mechero:



Fuente: (Ciencia y datos, 2023)

## 3. Parte experimental

### 3.1. Materiales

- 1 mechero Bunsen
- 1 tubo de ensayo 13 x 100
- 7 lunas de reloj
- 1 gradilla
- 1 pipeta Pasteur
- Alambre de nicrom n.º 14 (traer 1,0 m cada grupo, cortados en 7 pedazos de 10 cm)

### 3.2. Reactivos

- |                     |                     |
|---------------------|---------------------|
| - HCl Q.P.          | - LiCl              |
| - SrCl <sub>2</sub> | - CuCl <sub>2</sub> |
| - NaCl              | - KCl               |
| - BaCl <sub>2</sub> | - CaCl <sub>2</sub> |

### 4. Procedimiento Experimental

- Encienda el mechero de Bunsen, regule y genere una llama no luminosa.
- Coloque el extremo argollado de uno de los alambres de nicrom en la parte más caliente (zona de mayor temperatura o cono externo) de la llama, observe el color amarillo que se produce, será necesario eliminarlo para ello introducirlo en ácido clorhídrico concentrado y llevar a la llama observando la coloración.
- Repetir esta operación cuantas veces sea necesario hasta que el color amarillo de la llama desaparezca.
- Una vez limpio el alambre, introdúzcalo nuevamente en el ácido y luego en la sustancia que se le ha entregado.
- Coloque la muestra insertada en el alambre en la zona de la llama indicado anteriormente, observe el color que más predomina y anote lo observado.
- Siga el mismo procedimiento con las otras sustancias de ensayo. Para cada sustancia emplee un alambre de nicrom rotulado distinto, no mezclarlos.
- De acuerdo con los resultados obtenidos, identifique cada una de las sustancias utilizadas en el experimento.

### 5. Cuestionario

- Las sales al ser sometidos a altas temperaturas. ¿Por qué colorea la llama?
- Explique a que se llama un espectro de absorción y un espectro de emisión
- ¿Cómo diferenciaría fotón y cuanto?
- Investigue que aplicaciones se dio o tienen a los espectros de los átomos en la industria.

### Colores del espectro visible

Colores	Rango del espectrovisible (nm)
Violeta	380-450
Azul	450-495
Verde	495-570
Amarillo	570-590
Naranja	590-620
Rojo	620-750

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10^{-7} \text{ cm}$$

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 3 ESPECTROS

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente:

.....

1.....

Sección:

.....

2.....

..

Grupo: ..... 3.

.....

Fecha: ..... / ..... / 2024 4.

.....

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

- En base a los colores de los espectros de emisión observados en los experimentos, complete el siguiente reporte. (Entregue en hoja adicional el procedimiento de los cálculos) **(12 puntos)**

Elemento	Color emitido predominante	De la radiación		
		Longitud de onda (m)	Frecuencia (Hertz)	Energía de un fotón (Joule)
Estroncio				
Calcio				
Bario				
Cobre				
Sodio				
Potasio				
Litio				

- Resuelva el ejercicio: Las sustancias que contienen Cesio al ser excitadas, emiten una luz de frecuencia  $6,91 \times 10^{14} \text{s}^{-1}$ . ¿Qué longitud de onda en Angstroms y que coloración produce dicha sal de cesio, cuando se utiliza mezclado entre los componentes de un cohete para producir fuegos artificiales? **(2 puntos)**.



3. Sintetice por lo menos dos conclusiones y la discusión de resultados con respecto a la práctica realizada **(4 ptos.)**

3.1.....  
.....  
.....  
.....

3.2.....  
.....  
.....  
.....

4. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica **(2 puntos)**

## Práctica 4

### DETERMINACIÓN DE LA MATERIA MEDIANTE LA DENSIDAD

#### 1. Propósito

- El estudiante reconoce las técnicas para la determinación de la densidad.
- El estudiante determina experimentalmente la densidad de sólidos regulares, sólidos irregulares y de líquidos, para identificar el tipo de sustancia al que pertenece.

#### 2. Fundamento teórico

Densidad es una de las propiedades físicas de la materia, y puede observarse en sustancias sólidas, líquidas y gaseosas. Es una propiedad intensiva, es decir es independiente de la cantidad de materia observada. Las propiedades intensivas son especialmente importantes en los estudios químicos, porque suelen usarse, entre otras aplicaciones, en la identificación de sustancias, pureza de las mismas y concentración de disoluciones.

- 2.1. La densidad absoluta** de un sistema material, es la razón entre la masa y el volumen del mismo. Es una magnitud que mide la cantidad de materia contenida en la unidad de volumen de un sistema.

**Fórmula de densidad absoluta:**

$$D = \frac{m}{V}$$

Donde:

m = masa

v = volumen

Las unidades básicas en el Sistema Internacional (S.I), de masa y volumen son el Kg y el m<sup>3</sup>, respectivamente. Por lo tanto, la unidad de densidad sería **Kg/m<sup>3</sup>**, pero es una unidad amplia, por lo que en química se expresa generalmente en g/cm<sup>3</sup> ó g/ml para sólidos y líquidos y en g/l para gases. Para un mismo estado de agregación, la densidad depende de la temperatura, pues el volumen varía con la misma, mientras la masa permanece constante. Indicar a la temperatura a la que se realiza la experiencia.

Por ejemplo, para el agua: dH<sub>2</sub>O 4°C = 1,000 g/ml, dH<sub>2</sub>O 20°C = 0,9982 g / ml.

- 2.2. La densidad relativa:** es el cociente entre su densidad y la de otra sustancia diferente que se toma como referencia o patrón: Para sustancias líquidas se suele tomar como sustancia patrón el agua cuya densidad a 4°C es igual a 1,000 g/cm<sup>3</sup>. Para gases la sustancia de referencia la constituye con frecuencia el aire que a 0 °C de temperatura y 1 atm de presión tiene una densidad de 1,293 g/l. Como toda magnitud relativa, que se obtiene como cociente entre dos magnitudes iguales, la densidad relativa carece de unidades físicas.

#### 2.3. Cálculo de la densidad de sólidos:

**Método de Arquímedes.** Se emplea tanto para cuerpos irregulares como regulares. Consiste en llenar una probeta con agua hasta un volumen definido (volumen inicial: V<sub>i</sub>), a continuación, se introduce el cuerpo, con la probeta inclinada, para evitar derramar agua y no romper el fondo de la probeta. Luego se mide el volumen (volumen final: v<sub>f</sub>), teniendo la precaución de que no haya burbujas y el cuerpo este totalmente sumergido. Por diferencia entre el V<sub>f</sub> y el

$V_i$ , se obtiene el volumen del cuerpo. El líquido utilizado no debe reaccionar, ni disolver al sólido. La masa ( $m$ ) se mide en una balanza.

$$D = \frac{m}{V_f - V_i}$$

**Volumen de un sólido regular:** por ejemplo, cubo, esfera, cilindro etc.; puede determinarse directamente a partir de su masa y su volumen (aplicando los conceptos geométricos).

$$V_{\text{esfera}} = \frac{4}{3} \pi r^3$$

$$V_{\text{cilindro}} = \frac{\pi D^2 h}{4}$$

$$V_{\text{cubo}} = a^3$$

Dónde:  $r$   
= radio

$D$  = diámetro

$h$  = altura

$a$  = arista

### 3. Parte experimental:

#### 3.1. Materiales

- |                                     |  |
|-------------------------------------|--|
| - 1 Balanza digital                 | propipeta  |
| - 1 Probeta graduada de 25 ml       | - 1 pieza (barra) de aluminio                                    |
| - 1 Vaso de precipitación de 100 ml | - 1 pieza (barra) de cobre                                       |
| - 1 Probeta graduada de 500 ml      | - 1 vernier (pie de rey)   |
| - 1 varilla de vidrio               | - 1 esfera de vidrio (canica), 1 cubo (dado), (traer cada grupo) |
| - 1 pipeta de 10 mL y               |  |

#### 3.2. Reactivos

Agua destilada

Leche entera (Traer cada grupo 20 mililitros)

### 4. Procedimiento Experimental

#### 4.1. Experimento 1: Determinación de la Densidad de un Sólido Irregular

**Para la barra de Cobre:**

- Pese la pieza de cobre seco y limpio en una balanza digital cuya precisión sea como mínimo de 0,01 g.
- Llene la probeta de 100 ml hasta la mitad con agua y determinar el volumen.
- Introducir el sólido pesado en la probeta (se debe tener la precaución de que no queden burbujas de aire adheridas a la superficie del sólido. Para ello golpea suavemente la base de la probeta sobre un trapo depositado en la mesa).
- Determine el nuevo volumen y anótalo como volumen final.
- El volumen del sólido será: Volumen final – Volumen inicial.
- Determine la densidad del cobre, y compare dicho resultado con el que aparece en las tablas.

**Para la barra de aluminio:**

- Determine la densidad de la pieza de aluminio, de igual manera que del cobre.

#### 4.2. Experimento N° 2: Determinación de la Densidad de un Sólido Regular

##### Para la densidad de la esfera de vidrio:

- Pese la esfera de cristal (canica) seco y limpio en una balanza digital
- Llene la probeta con 20 ml de agua, para introducir la esfera se deberá inclinar de 35-50 grados la probeta.
- El volumen del sólido será: Volumen final – Volumen inicial.
- Este volumen será el volumen experimental.
- Para determinar el volumen teórico, se deberá medir el diámetro de la esfera de cristal con ayuda del vernier o pie de rey. Luego aplicar la fórmula del volumen de una esfera.
- Determine la densidad experimental de la esfera dividiendo el peso del sólido con el volumen experimental y determine la densidad teórica de la esfera de vidrio dividiendo el peso del sólido con el volumen teórico.

##### Para la densidad del cubo (plástico):

- Para determinar la densidad del cubo debe realizar el mismo procedimiento trabajado con la canica, pero en vez de medir diámetro deberá medir la arista del cubo (dado).

#### 4.3. Experimento N° 3: Determinación de la densidad del Líquidos

##### Para la densidad del agua:

- Pese un vaso de precipitados limpio y seco y luego anote su masa.
- Con una pipeta mide 10 mL de agua destilada y vierta al vaso de precipitados, anote el volumen.
- Pese el vaso con el líquido, anote la masa.
- La masa del líquido se calcula restando el peso del vaso con el líquido del vaso vacío.
- Aplicando la fórmula de densidad y sustituyendo por los valores obtenidos, determine la densidad del agua.

##### Para la densidad de la leche:

- Siga el mismo procedimiento realizado con el agua.

## 5. CUESTIONARIO

- 5.1. En una construcción se necesita instalar un tanque de aceite cuyo peso es de 400 Kg y su volumen es de 1600 m<sup>3</sup>. La máquina que va a trasladar el tanque solo puede transportar objetos cuya densidad sea menor que 1/3 Kg/m<sup>3</sup>. ¿podrá la máquina transportar el tanque de aceite? (despreciar la densidad del tanque)
- 5.2. ¿Cómo varía la densidad con respecto a la temperatura?
- 5.3. ¿en qué se diferencia la densidad con el peso específico? Realice un ejemplo

## 6. ANEXOS:

### FORMULA PARA HALLAR EL PORCENTAJE DE ERROR

$$\%E = \frac{D_{Experimental} - D_{Teórica}}{D_{Teórica}} \times 100$$

Donde:

%E = (+) error por exceso

%E = (-) error por defecto

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 4 DETERMINACIÓN DE LA MATERIA MEDIANTE LA DENSIDAD

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente:

1.....

Sección:

2.....

..

Grupo: ..... 3.

Fecha: ..... / ..... / 2024 4.

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionadas a los cálculos para la determinación de la densidad.

 1. Determinación de las densidades de los sólidos irregulares **(4 pts.)**

Sustancia	Masa (g)	Volumen (cm <sup>3</sup> )			Densidad experimental (g/cm <sup>3</sup> )	Densidad teórica en tablas (g/cm <sup>3</sup> )	% de error
		V <sub>i</sub>	V <sub>f</sub>	V sólido (V <sub>f</sub> - V <sub>i</sub> )			
Cobre							
Aluminio							

 2. Determinación de las densidades de los sólidos regulares **(4 pts.)**

Sustancia	Masa (g)	Volumen experimental (cm <sup>3</sup> )	Volumen teórico (cm <sup>3</sup> )	Densidad experimental (g/cm <sup>3</sup> )	Densidad teórica (g/cm <sup>3</sup> )	% de error
Esfera						
Cubo						

 3. Determinación de las densidades de líquidos **(4 pts.)**

Sustancia	Masa (g)			Volumen (ml)	Densidad experimental (g/ml)	Densidad teórica en tablas (g/ml)	% de error
	m <sub>1</sub>	m <sub>2</sub>	m líquido (m <sub>2</sub> - m <sub>1</sub> )				
Agua							
Leche entera							

 4. Resuelva el siguiente ejercicio **(2 pts)**

Un cilindro de metal posee una altura 8,41 cm y un radio de 5,98 cm, además tiene una masa de 120 gramos. Determine su densidad en  $\text{g/cm}^3$ . Y luego indique con ayuda de la tabla de densidades de qué material esta hecho el cilindro.

5. Escriba dos conclusiones con respecto a la práctica realizada) (4 puntos)

5.1.....  
.....  
.....  
.....

5.2.....  
.....  
.....  
.....

6. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica (2pts)

**Tabla de Densidades**

Sustancias Químicas	$\text{g/cm}^3$
Cloruro De Polivinilo (PVC)	1.38
Poliestireno (PS)	1.05
Policarbonato (PC)	1.22
Tereftalato De Polietileno (PET)	1.37
Vidrio	2.50
Porcelana	2.40
Hierro	7,87
Zinc	7,13
Aluminio	2.70
Cobre	8.92
Agua	1.00
Aceite	0.92
Alcohol	0.78
Leche	1.03

## Práctica 5

### RECONOCIMIENTO DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

#### 1. Propósito

- El estudiante observa e identifica las características de algunos elementos de la tabla periódica para clasificarlos.
- El estudiante realiza la ubicación en la tabla periódica de algunos elementos químicos mediante su configuración electrónica.

#### 2. Fundamento teórico

**La tabla periódica:** es un documento gráfico que organiza los elementos químicos de acuerdo a sus números atómicos, de menor a mayor y de izquierda a derecha.

El número atómico señala el número de electrones en los átomos de un elemento, a esto se le conoce como configuración electrónica que nos ayuda a explicar las propiedades físicas y químicas. Su importancia radica en que, mediante el conocimiento de las propiedades y las tendencias generales dentro de un grupo o periodo, se predicen con bastante exactitud, las propiedades de cualquier elemento, no es casualidad que los elementos con configuraciones electrónicas semejantes compartan propiedades químicas similares.

En la actualidad se cuenta con **118 elementos químicos** la mayoría se encuentran de manera natural en la tierra y alguno han sido creados de manera artificial en los laboratorios, están distribuidos en 7 filas horizontales llamados periodos que indican el número de capas o niveles de energía que contiene cada elemento, y en 18 columnas verticales llamados grupos o familias indican el número de electrones que se encuentran en la última capa del elemento conocido como los electrones de valencia, a estos grupos se les designan con números romanos del I al VIII (nomenclatura tradicional) y con números del 1 al 18 de acuerdo a la nomenclatura IUPAC y se dividen en dos sub grupos el sub grupo "A" son los elementos representativos y los del sub grupo "B" son los elementos de transición.

Cada casilla de la tabla periódica corresponde a un elemento es específico, por lo tanto, va a contener la información de ese elemento, como; nombre, símbolos químicos, número atómico, masa atómica, entre otros.

Revise sus conocimientos acerca de la periodicidad química, incluyendo los conceptos relacionados con grupos, periodos, notación espectral, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, carácter no metálico.

#### 3. Parte experimental

##### 3.1. Materiales

Viales

##### 3.2. Reactivos

Aluminio, Azufre, Bromo, Calcio, Carbón, Carbono, Cobre, Cromo, Estaño, Fósforo, Hierro, Litio, Magnesio, Manganeso, Mercurio, Molibdeno, Níquel, Platino, Plomo, Sodio, Titanio, Yodo, Zinc

#### 4. Procedimiento Experimental

##### 4.1. Experimento 1: Identificación de características físicas.

- Observe los elementos químicos entregados en los viales, y complete las características físicas observadas.
- Con la ayuda de su tabla periódica, complete los demás datos.
- ¿En qué estado de agregación se encuentran la mayoría de los elementos químicos?

##### 4.2. Experimento 2: Metales alcalinos

- Identifique los elementos que pertenecen a los metales alcalinos.
- Observe las características físicas de dichos elementos
- ¿Cómo se conservan dichos elementos?
- ¿Cuáles son las características principales de los metales alcalinos?

##### 4.3. Experimento 3: Metales alcalinos térreos

- Identifique los elementos que pertenecen a los metales alcalinos térreos
- Observe las características físicas de dichos elementos.
- ¿Cuáles son las características principales de los metales alcalinos térreos?

##### 4.4. Experimento 4: Metales de transición

- Identifique los elementos que pertenecen a los metales de transición
- Observe las características físicas de dichos elementos
- ¿Cuáles son las características principales de los metales de transición?

##### 4.5. Experimento 5: No metales

- Identifique los elementos que pertenecen a los no metales
- Observe las características físicas de dichos elementos
- ¿Cuáles son las características principales de los no metales?

##### 4.6. Experimento 6: Posición de algunos elementos en la tabla periódica.

- Con la ayuda de la configuración electrónica de Kernel, complete los datos solicitados en el presente cuadro.
- ¿Alguna de las configuraciones electrónicas presenta anomalías?

#### 5 Cuestionario

- 5.1. Realice un cuadro comparativo de las principales diferencias que existen entre los metales y no metales.
- 5.2. ¿Cuáles son los elementos representativos y los elementos de transición, de acuerdo a los viales entregados?
- 5.3. Esquematice la tabla periódica numere los grupos según su designación en números romanos, con sus respectivos subgrupos A y B, nombrado las familias de cada columna.
- 5.4. Que elementos químicos de la tabla periódica presentan anomalías en su configuración electrónica, explique.



## REPORTE DE LA PRÁCTICA 5 RECONOCIMIENTO DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA

### PERIÓDICA

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente:

 1. ....  
 2. ....

Sección:

 3. ....  
 4. ....

 Grupo: ..... 3. ....  
 .....

Fecha: ..... / ..... / 2024

4. ....

Duración: 45 minutos

### Instrucciones

Responder de forma clara y específica los aspectos relacionados con los elementos de la tabla periódica.

 1. Complete el cuadro de cada elemento observado **(10 pts.)**

N°	Elemento	Símbolo	Numer o atómic o	Características físicas			Grupo	Periodo	Familia
				Estado físico	Brillo	Color			
1	Aluminio								
2	Sodio								
3	Azufre								
4	Calcio								
5	Carbono								
6	Cobre								
7	Cromo								
8	Estaño								
9	Litio								
10	Fierro								
11	Fósforo								
12	Magnesio								
13	Manganeso								
14	Mercurio								
15	Molibdeno								
16	Níquel								
17	Plomo								
18	Titanio								
19	Yodo								

20	Zinc								
----	------	--	--	--	--	--	--	--	--

2. Agrupe a los elementos según la clasificación que se indica: (4 ptos.)

<b>Metales</b>			<b>No metales</b>
<b>Alcalinos</b>	<b>Alcalinos Térreos</b>	<b>de Transición</b>	

3. De acuerdo a su configuración electrónica de cada elemento, ubique su posición en la tabla periódica (2 ptos.)

	<b>Estroncio</b>	<b>Escandio</b>	<b>Plata</b>	<b>Flúor</b>
<b>Z:</b>				
<b>C.E.:</b>				
<b>Bloque:</b>				
<b>Periodo:</b>				
<b>Grupo:</b>				
<b>Familia:</b>				

4. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada (2ptos.)

4.1. ....  
 .....  
 .....  
 .....  
 .....

4.2. ....  
 .....  
 .....  
 .....  
 .....

5. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. (2 ptos)

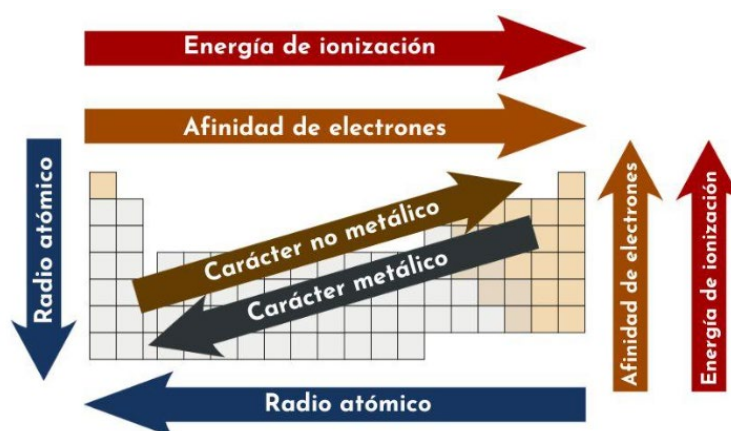
## Práctica 6 PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

### 1. Propósito

- El estudiante identifica e interpreta la variación de las propiedades periódicas de algunos elementos químicos.

### 2. Fundamento teórico

**Las propiedades periódicas de los elementos químicos** son aquellas propiedades que definen el comportamiento físico y químico de los átomos, además del número atómico y otras características, permiten una clasificación de los átomos ya sea en grupos, períodos, algunas de ellas pueden ser: notación espectral, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, carácter no metálico, entre otras.



Fuente: (Bolivar, 2023)

### 3. Parte experimental

#### 3.1. Equipos

- 1 potenciómetro
- 1 termómetro

#### 3.2. Materiales

- |  |   |
|--|---|
| <ul style="list-style-type: none"> <li>• 1 mechero de alcohol</li> <li>• 1 piseta</li> <li>• 3 lunas de reloj</li> <li>• 1 matraz con tapón</li> <li>• Una gradilla para tubos</li> <li>• Mechero de bunsen</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>• 1 pinza múltiple</li> <li>• 1 varilla de vidrio</li> <li>• 3 vasos de precipitados de 100 ml</li> <li>• Cucharilla de combustión</li> <li>• 4 tubos de ensayo de 13 x 100</li> </ul> |
|--|---|

#### 3.3. Reactivos

- |   |   |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> <li>• Ácido clorhídrico 2M</li> <li>• Azufre</li> <li>• Calcio metálico</li> <li>• Litio metálico</li> <li>• Sódio metálico</li> <li>• Potasio metálico</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Oxido de magnesio</li> <li>• Cinta de magnesio</li> <li>• Fenolftaleína</li> <li>• Anaranjado de metilo</li> <li>• Papel indicador de pH</li> <li>• Papel de tornasol azul y rojo</li> </ul> |
|---|---|

### 4. Procedimiento Experimental

#### 4.1. Determinación del carácter metálico

##### Experimento 1: Metales alcalinos: litio, sodio, potasio

- Con la ayuda de un cuchillo cortar un pedazo muy pequeño de litio, con la ayuda de una pinza, colocarlo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, brillo, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa sus observaciones.
- Con la ayuda de un cuchillo cortar un pedazo muy pequeño de sodio, con la ayuda de una pinza, colocarlo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, brillo, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa sus observaciones.
- Con la ayuda de un cuchillo cortar un pedazo muy pequeño de potasio, con la ayuda de una pinza, colocarlo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, brillo, estado físico, estabilidad al aire y dureza. Describa sus observaciones.
- En tres vasos de precipitados, adicionar 20 mL de agua destilada a cada vaso, con la ayuda de la pinza agregar el litio, sodio y potasio, respectivamente, luego taparlos con una luna de reloj y observar qué fenómenos ocurren.
- Una vez culminada la reacción, con la ayuda de un termómetro medir la temperatura de la solución contenida en cada vaso de precipitados.
- Para medir el pH de cada solución, sumergir el potenciómetro debidamente enjuagado en agua destilada y seco, realizar el mismo procedimiento con cada solución.
- Vierta la solución obtenida en cuatro tubos de ensayo; en el primero coloque el papel de tornasol azul, en el segundo el papel de tornasol rojo, en el tercero dos gotas de fenolftaleína, y en el cuarto tubo dos gotas de anaranjado de metilo, determinar el carácter básico o ácido de cada solución.
- ¿Cómo se llama el líquido que contiene a estos metales, y para qué sirve?
- ¿A qué se debe que estos metales con el transcurso de los minutos se ven opacados?
- ¿Cómo se llama el gas que desprende la reacción, explique su peligrosidad al fuego?
- ¿Cómo varía la reactividad con el agua y que se debe?

##### Experimento 2: Metales alcalinos térreos (magnesio, calcio)

- Coger con una pinza un trozo de cinta de magnesio, colóquelo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, estado físico, brillo, estabilidad al aire y dureza. Describa lo observado.
- Coger con una pinza 0,25 gramos de calcio aprox., colóquelo sobre la luna de reloj; observe sus características: color, estado físico, brillo, estabilidad al aire y dureza. Describa lo observado.
- Con una pinza sujetar la cinta de magnesio por un extremo y lo acercamos a la llama no luminosa del mechero de bunsen, una vez que la cinta de magnesio dejó de arder los vaciamos en un vaso de precipitados con 20 mL de agua destilada, agitamos brevemente. Anotar sus observaciones.
- En un vaso de precipitados vierta 20 mL de agua destilada, luego agréguele el calcio y agite brevemente. Anotar sus observaciones.
- Medir la temperatura de las soluciones obtenidas utilizando un termómetro.

- Medir el pH de las soluciones obtenidas utilizando el potenciómetro.
- Vierta la solución en 4 tubos de ensayo, en el primer tubo de ensayo coloque el papel de tornasol azul, en el segundo tubo el papel de tornasol rojo, en el tercer tubo 2 gotas de fenolftaleína y en el cuarto tubo 2 gotas de anaranjado de metilo, de acuerdo a lo observado determinar si la solución tiene un medio básico o medio ácido, realizar el mismo procedimiento para la otra solución.
- ¿Qué solución es más alcalina?
- ¿A qué se debe que la cinta de magnesio cambio de textura y color?

#### 4.2. Determinación del carácter no metálico

##### Experimento 3: Azufre

- En una cucharilla de combustión colocar 0,25 gramos de azufre en polvo y sométalo al calor del mechero de alcohol.
- En un matraz vierta 20 mL de agua destilada, incline unos 45°, introduzca la cucharilla de combustión con el azufre encendido y tape bien. Cuando termine la combustión del azufre extraiga la cucharilla y vuelva a tapar, agite el matraz. Describa sus observaciones.
- Vierta el contenido en un vaso de precipitación, mida la temperatura utilizando un termómetro, el pH utilizando el potenciómetro.
- Vierta la solución en 4 tubos de ensayo, en el primer tubo de ensayo coloque el papel de tornasol azul, en el segundo tubo el papel de tornasol rojo, en el tercer tubo 2 gotas de fenolftaleína y en el cuarto tubo 2 gotas de anaranjado de metilo, de acuerdo a lo observado determinar si la solución tiene un medio básico o medio ácido.
- ¿Por qué se tiene que someter al calor el azufre?
- ¿Qué pasa si seguimos calentando la cucharilla con el azufre restante?

##### Experimento 4: Ácido clorhídrico

- En un vaso de precipitados verter 30 ml de ácido clorhídrico 2 M, mida la temperatura utilizando un termómetro, el pH utilizando el potenciómetro.
- Vierta la solución en 4 tubos de ensayo, en el primer tubo de ensayo coloque el papel de tornasol azul, en el segundo tubo el papel de tornasol rojo, en el tercer tubo 2 gotas de fenolftaleína y en el cuarto tubo 2 gotas de anaranjado de metilo, de acuerdo a lo observado determinar si la solución tiene un medio básico o medio ácido.
- ¿En qué estado se encuentra el cloro elemental?
- ¿Cuál es valor de pH que tiene la solución?

#### 5. Cuestionario

1. Describa las principales propiedades de los metales alcalinos, metales alcalinos térreos, los halógenos y los anfígenos. Mínimo 4 ejemplo de su uso en la industria.
2. Esquematice las principales propiedades de la tabla periódica,
3. Que son sustancias anfóteras, sus propiedades, mínimo 3 ejemplos.
4. Ordene razonadamente los siguientes elementos químicos: Cs, F, Fe, Mo, N y Si, de menor a mayor, según su radio atómico, electronegatividad, energía de ionización.

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 6

### PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente:

.....

1.....

Sección:

.....

2.....

..

Grupo: ..... 3.

.....

Fecha: ..... / ..... / 2024 4.

.....

Duración: 45 minutos

### Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Reporte los resultados de cada ensayo experimentado.

#### 1.1. Experimento 1 (3 pts.)

Elemento	Temperatura	pH	Carácter	Metal o No metal	Observaciones
Litio					
Sodio					
Potasio					

#### 1.2. Experimento 2 (4 pts.)

Elemento	Temperatura	pH	Carácter	Metal o No metal	Observaciones
Calcio					
Magnesio					

**1.3. Experimento 3 (2 pts)**

Elemento	Temperatura	pH	Carácter	Metal o No metal	Observaciones
Azufre					

**1.4. Experimento 4 (1 pto.)**

Elemento	Temperatura	pH	Carácter	Metal o No metal	Observaciones
Cloro					

**2. Conteste a las siguientes preguntas:**

**2.1. Ordene de mayor a menor, según el grado de reactividad con el agua, los siguientes grupos de elementos (1 pts.)**

Na, Li, K; Ca, Mg;

.....  
.....

**2.2. Ordene los elementos químicos trabajados experimentalmente (Na, Li, K; Ca, Mg, S, Cl) de menor a mayor, según su radio atómico. (2 pts.)**

.....  
.....

**2.3. De los elementos químicos trabajados, identifique el más electronegativo y el que tiene menor energía de ionización. (1 pto.)**

El ..... más ..... electronegativo:

.....  
El ..... de ..... menor ..... energía ..... de ..... ionización:  
.....

**3. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 puntos)**

**3.1.** .....  
.....  
.....  
.....

**3.2.** .....  
.....  
.....  
.....

**4. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. (2 pts)**



## Práctica 7 ENLACE QUÍMICO

### 1. Propósito

- El estudiante identifica el tipo de enlace de las diferentes sustancias mediante sus propiedades físicas como la solubilidad y la conductividad eléctrica.
- El estudiante aprende a diferenciar entre electrolitos fuertes, electrolitos débiles y No electrolitos de acuerdo a su conductividad eléctrica.

### 2. Fundamento teórico

2.1. **El enlace químico** se refiere a las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos, iones y moléculas para formar compuestos más complejos dotados de estabilidad, alterando sus propiedades físicas y químicas. Su estudio nos ayuda a comprender las fuerzas involucradas en los diferentes tipos de enlaces a nivel interatómico o intermolecular.

#### 2.2. Enlace iónico

Los elementos químicos con baja energía de ionización y baja afinidad electrónica tienden a perder electrones y forman cationes; en cambio los elementos con alta energía de ionización y con alta afinidad electrónica tienden a ganar electrones y forman aniones, siendo los más aptos para formar cationes los elementos del grupo IA y IIA y los más aptos para formar aniones los de los grupos VIA y VIIA.

La fuerza electrostática que une a estos iones por transferencia de electrones de un metal a un no metal se da por su elevada diferencia de electronegatividad, formándose el enlace iónico.

Los compuestos iónicos, son sólidos cristalinos con altos puntos de fusión  $> 400\text{ }^{\circ}\text{C}$  (no son combustibles), la mayoría son solubles en solventes polares como el agua, casi todos insolubles en solventes no polares como el hexano, tetracloruro de carbono, los compuestos iónicos en estado líquido o en soluciones acuosas son buenas conductoras de la electricidad porque tienen partículas cargadas con iones móviles.

#### 2.3. Enlace covalente

Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones de valencia, se da entre no metales durante una reacción química, cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos, esta atracción los mantiene unidos, cuya diferencia de electronegatividad es cero o relativamente pequeña.

Los compuestos con enlace covalente pueden ser gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión  $< 300^{\circ}\text{C}$ , bajo punto de ebullición, se descomponen con el calor, la mayoría son combustibles, generalmente son insolubles en solventes polares como el agua, casi todos son solubles en solventes no polares como el hexano y el tetracloruro de carbono, en estado líquido no conducen la electricidad, en soluciones acuosas suelen ser malas conductoras de la electricidad porque no poseen iones disueltos.

#### 24. **Enlace metálico**

Un enlace metálico, se da entre átomos metálicos, un metal sólido es como una red de iones positivos inmersa en un mar de electrones, formando un fuerte enlace con tan pocos electrones.

Son sólidos cristalinos, tienen apariencia lustrosa, poseen gran capacidad eléctrica y térmica, son dúctiles (facilidad para ser estirado) y maleables (capacidad para ser comprimido), punto de fusión y ebullición elevados, insolubles en agua.

#### 25. **Solubilidad**

La solubilidad es la capacidad de un soluto que se puede disolver en un disolvente a una temperatura específica. La temperatura afecta la solubilidad de la mayoría de sustancias, siendo una característica importante de las sustancias iónicas que al aumentar la temperatura aumenta su solubilidad.

#### 26. **Conductividad eléctrica y solubilidad**

La conductividad es la capacidad de una sustancia para permitir que la corriente eléctrica fluya a través de sus partículas. Esta capacidad depende directamente de la estructura atómica y molecular del material, así como de otros factores físicos como la temperatura a la que se encuentra o el estado en el que se encuentra (líquido, sólido, gaseoso).

La conductividad eléctrica de los metales disminuye a medida que aumenta la temperatura, el aumento de temperatura provoca un movimiento térmico de los iones metálicos, lo que impide el flujo de electrones cuando se aplica un campo eléctrico.

#### 27. **Propiedades electrolíticas**

Los electrolitos son sustancias cuyas soluciones acuosas conducen la electricidad que es transportada a través de la solución acuosa debido al movimiento de los iones, pueden ser; electrolitos fuertes, electrolitos débiles, o No electrolitos.

Se dice que es un electrolito fuerte cuando el soluto se disocia al 100% en sus iones, por lo tanto, son buenos conductores de la electricidad.

Se dice que es un electrolito débil cuando el soluto no se disocia completamente en sus iones, por lo tanto, conducen débilmente la electricidad.

Se dice que es una sustancia No electrolítica cuando en solución acuosa no conduce la electricidad.

Probar tanto la conductividad eléctrica como la solubilidad de un material proporciona información importante sobre el tipo de enlace químico, por ejemplo, si una pequeña cantidad de una sustancia se disuelve en agua (un disolvente polar) y la solución conduce electricidad, se dice que la sustancia es iónica y si la solución no conduce electricidad, tiene enlace covalente. El material tiene enlace metálico si es un sólido que conduce electricidad y tiene una apariencia brillante.

### 3. **Parte Experimental**

**Materiales**

- 1 equipo de conductividad
- 1 gradilla para tubos
- 1 pinza para tubos
- 1 barra de aluminio
- 1 barra de cobre
- 1 barra de zinc
- 1 barra de hierro
- 1 g de sulfato de cobre
- 1 ml de benceno
- 1 ml de aceite
- 1 ml de ácido clorhídrico
- 1 g de cloruro de sodio
- 1 alicate (traer por grupo)

**Reactivos**

- 1 probeta de 10 ml
- 2 lunas de reloj
- 6 tubos de prueba
- 8 vasos de precipitación de 150 ml
- 1 papa mediana (por grupo)
- 50 ml de ácido clorhídrico al 1 N
- 50 ml de agua destilada
- 11 g azúcar (traer por grupo)
- 50 ml de agua potable
- 50 ml de alcohol
- 50 ml de benceno
- 50 ml de cloruro de sodio al 1 N
- 50 ml de sulfato de cobre al 1 N
- 50 ml de zumo de limón (traer por grupo)

#### 4. Procedimiento Experimental

##### 4.1. Experimento 1: solubilidad

- Vaciar 3 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, agregar 1 mL de ácido clorhídrico, agitar, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Vaciar 3 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, agregar 1 mL de bencina, agitar, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Vaciar 3 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, agregar 1 g de cloruro de sodio, agitar, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Vaciar 3 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, agregar 1 g de sulfato de cobre, agitar, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Vaciar 3 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, agregar 1 mL de aceite, agitar, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Vaciar 3 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, agregar 1 g de azúcar, agitar, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.

##### 4.2. Experimento 2: Conductividad eléctrica de enlace iónico y covalente

- Medir 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta el centro del líquido, enchufar el equipo, observar y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.
- Medir 50 ml de agua potable en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta el centro del líquido, enchufar el equipo, observar y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.
- Medir 50 ml de ácido clorhídrico al 1N en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta el centro del líquido, enchufar el equipo, observar y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.
- Medir 50 ml de cloruro de sodio al 1N en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta el centro del líquido, enchufar el equipo, observar y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.
- Medir 50 ml de alcohol etílico en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta el centro del líquido, enchufar el equipo, observar y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.
- Medir 50 ml de sulfato de cobre al 1N en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta el centro del líquido, enchufar el equipo, observar y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.
- En un vaso de precipitados verter 50 ml de agua destilada agregar 10 g de azúcar agitar con la varilla de vidrio, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad del líquido, enchufar el equipo y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.
- Medir 50 ml de zumo de limón en un vaso de precipitados, introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta el centro del líquido,

enchufar el equipo, observar y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.

- Introducir los electrodos del equipo de conductividad hasta la mitad de la papa, enchufar el equipo y anotar las observaciones en el cuadro solicitado.

#### 4.3. Experimento 3: Conductividad eléctrica del enlace metálico (para demostración por el docente)

- Sujetar una barra de aluminio con la ayuda de un alicate, conectar al equipo de conductividad, enchufar el equipo, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Sujetar una barra de cobre con la ayuda de un alicate, conectar al equipo de conductividad, enchufar el equipo, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Sujetar una barra de fierro con la ayuda de un alicate, conectar al equipo de conductividad, enchufar el equipo, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.
- Sujetar una barra de zinc con la ayuda de un alicate, conectar al equipo de conductividad, enchufar el equipo, observar y completar los datos solicitados en el cuadro.

### 5. Cuestionario

- 5.1. ¿Menciones 5 diferencias entre un enlace iónico y un enlace covalente?
- 5.2. ¿Explique cómo diferenciar un compuesto es iónico de un molecular?
- 5.3. ¿Esquematice la conductividad eléctrica en una solución electrolítica, y explique?
- 5.4. ¿a qué se debe que las sustancias iónicas en forma de cristales no conducen la electricidad, explique?
- 5.5. ¿Por qué los ácidos inorgánicos, como el ácido clorhídrico, son solubles en agua y son buenos conductores de la electricidad, pero tienen enlace covalente?

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 7 ENLACE QUÍMICO

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente: .....

1.....

1.....

Sección: .....

2.....

2.....

..

Grupo: ..... 3.

Fecha: ..... / ..... / 2024 4.

Duración: 45 minutos

### Instrucciones

Responda de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Reporte los resultados de solubilidad en agua de las sustancias experimentadas. **(5 ptos.)**

Compuesto	Fórmula química	Estado de agregación inicial	¿Es soluble en agua?	Tipo de enlace	$\Delta EN$
Ácido clorhídrico					
Benceno					
Cloruro de sodio					
Sulfato de cobre					
Aceite					
Azúcar					

2. Reporte los resultados de conductividad eléctrica del enlace iónico y covalente. **(7 ptos.)**

Compuesto	Fórmula química	¿Conduce la corriente eléctrica?		Tipo de enlace	Diagrama de Lewis
		Sí o no	¿Electrolito, fuerte, débil, no electrolito?		
Agua destilada					
Agua potable					

Ácido clorhídrico					
-------------------	--	--	--	--	--

Compuesto	Fórmula química	¿Conduce la corriente eléctrica?		Tipo de enlace	Diagrama de Lewis
		Sí o no	¿Electrolito, fuerte, débil, no electrolito?		
Cloruro de sodio					
Alcohol etílico					
Sulfato de cobre					
Azúcar					
Zumo de limón					
Papa					

3. Reporte los resultados de la conductividad eléctrica del enlace metálico (2 pts)

Elemento	Fórmula química	Conductividad de la corriente e intensidad (alta, media o baja)	Observaciones
Aluminio			
Cobre			
Hierro			
Zinc			

4. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 pts.)

4.1.....  
.....  
.....  
.....

4.2.....  
.....  
.....  
.....

5. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. (2 puntos)





## Práctica 8

### FORMACIÓN Y SEPARACIÓN DE MEZCLAS

#### 1. Propósito

- El estudiante identifica y diferencia los tipos de mezclas de diferentes sustancias.
- El estudiante Identifica los métodos más comunes para la separación de mezclas.

#### 2. Fundamento teórico

##### 2.1. La materia

La materia por su constitución química puede clasificarse en dos tipos, las cuales son sustancias y mezclas.

**Sustancia**; está compuesta de moléculas, las cuales vienen a ser la composición de átomos, o sea, de partículas unidas químicamente entre sí (gracias al enlace químico) de una manera fija y estable. Cuando dos sustancias reaccionan químicamente, cambian su naturaleza y sus propiedades, dando lugar a un compuesto. Por lo que podemos afirmar que existen dos tipos de sustancias:

- **Simples** (formadas por un mismo tipo de elemento). Oro, oxígeno, cloro, Neón, hierro, carbón, etc.
- **Compuestas** (formadas por dos o más tipos de elemento). Agua, monóxido de carbono, glucosa, etanol, amoníaco, etc.

**Mezcla**; es aquella en la que se puede encontrar la unión de dos o más sustancias. Las sustancias de la mezcla conservan su composición química, manteniendo sus propiedades. Lo más resaltante de una mezcla es que las sustancias que lo constituyen se pueden separar mediante cambios o procesos físicos. Existen dos tipos de mezcla:

- **Homogénea**: En esta mezcla la sustancia conserva sus propiedades en toda su extensión que lo conforma. Ejemplo: azúcar disuelta en agua.
- **Heterogénea**: En esta mezcla la sustancia mantiene los componentes físicamente separados y es posible apreciarlo a simple vista. Ejemplo: la arena y piedras.

#### 3. Parte experimental

##### Reactivos

- $\text{CuSO}_4$
- Agua destilada
- Viruta de cobre.
- Arena (traer 10 g por grupo)

##### Materiales

- |                          |                             |
|--------------------------|-----------------------------|
| - Balanza digital.       | - Un vaso de precipitados   |
| - Cocinilla eléctrica.   | - Una Varilla de vidrio     |
| - Una pinza universal    | - Un embudo.                |
| - Una rejilla de asbesto | - Una capsula de porcelana. |
| - Luna de reloj.         | - Un matraz Erlenmeyer      |
| - Probeta de 20 ml       | - Papel de filtro.          |

- Una piseta
- Una espátula
- Un Imán casero (traer uno por grupo)

#### 4. Procedimiento Experimental

##### Experimento 1: Mezcla Homogénea - separación por evaporación

1. Colocar una luna de reloj en la balanza digital, tarar pulsando la función (T) Tara y pesar 3 g de sulfato de cobre.
2. Registrar el peso de la cápsula de porcelana.
3. Medir 10 ml de agua destilada en una probeta, enrasar con un gotero considerando el ángulo de lectura correcta y el menisco.
4. En un vaso de precipitado colocar el agua destilada y el sulfato de cobre pesado y disolver con ayuda de la varilla de vidrio, hasta obtener una mezcla homogénea, luego hacer el trasvase a la cápsula y llevar a evaporación hasta recuperar la sal. Con la pinza metálica llevar la cápsula a una rejilla y dejarla enfriar.
5. Registrar el peso de la cápsula con sulfato de cobre, determinar la cantidad de sulfato de cobre recuperada y hallar el porcentaje de error

##### Experimento 2: Mezcla Heterogénea - Separación por filtración

1. Colocar una luna de reloj en la balanza digital, tarar pulsando la función (T) Tara y pesar 3 g de arena.
2. Registrar el peso del papel filtro.
3. En un vaso echar 20 ml de agua destilada y la arena, mezclar con ayuda de la varilla hasta obtener una mezcla heterogénea, luego separar por el método de filtración. Utilizar el equipo de filtración.
4. Colocar el papel filtro con la arena sobre la rejilla de asbesto, y llevar a secar sobre la plancha de la cocina eléctrica. Retirar el papel de filtro con la pinza metálica y dejar enfriar.
5. Registrar el peso total del papel filtro y la arena, determinar la cantidad de arena recuperada y hallar el porcentaje de error.

##### Fórmula para hallar el porcentaje de error.

$$\%E = \frac{V_m - V_r}{V_r} \times 100$$

##### Experimento 3: Mezcla heterogénea – Separación por magnetismo

1. Colocar 5g de arena en una luna de reloj y pesarla en la balanza digital, utilizar la tara (T).
2. Colocar 5 g de viruta de cobre, en una luna de reloj y pesarla en la balanza digital, utilizar la tara (T).
3. En una de las lunas de reloj mezclar ambos sólidos, con ayuda de una espátula.
4. Luego acercar el imán a la mezcla y separar el cobre de la arena.
5. Colocar todo el cobre recuperado y pesar nuevamente. Anotar la masa recuperada y realizar los cálculos del porcentaje de error.

##### Formula del Porcentaje de Error:

$$\%E = \frac{V_m - V_r}{V_r} \times 100$$

Donde:

**V<sub>m</sub>** = Valor medido (después del experimento)

**V<sub>r</sub>** = Valor real (medido al inicio)

**%E** = (+) error por exceso

**%E** = (-) error por defecto

#### 5. Cuestionario:

- 5.1. Elabore una tabla comparativa de las diferencias de mezclas y compuestos.
- 5.2. ¿Qué es una sustancia pura? Escriba 5 ejemplos
- 5.3. ¿Qué es una mezcla alotrópica? De 2 ejemplos
- 5.4. Enliste los diversos procesos de separación física de las mezclas.
- 5.5. ¿Qué diferencia hay entre elemento y compuesto?

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 8 FORMACIÓN Y SEPARACIÓN DE MEZCLAS

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente:

.....

1.....

Sección:

.....

2.....

..

Grupo: ..... 3.

Fecha: ..... / ..... / 2024

4.

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

Responda de manera clara y concreta las siguientes preguntas relacionadas con la práctica.

**1. Experimento 1: Separación por evaporación: (4 ptos.)**

Sulfato de Cobre y agua	Datos
Volumen del líquido (mL)	
Peso inicial de la muestra (g) (Valor real)	
Peso inicial de la cápsula (g)	
Peso total de la mezcla (g)	
Peso de la muestra de sulfato de cobre recuperada (g) (Valor medido)	
Porcentaje de error	
Describe el tipo de mezcla	

**2. Experimento 2: Separación por filtración (4 ptos.)**

arena - agua	Datos
Peso de la muestra inicial (g) (Valor real)	
Peso del papel filtro inicial (g)	
Peso total de la mezcla (g)	
Peso de la muestra de arena recuperada (g) (Valor medido)	
Porcentaje de error	

Describe el tipo de mezcla	
----------------------------	--

**3. Experimento 3: Separación por magnetismo: (4 ptos.)**

<b>Arena - Cobre</b>	<b>Datos</b>
Peso de la arena al inicio (g)	
Peso del cobre al inicio (g) (Valor real)	
Peso total de la mezcla (g)	
Peso de la muestra de cobre recuperada (g) (Valor medido)	
Porcentaje de error	
Describe el tipo de mezcla	

**4. Indique el proceso físico y el equipo de laboratorio que será útil para recuperar las sustancias mencionadas (4 ptos.):**

<b>Mezcla</b>	<b>Proceso Físico</b>	<b>Equipo(s) de laboratorio</b>
Agua con alcohol, debe recuperar el alcohol.		
Agua y aceite, se debe recuperar el aceite.		
Arena y piedras, se debe recuperar la arena		
Sangre, se debe recuperar el suero sanguíneo		

**5. Escriba dos conclusiones (2 ptos.)**

5.1.....  
.....  
.....  
.....

5.2.....  
.....  
.....  
.....

**6. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. (2 ptos)**

## Práctica 9

### SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS I

#### 1. Propósito

- El alumno realiza experimentos a partir de elementos para la obtención de compuestos inorgánicos.
- El alumno formula las reacciones químicas y las nombra empleando las nomenclaturas (clásica, sistemática y stock) de los productos obtenidos.

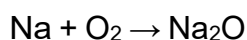
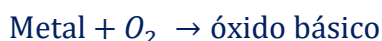
#### 2. Fundamento teórico

La química inorgánica es una de las ramas fundamentales de la química. Los compuestos inorgánicos son aquellos formados por cualquier combinación de elementos químicos. (Pérez Matos, 2014). Las reacciones químicas se dan en el medio ambiente de modo natural o provocado con el fin de que la existencia sea viable. En la parte práctica la cavidad de crear reacciones químicas provechosas aparece por la destreza de la información de todos los elementos que participan en una reacción.

Hoy en día la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es el máximo organismo de nomenclatura química, la cual establece las normas oportunas para poder nombrar los compuestos inorgánicos (Araque Marín & Mazo Lopera, 2015). Por lo cual se aceptan 3 tipos de nomenclaturas para nombrar los compuestos químicos inorgánicos los cuales son: la tradicional o clásica, IUPAC o sistemática y stock.

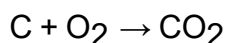
Los compuestos inorgánicos que vamos a formar son:

- **Óxidos básicos**



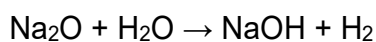
Ejemplos:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$

- **Óxidos ácidos o anhídridos**



Ejemplos:  $\text{SO}_2$ ;  $\text{SO}_3$ ;  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ;  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$

- **Hidróxidos**



Ejemplos:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

#### 3. Parte experimental

##### 3.1. Reactivos

- |                     |                        |
|---------------------|------------------------|
| - Óxido de sodio    | - Anaranjado de metilo |
| - Hierro            | - Fenoltaleína         |
| - Óxido de hierro   | - Papel tornasol rojo  |
| - Cinta de magnesio | - Papel tornasol azul  |
| - Óxido de magnesio | - Papel indicador      |
| - Azufre en polvo   |                        |

### 3.2. Materiales

- lunas reloj
- 1 pinza de uso múltiple
- 1 mechero de alcohol
- tubos de ensayo 13 x 100
- 1 gradilla para tubos
- 1 varilla de vidrio
- 1 frasco lavador
- 1 cucharilla de combustión
- 1 pinza para tubos
- 2 vasos de precipitación de 100 ml

## 4. Procedimiento Experimental

### 4.1. Obtención de óxidos básicos

1. Cogemos un pedazo de cobre, lo colocamos sobre una luna de reloj, observamos su estado físico. En caso de que no haya cambio, lo llevamos a la flama del mechero de alcohol y anotamos que se formó. Formule la reacción química y nombre el producto final.
2. Cogemos un pedazo de magnesio, lo colocamos sobre una luna de reloj, observamos su estado físico. En caso que no haya cambio, lo llevamos a la flama del mechero de Bunsen y anotamos que se formó. Formule la reacción química y nombre el producto final.
3. Cogemos un pedazo de sodio, lo colocamos sobre una luna de reloj, observamos su estado físico, si hay cambio, ¿qué se formó? Formule la reacción química y nombre el producto final.

### 4.2. Obtención de hidróxidos

Del procedimiento anterior en la formación de óxido básico:

1. Emplear el sodio, introducir en un vaso de precipitación con 10 ml de agua destilada agregar con cuidado el sodio y de inmediato tapar con la luna de reloj, aguardar su reacción. Dividir la sustancia obtenida en 3 tubos de ensayo. Agregar al 1° tubo el papel de tornasol rojo, al 2° tubo 3 gotas de fenolftaleína y al 3° tubo 3 gotas de anaranjado de metilo. Formule la reacción química y nombre el producto final.
2. Trabajar con el óxido de magnesio, en un vaso de precipitación con 10 ml de agua destilada agregar una pequeña porción de óxido de magnesio. Mover y dejar en reposo. Dividir en 3 tubos de ensayo y comprobar el producto final con papel de tornasol, con fenolftaleína y anaranjado de metilo. Formule la reacción química y nombre el producto final.

### 4.3. Obtención Óxidos ácidos o anhídridos

1. En una cuchara de combustión, incinerar una pequeña porción de azufre, llevando directamente al mechero de alcohol.
2. Después, apagar el mechero y oler ligeramente el gas que desprende. Formule la reacción química y nombre el producto final.

## 5. Cuestionario

1. Realizar un formulario explicando las funciones inorgánicas que se desarrolló en clase.
2. ¿Qué grupo funcional caracteriza a los hidróxidos?
3. Mencione 5 óxidos básicos, 5 óxidos ácidos y 5 hidróxidos de mayor aplicación industrial.

4. Algunos compuestos son más conocidos por su nombre común que por el sistemático. Determine las fórmulas y los nombres sistémicos para: amoníaco, hielo seco, gas hilarante, mármol o piedra caliza, cal viva, cal apagada, polvo de hornear, leche de magnesia, yeso, pirita.



## REPORTE DE LA PRÁCTICA 9 SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS I

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente: .....

1.....

Sección: .....

2.....

..

Grupo: ..... 3.

Fecha: ..... / ..... / 2024

4.

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

Responder de forma clara y concisa los aspectos relacionados con la práctica.

 1. Registre los resultados obtenidos de los óxidos básicos **(8 ptos.)**

Elementos evaluados		Hierro + oxígeno	magnesio + oxígeno	Sodio + oxígeno
Observaciones de la oxidación de las sustancias				
Formule y balancee la ecuación química				
Nombre los óxidos sintetizados (si corresponde)	Tradicional			
	IUPAC			
	Stock			

--	--	--	--	--

2. Registre los resultados obtenidos de los hidróxidos de sodio e hidróxido de magnesio. **(4 ptos.)**

Compuestos Evaluados		Sodio + Agua	Óxido de Magnesio + Agua
¿Qué coloración se observa?	con el papel de tornasol		
	con el anaranjado de metilo		
	con la fenolftaleína		
<b>Carácter del pH:</b>			
Formule y balancee la ecuación química			
Nombre los hidróxidos formados	Tradicional		
	IUPAC		
	Stock		

3. Después de trabajar con el azufre describir las observaciones obtenida en los de óxidos ácidos. **(2 ptos.)**

Compuestos evaluados	Azufre + oxígeno
Observaciones	
Formulación y balanceo de la ecuación química (trabajar con los 3 E.O.)	Nomenclatura tradicional del producto

4. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada. **(4 ptos.)**

4.1.....  
 .....  
 .....  
 .....  
 .....

4.2.....  
.....  
.....  
.....  
.....

5. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. **(2 ptos.**

## Práctica 10

### SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS II

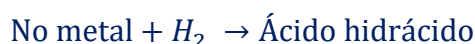
#### 1. Propósito

- El alumno realiza experimentos a partir de elementos para la obtención de compuestos inorgánicos.
- El alumno formula las reacciones químicas y las nombra empleando las nomenclaturas (clásica, sistemática y stock) de los productos obtenidos.

#### 2. Fundamento teórico

##### • Ácidos hidrácidos

Son compuestos binarios que están compuestos por hidrogeno y por un no metal (anfígeno y halógenos) (Anda Cárdenas , 2005).



Ejemplos: HF, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>S

##### • Ácidos oxácidos

Los oxoácidos u oxácidos son compuestos ternarios formados por hidrógeno, oxígeno y un no metal, generalmente (Jaramillo Sánchez, 2004). Se obtienen a partir de la combinación de un anhídrido y agua.



Ejemplos: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, etc.

##### • Sales haloideas

Son compuestos binarios que está compuesta por un metal y un no metal y en su formación se produce el agua (Quispe, s.f.). Se obtienen mediante la combinación de un ácido hidrácido y un hidróxido.



Ejemplos: NaI, KBr, Na<sub>2</sub>S, NaCl, PbI<sub>2</sub>, etc

##### • Sales oxisales

Son compuestos ternarios que están compuestos por un metal, no metal y oxígeno (Quispe, s.f.). Se obtienen a partir de la combinación de un ácido oxácido y un hidróxido.



Ejemplos: CaCO<sub>3</sub>, KMnO<sub>4</sub>, MgSO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>, etc.

#### 3. Parte Experimental

##### Reactivos

- |                                |                          |
|--------------------------------|--------------------------|
| - Ácido clorhídrico 1M         | - Papel de tornasol azul |
| - Fenolftaleína                | - Hidróxido de magnesio  |
| - Hidróxido de sodio granulado | - Papel de tornasol rojo |
| - Anaranjado de metilo         | - Ácido sulfúrico        |
| - Azufre en polvo              |                          |

**Materiales**

- |                                  |                                   |
|----------------------------------|-----------------------------------|
| - 1 matraz de 125 ml             | ml                                |
| - 1 tapón de jebe                | - 1 rejilla de asbesto            |
| - 1 cucharilla                   | - 1 varilla de vidrio             |
| - 1 estufa                       | - 1 cápsula de evaporación        |
| - 1 mechero de alcohol           | - 1 gradilla para tubos de ensayo |
| - 2 vasos de precipitados de 150 | - 3 tubos de ensayo               |

**4. Procedimiento Experimental****Obtención de ácidos oxácidos**

- En el matraz Erlenmeyer poner unos 20 ml de agua destilada.
- Coloque una pequeña cantidad de azufre en la cuchara de combustión y llevarlo a la llama del mechero de alcohol.
- Sumergirlo en el matraz y taponarlo con el tapón de jebe. Culminada la combustión del azufre extraer la cuchara, cierre y agite el matraz.
- Vaciar la solución obtenida en 3 tubos de ensayo y a cada uno agregamos el papel tornasol azul, anaranjado de metilo y fenolftaleína.
- ¿Qué sucede con el gas que está en el matraz? Formule la reacción química y nombre el producto final.

**Obtención de sales haloideas**

- En un vaso de precipitación tener 5 ml de agua destilada, en ello diluir 3 granallas de NaOH.
- Agregar 5 ml de una solución de ácido clorhídrico al 1M.
- Vaciar la mezcla a una capsula de porcelana y deje evaporar a sequedad hasta obtener la sal.
- Formule la reacción química y nombre el producto final.

**Obtención de sales oxisales**

- En un tubo de ensayo agregamos hidróxido de magnesio (0,2g), previamente disuelto en agua, luego agregar gota a gota ácido sulfúrico hasta observar la formación del precipitado.
- Formule la reacción química y nombre el producto final.

**5. Cuestionario**

- En qué se diferencia una sal oxisal de una sal haloidea.
- ¿Cuál es la diferencia entre ácidos y bases?
- Tenemos dos tubos de ensayo con soluciones incoloras, uno contiene un ácido y el otro una base. ¿Cómo estableces las diferencias y cómo las reconoces?
- Dar ejemplos de sal oxisal y haloidea más utilizados en los laboratorios.

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 10 SÍNTESIS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS II

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente:

.....

1.....

....

Sección:

.....

2.....

.....

Grupo: ..... 3.

.....

Fecha: ..... / ..... / 2024 4.

.....

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados en la práctica.

1. Registre los resultados obtenidos en la obtención óxido ácido.
- (2 pts)**

Ensayo	Azufre + oxígeno
Observaciones del ensayo	
Formulación y balanceo de la ecuación química	
Nomenclatura tradicional del producto	

2. Registre los resultados obtenidos en la síntesis de ácidos oxácidos.
- (4 pts.)**

Compuestos evaluados		Dióxido de azufre + agua
Observaciones de la reacción		
Función inorgánica correspondiente		
¿Qué coloración se observa?	con el papel de tornasol	
	con el anaranjado de metilo	
	con la fenolftaleína	
<b>Carácter del pH</b>		
Formule y balancee la ecuación química		

Nomenclatura tradicional del producto	
---------------------------------------	--

3. Registre los resultados obtenidos en la obtención de la sal haloidea. **(4 pts.)**

Ensayo		NaOH +HCl
Observaciones		
Función inorgánica correspondiente		
Formulación y balanceo de la ecuación química		
Nomenclatura del producto	Tradicional	
	IUPAC	
	Stock	

4. Registre los resultados obtenidos en la obtención de la sal oxalal. **(4 pts.)**

Compuestos evaluados	Hidróxido de magnesio + ácido sulfúrico
Observaciones de la reacción	
Función inorgánica correspondiente	
Formule y balancee la ecuación química	
Nomenclatura tradicional del producto	

5. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada **(4 pts)**

5.1.....  
.....  
.....  
.....  
.....

5.2.....  
.....  
.....  
.....

6. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. **(2 pts)**



## Práctica 11 REACCIONES QUÍMICAS

### 1. Propósito

- El alumno realiza reacciones químicas para identificar los tipos de reacciones químicas.
- El alumno formula las reacciones químicas y las nombra empleando las nomenclaturas (clásica, sistemática y stock) de los productos obtenidos.

### 2. Fundamento teórico

Las reacciones químicas se pueden clasificar en los siguientes tipos:

**2.1. Reacciones de combinación:** es una en la cual sustancias más simples se combinan para formar una más compleja (Carpi & Dingle, 2003). Son aquellas en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactantes.



**2.2. Reacciones de descomposición:** son comúnmente en el opuesto de reacciones de síntesis debido a que involucran un compuesto desintegrado en compuestos más simples o incluso hasta en elementos. (Carpi & Dingle, 2003)



**2.3. Reacciones de desplazamiento simple:** un compuesto o elemento ocupa el lugar de otro en un compuesto, sustituyéndolo y por otro de una sustancia simple. (Ondarse Álvarez, 2021)



**2.4. Reacciones de doble desplazamiento o metátesis:** si dos sustancias reaccionantes, intercambian entre ellas sus iones (anión y catión) (Aguilar Segura, 2011), se dice que se ha efectuado una reacción de doble desplazamiento.



**2.5. Reacción de oxidación-reducción o redox:** es la transferencia de electrones, en este tipo de reacción debemos fijarnos en el número de oxidación de los elementos involucrados. (Ondarse Álvarez, 2021)

**Oxidación:** si el número de oxidación de un elemento aumenta, se llama oxidación.

**Reducción:** si el número de oxidación de un elemento disminuye, se llama reducción.

### 3. Parte experimental

#### Materiales

- |                                     |                      |
|-------------------------------------|----------------------|
| - 4 tubos de ensayo 13×100          | - 1 pinza para tubo  |
| - 2 tubo de ensayo 15×100           | - 1 pinza para caso  |
| - 2 vaso de precipitación de 100 ml | - 1 pinza metálica   |
| - 1 pipeta de 10 ml                 | - 1 lija             |
| - 1 propipeta                       | - 1 probeta de 10 ml |
|                                     | - 1 luna de reloj    |

- |                               |                        |
|-------------------------------|------------------------|
| - 1 espátula                  | - 1 espátula           |
| - 1 gotero                    | - 1 varilla agitadora  |
| - 1 piseta con agua destilada | - 1 cocina eléctrica   |
| - 1 caja de fosforo           | - 1 rejilla de asbesto |
| - 1 mechero Bunsen            |                        |

### Reactivos

- |  |   |
|--|---|
| - Cinta de magnesio                                      | - Nitrato de plomo (II) (s)                           |
| - Cinta de alambre de cobre                              | - Yoduro de potasio (s)                               |
| - Solución de nitrato de plata al 4% ( $\text{AgNO}_3$ ) | - Sulfato de cobre al 1M                              |
| - Ácido clorhídrico (cc)                                 | - Ácido clorhídrico diluido 1:4 volumen               |
| - Ácido nítrico (cc)                                     | - Alambre de hierro o clavo pequeño (traer por grupo) |
| - 2 granallas de zinc                                    |   |

## 4. Procedimiento experimental

### a. Experimento 1

1. Con la pinza múltiple cogemos un pedazo de cinta de magnesio.
2. Llevamos a quemarlo en el mechero Bunsen.
3. Anotar las observaciones. Escribimos e identificamos el tipo de ecuación química.



**Imagen 1:** cinta de magnesio en el fuego

**Fuente:**

<https://www.youtube.com/watch?v=vkl1YHUhtU>

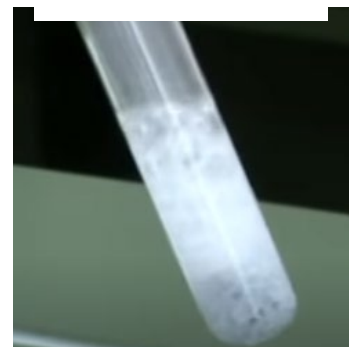
### b. Experimento 2

1. Verter 5 ml de solución de nitrato de plata al 4% en un tubo de ensayo e introduzca la piza de cobre limpio.
2. Anotar las observaciones. Escribimos e identificamos el tipo de ecuación química.

### c. Experimento 3

1. Verter 3 ml de solución de ácido clorhídrico (cc) en un tubo de ensayo e introduzca la granalla de zinc.
2. Anotar las observaciones. Escribimos e identificamos el tipo de ecuación química.

**Imagen 2:** ácido clorhídrico (cc) y zinc



**Fuente:**

<https://www.youtube.com/watch?v=XU5M2deS460>

### d. Experimento 4

1. Diluir 1 g de nitrato de plomo (II) en 10 ml de agua destilada en un vaso de 100 ml, agite muy bien con ayuda de la varilla de vidrio hasta lograr la disolución completa.

2. En otro vaso de 10 ml agregue 1, g de yoduro de potasio y 10 ml de agua destilada, agitar con la varilla de vidrio hasta la disolución completa.
3. Verter la solución de yoduro de potasio en la solución del nitrato de plomo.
4. Calentar la mezcla hasta que empiece a hervir, retirar del calor vaciar esta mezcla a un tubo de 15x100 y enfriar bajo el caño sin dejar entrar agua al tubo.
5. Anotar las observaciones. Escribimos e identificamos el tipo de ecuación química.

**e. Experimento 5**

1. Llenar con agua destilada los dos tercios de un tubo de ensayo de 15 x 150, añadir 3 gotas de nitrato de plata al 4 % y dos o tres gotas de ácido clorhídrico diluido (1:4 en volumen).
2. Anotar las observaciones. Escribimos e identificamos el tipo de ecuación química.

**f. Experimento 6**

1. Coloque 2 ml de solución de HNO<sub>3</sub> concentrado en un tubo de ensayo.
2. Introduzca en el tubo de ensayo un pedazo de alambre de cobre y deje que la reacción ocurra por unos minutos, luego anote sus observaciones.
3. Anotar las observaciones. Escribimos e identificamos el tipo de ecuación química.

**g. Experimento 7**

1. Coloque 2 ml de solución de CuSO<sub>4</sub> concentrado en un tubo de ensayo, luego introduzca un pedazo de alambre de hierro previamente lijado y limpio, deje que la reacción ocurra por espacio de unos minutos.
2. Anotar las observaciones. Escribimos e identificamos el tipo de ecuación química.

**5. Cuestionario**

- 5.1. ¿Cuál es la reacción química que produce el sarro cuando se hierve el agua potable? ¿Qué tipo de reacción es?
- 5.2. Balancee las siguientes reacciones, utilizando el método Redox, e identifique al agente oxidante y al agente reductor:
  - $\text{Bi(OH)}_3 + \text{K}_2\text{Sn(OH)}_4 \rightarrow \text{Bi} + \text{K}_2\text{Sn(OH)}_6$
  - $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 5.3. Ejemplifique cada uno de los diferentes tipos de reacciones químicas.
- 5.4. Complete y balancee las siguientes reacciones de precipitación.
  - $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$
  - $\text{NiCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots + \dots$
  - $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \dots + \dots$

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 11 REACCIONES QUÍMICAS

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente: .....

1.....

Sección: .....

2.....

..

Grupo: ..... 3.

Fecha: ..... / ..... / 2024

4.

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

- Reportar los resultados de las reacciones obtenidas en cada ensayo. **(10.5 pts.)**

N° de Reacción	Clasificación de la reacción	Formula y balancea la ecuación química correspondiente	Nomenclatura de los productos(s) obtenido(s)
1			
Observaciones			
2			
Observaciones			
3			
Observaciones			
4			



## Práctica 12 ESTEQUIOMETRÍA

### 1. Propósito

- El alumno interpreta la información de una ecuación química, logrando reconocer el reactivo limitante (RL) y reactivo en exceso (RE).
- El alumno desarrolla los cálculos estequiométricos para obtener el rendimiento de una reacción.

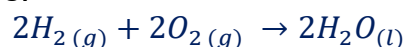
### 2. Fundamento teórico

2.1. **La estequiometría** y sus recursos son el cimiento de prácticamente en todos los procesos químicos y un apoyo del trabajo de la mayoría de los profesionales (Ramírez Regalado, 2015). Podemos decir, que es de mucha importancia para los químicos por el cual se puede obtener el rendimiento de una reacción de una forma teórica.

La estequiometría es una parte fundamental de la química que, mediante el estudio de las leyes ponderales, nos permite calcular la cantidad de cada una de las sustancias que se obtendrán en una reacción química.

Una ecuación química (que no es más que la representación escrita de una reacción química) ajustada debe reflejar lo que pasa realmente en el curso de la reacción y por tanto debe respetar las leyes de conservación del número de átomos y de la carga total. (Química. es, s.f.)

Una reacción química muy simple es la que podemos ver entre el oxígeno (O<sub>2</sub>) y el hidrógeno (H<sub>2</sub>) para la obtención de agua (H<sub>2</sub>O). La relación en la que se combinan es 2:1 (dos partes de hidrógeno por una de oxígeno) y la ecuación balanceada es:



Los valores numéricos que acompañan a la formulación química en una ecuación balanceada hacen referencia a la cantidad de moles con que participa cada sustancia en la reacción y se les llama coeficientes. Al multiplicar el número de moles por el peso molecular (gramos/mol) se consigue la cantidad en gramos.

- **Reactivo limitante:** Es el reactivo que se acaba antes en la reacción química. La reacción depende del reactivo limitante, pues, según la ley de las proporciones definidas, los demás reactivos no reaccionan cuando uno se haya acabado. En la práctica, por lo común eligen el reactivo más costoso como reactivo limitante.
- **Rendimiento teórico:** es la cantidad total de producto que se obtendrá si todos los reactivos reaccionan.

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

### 3. Parte Experimental

#### Reactivos

- AgNO<sub>3</sub> (s)
- Pb (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,2 M)
- NaCl (s)
- KI (0,2 M)

#### Materiales

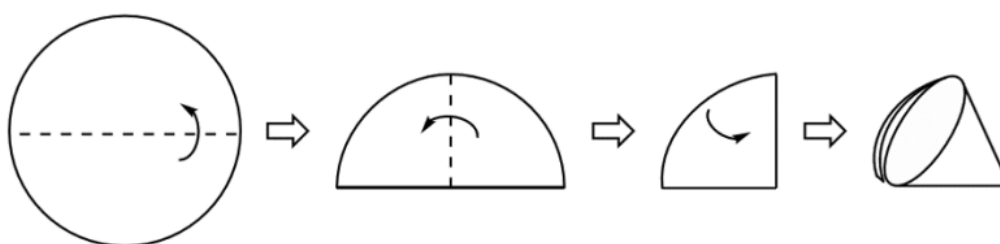
- 2 probetas de 10 ml
- 1 piseta

- 2 vasos de precipitación de 100 ml
- 1 varilla de vidrio
- 1 rejilla con asbesto
- 1 espátula
- 1 pinza para vasos
- 1 embudo de vidrio
- 1 cocinilla eléctrica
- 1 luna de reloj
- 1 papel de filtro
- 1 equipo de filtración

#### 4. Procedimiento Experimental

##### 4.1. Experimento 1

1. Rotule un vaso de precipitación con el número 1 y péselo, luego añada aproximadamente 0,2 g de  $\text{AgNO}_3$  y 5 ml de agua destilada, y agite hasta que no observe ningún cambio.
2. Rotule un vaso limpio y seco de 100 ml con el número 2 y péselo, luego añada 0,25 g de  $\text{NaCl}$  y 5 ml de agua destilada, agite hasta que no se observe cambio alguno.
3. Mientras agita fuertemente la disolución de  $\text{AgNO}_3$  en el vaso 1, añada lentamente la disolución de  $\text{NaCl}$ , y observe el resultado. El sólido blanco obtenido es el  $\text{AgCl}$ . Lavar el vaso vacío número 2 con unos 2 o 3 ml de agua destilada del frasco lavador dirigiendo el agua a las paredes del vaso.
4. Añadir el agua de lavado al vaso número 1. Lavar el vaso número 2 nuevamente con agua destilada y descarte el agua.
5. Caliente el precipitado obtenido (el sólido que se sedimenta) y la disolución hasta la ebullición durante unos 2 minutos o bien hasta que la disolución se vuelva bastante clara a medida que el precipitado sedimenta. Colocar una varilla de vidrio en el vaso para prevenir la ebullición violenta (pérdida de líquido).
6. Halle la masa de un papel de filtro y doblar como se indica en la figura. Colocar el papel en un embudo de vidrio previamente humedecido con el agua destilada proveniente del frasco lavador.



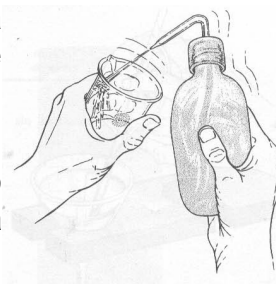
Fuente: (Química Fácil, 2024)

7. Ponga el embudo para la filtración, tal como se indica en la figura, y colocar el vaso número 2 debajo del embudo. El extremo del embudo debe colocarse sobre el vaso de forma que se deslice por su pared un flujo constante.
8. Vaciar el contenido al equipo de filtración.

Fuente:



9. Enjuague el vaso con una pequeña cantidad de agua destilada, y vierta al papel de filtro hasta que no quede residuos sólidos en el vaso.
10. Después de la filtración, poner a secar el papel de filtro con la muestra sobre la rejilla de asbesto y sobre la cocina hasta sequedad.
11. Con ayuda de la pinza retire el papel de filtro que contiene la muestra, dejar enfriar y colócalo en la balanza para pesarlo.

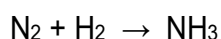


#### 4.2. Experimento 2

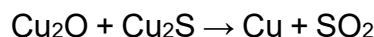
1. Pese dos vasos de precipitación vacíos, luego, agregue a uno de los vasos 10 ml de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  y al otro vaso 10 ml de solución de KI.
2. Vuelva a pesar los vasos, primero en forma individual, y luego ambos vasos y anote las cantidades en la tabla.
3. Vierta ahora una solución sobre la otra, Pese nuevamente ambos vasos utilizando la misma balanza y regístrelos en la tabla.

#### 5. Cuestionario:

- 5.1. ¿Qué les ocurre al agente oxidante y al agente reductor en una reacción de oxidación-reducción?
- 5.2. ¿Por qué se dice que el peróxido de hidrógeno es un agente oxidante y reductor? Explique.
- 5.3. El amoníaco se produce mediante el proceso de Haber con gas hidrógeno y nitrógeno. Si 75,90 g de nitrógeno reaccionan con 23,65 g de hidrógeno y la reacción produce 98,67 g de amoníaco, según la siguiente ecuación química:



- a) ¿Cuál es el reactivo limitante
  - b) ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?
  - c) ¿Qué cantidad del reactivo en exceso (en gramos) se recuperó al completarse la reacción?
- 5.4. En la clase de laboratorio de estequiometria se hace reaccionar 18,3 g de óxido cuproso con 12 g de  $\text{Cu}_2\text{S}$ , de acuerdo con la siguiente ecuación:



- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos gramos de Cu se producen?



## REPORTE DE LA PRÁCTICA 12 ESTEQUIOMETRÍA

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente: .....

1.....

Sección: .....

2.....

..

Grupo: ..... 3.

Fecha: ..... / ..... / 2024 4.

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

1. Reporte los resultados del experimento 1 (5 ptos.)

<b>Material/Sustancia</b>	<b>Masa (g)</b>	
Masa del vaso 1 (vacío)		
Masa del AgNO <sub>3</sub>		
Masa del vaso 2 (vacío)		
Masa del NaCl		
Masa del papel de filtro		
Reacción Química:		
Cálculo de Reactivo limitante	Cálculo del Reactivo en Exceso	Cálculo de la masa teórica (AgCl) (V <sub>T</sub> )
Masa del precipitado + masa del papel filtro (seco)		
Masa real AgCl (V <sub>R</sub> ) (obtenida en la práctica)		
Calculo del % de rendimiento  $\%R = \frac{V_R}{V_T} \times 100$		

2. Reporte los resultados del experimento 2. (5 ptos.)

Masas	Masa de vasos vacíos (g)	Masa de vasos con muestra (g)	Vaso con muestra - vaso vacío = Masa teórica
Vaso 1			
Vaso 2			
Masa total de las muestras 1 y 2			

**Nueva masa para los vasos**

Masa vaso N° 1 con muestra + muestra del vaso N° 2 = Masa N° 3	
Masa N° 3 - Masa vaso N° 1 vacío = Resultado experimental (Masa real)	
Cálculo del rendimiento $\%R = \frac{V_R}{V_T} \times 100$	

3. Conteste las siguientes preguntas: (4 puntos)

3.1. Escriba la reacción química que ocurrió en el segundo experimento

.....  
 .....  
 .....

3.2. Indique el nombre del precipitado formado en el experimento 1

.....  
 .....  
 .....

3.3. ¿Cuál es la diferencia entre el reactivo en exceso y el reactivo limitante?

.....  
 .....  
 .....

3.4. ¿Por qué es importante emplear ecuaciones balanceadas en la resolución de problemas estequiométricos?

.....  
 .....  
 .....

4. Sintetice sus conclusiones y discusión de resultados con respecto a la práctica realizada (4 puntos)

4.1.....  
.....  
.....  
.....  
.....

4.2.....  
.....  
.....  
.....  
.....

5. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. **(2 puntos)**

## Práctica 13 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

### 1. Propósito

- El estudiante prepara soluciones, realizando cálculos para las cantidades de los componentes de una solución: soluto y solvente.
- El estudiante comprende la importancia de la concentración de las sustancias químicas.

### 2. Fundamento teórico

2.1. **Las soluciones** son mezclas homogéneas, se obtienen cuando se disuelve en un líquido (solvente) otras sustancias (soluto).

**El soluto** es la sustancia que a temperatura ambiente se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso e interviene en menor proporción.

**El solvente** es la sustancia líquida que interviene en mayor proporción. Siendo el agua el disolvente universal más conocido. (**Trujillo Santacoloma, 2004**)

### 2.2. Soluciones químicas

La solución es una mezcla, la preparación de sus componentes es variable. Existen muchas formas de expresar las concentraciones de las soluciones: porcentuales, molares, normales, mólales, etc.

#### ➤ Unidad de concentración Físicas:

##### Peso a volumen

$$\%W/V = \frac{m_{sto}}{V_{sol}} \times 100$$

$m_{sto}$  = masa de soluto

$V_{sol}$  = volumen de la solución

#### ➤ Unidad de concentración Químicas:

##### Molaridad (M):

$$M = \frac{n}{V_{sol}(L)} \quad n = \frac{m_{sto}}{\bar{M}_{sto}}$$

$n$  = moles del soluto

$V_{sol}$  = volumen de la solución en litros

$m_{sto}$  = masa de soluto

$\bar{M}_{sto}$  = masa molar de soluto

##### Normalidad (N):

$$N = \theta \times M \quad \theta = \begin{cases} \text{ácido: } \#H^+ \\ \text{base: } \#OH^- \\ \text{sal: } \#carga \end{cases}$$

#### ➤ Unidad de concentración Químicas de operaciones con soluciones:

##### Dilución

$$m_{inicial} \times C_{inicial} = m_{final} \times C_{final}$$

$m$  = masa g, Kg etc.

$C$  = concentración M, N, %, etc.

### 3. Materiales y reactivos

### 3.1. Materiales

- 1 balanza analítica
- 1 fiola de 50 ml
- 1 fiola de 100 ml
- 1 propipeta
- 1 pipeta de 5 ml
- 1 pizeta
- 1 varilla de vidrio
- 1 espátula
- 2 lunas de reloj (medianos)
- 2 vasos de 150 ml
- 4 tubos de ensayo de 16x150 con tapón
- 1 gradilla para los tubos

### 3.2. Reactivos

- 10 g de  $MgSO_4$
- 10 g de ácido Cítrico ( $C_6H_8O_7$ )
- 20 ml de HCl 2M.

## 4. Procedimiento

### 4.1. Experimento N° 1: Preparación de soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas:

- ✓ En 4 tubos de ensayo limpio y seco agregue 5 ml de agua destilada
- ✓ A los tubos adicione 0.1 g, 0.5 g, 1 g y 2 g de  $MgSO_4$ , respectivamente luego agite suavemente y anote sus observaciones.
- ✓ Luego determine su concentración en %V de cada uno de ellos.

### 4.2. Experimento N° 2: Prepare una solución de ácido cítrico al 0,5 M

- ✓ Realizar los cálculos necesarios para preparar 100 mL de una solución al 0,5 M
- ✓ Pesar en una luna de reloj el soluto con las precauciones respectivas
- ✓ Disolver con 10 mL de agua destilada el soluto en un vaso, con ayuda de una varilla de vidrio.
- ✓ Agregarlos a una fiola de 100 mL utilizando el embudo.
- ✓ Enjuague el vaso 2 veces con 10 ml de agua destilada y viértalos a la fiola.
- ✓ Agregar el disolvente (agua destilada) hasta la mitad del volumen de la fiola y mezclar agitando la fiola con cuidado.
- ✓ Finalmente aforar hasta la marca de las fiola con agua destilada, tapar y homogenizar.

### 4.3. Experimento N° 3: Preparación de una solución al 0,15 N

- ✓ Realizar los cálculos necesarios para preparar 50 mL de una solución al 0,15 N a partir de una solución de HCl 2 M
- ✓ Con ayuda de una pipeta de 5 mL, medir el volumen hallado de HCl y trasvasar a una fiola de 50 mL.
- ✓ Luego con mucho cuidado añadir lentamente agua destilada hasta la mitad de la fiola. Coloque el tapón y agitar lentamente.
- ✓ Finalmente aforar hasta la marca que tienen las fiolas con agua destilada, tapar y homogenizar.

## 5. Cuestionario:

- 5.1 ¿Cuál es el orden correcto en la preparación de una solución ácida?  
¿Por qué?
- 5.2 ¿Qué es el aforo?
- 5.3 ¿Cómo diferencias una solución saturada de una concentrada?
- 5.4 ¿Qué es la solubilidad?
- 5.5 ¿Qué peso de NaOH se necesita para preparar 500ml de solución al 0,1 M?



## REPORTE DE LA PRÁCTICA 13 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente: .....

.....

1.....

....

Sección: .....

.....

2.....

.....

Grupo: ..... 3.

Fecha: ..... / ..... / 2024

4.

Duración: 45 minutos

### Instrucciones

Complete las tablas según el experimento realizado, realice y los cálculos para la preparación de las soluciones en la presente práctica y anote sus observaciones.

#### 1. Experimento N° 1: Preparación de soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas: (4 puntos)

	Tubo 1	Tubo 2	Tubo 3	Tubo 4
Observaciones:				
Masa de NaCl (g)				
Cálculo de la concentración %V:				

**2. Experimento N° 2:** Prepare una solución de ácido cítrico al 0,5 M. **(4 puntos)**

<b>Cálculos para la concentración 0,5M</b>	<b>Materiales utilizados</b>	<b>Observaciones</b>

**3. Experimento N° 3:** Preparación de una solución al 0,15 N. **(4 puntos)**

<b>Cálculo para la concentración 0,15N</b>	<b>Materiales utilizados</b>	<b>Observaciones</b>

**4. Responder las siguientes preguntas:** **(2 puntos)**

4.1. ¿Qué precauciones tuviste al preparar la solución ácida?

.....  
 .....  
 .....  
 .....

4.2. ¿Qué precauciones debes tener al manejar el ácido y la sosa?

.....  
 .....  
 .....  
 .....

**5. Sintetice por lo menos dos conclusiones con respecto a la práctica realizada (4ptos)**

5.1.....  
 .....  
 .....  
 .....

5.2.....  
 .....  
 .....  
 .....

**6. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica (2 puntos)**





## Práctica 14 VALORACIÓN DE ÁCIDO-BASE

### 1. Propósito

El estudiante determinará la concentración de una solución problema usando otra solución estándar, aplicando los conocimientos adquiridos sobre las reacciones de neutralización ácido-base.

### 2. Fundamento teórico

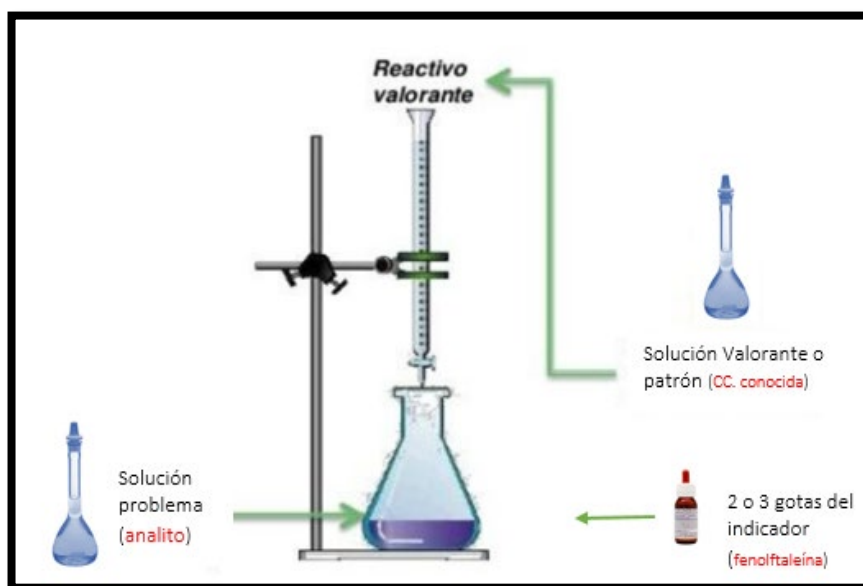
#### 2.1. La valoración o titulación

Es un método bastante común de análisis químico cuantitativo utilizado en el laboratorio, para determinar la concentración desconocida de un analito en una disolución, mediante la intervención de un valorante. Para saber que se llegó al punto de neutralización en una titulación es necesario hacer uso de un indicador.

**Valorante:** Es un reactivo conocido también como solución estándar o solución patrón tiene una concentración conocida.

**Analito:** es una sustancia líquida proveniente de una disolución, a la cual se le desconoce la concentración.

La reacción entre el valorante y el analito se conoce como reacción de neutralización.



Fuente: (Racedo, 2020)

#### 2.2. Reacción de neutralización

Es la reacción en la cual una base neutraliza las propiedades de un ácido o viceversa. En términos generales, a una ecuación química del tipo:



Si el ácido y la base considerados son fuertes:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  en disolución acuosa están completamente ionizados (disociados al 100%), la cual formara una sal neutra. La ecuación iónica de esta reacción es:



Si uno de ellos es débil la ionización será parcialmente. La cual dará origen a una sal ácida o básica. Ejemplo:  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

Por lo tanto, el cambio químico que se produce en una reacción de este tipo es la formación de agua a expensas de los iones  $H^+$  y  $OH^-$ .  
En toda neutralización ácido-base, el número de equivalentes gramo del ácido es igual al número de equivalentes gramo de la base.

$$\#Equiv - g_{\text{ácido}} = \#Equiv - g_{\text{base}}$$

Eq-g de un ácido = PM ácido /  $\#H^+$

Eq-g de una base = PM base /  $\#OH^-$

Por ello, es válido expresar del siguiente modo:

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

a = ácido, b = base

Por ejemplo, si se trata de hallar la concentración de un ácido (titular) conociendo la normalidad de la base (solución estándar), bastará medir los volúmenes del ácido y de la base necesaria para su neutralización y así obtener dicha concentración:

$$N_a = \frac{N_b \times V_b}{V_a}$$

### 3. Materiales y reactivos

#### Materiales

- |  |                                 |
|--|---------------------------------|
| - 1 pH-metro o papel indicador universal | ml                              |
| - 1 piseta                               | - 1 pipeta pasteur              |
| - 1 varilla                              | - 1 pipeta de 10 ml y propipeta |
| - 1 embudo para bureta                   | - 1 probeta de 25 mL            |
| - 2 matraces de 250 ml                   | - 1 fiola de 250 mL             |
| - 1 vaso de precipitación de 50          | - 1 montaje de titulación       |

#### Reactivos

- Vinagre comercial (5% ácido acético) traer por grupo un frasco de 50mL
- NaOH al 0,1N
- Agua destilada
- Fenolftaleína
- HCl al 0,1 N

### 4. Procedimiento experimental

#### 4.1. Preparación de la solución ácida de concentración desconocida

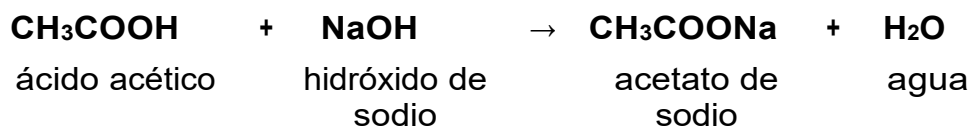
- En una probeta mide 25 mL de vinagre, viértalo a una fiola de 250 mL.
- Enrase la fiola hasta la marca del aforo y agite suavemente para la homogenización de la solución.

#### 4.2. Titulación de la solución ácida de concentración desconocida con una solución de hidróxido de sodio.

- Antes de iniciar asegurarse de la limpieza de la bureta caso contrario lavar bien la bureta, luego enjuagar su interior con una solución estándar de hidróxido de sodio 0,1 N y escurrir en un vaso de precipitados para luego desecharlo.
- Cerrando la llave, llene la bureta con hidróxido 0,1 N hasta la mitad de

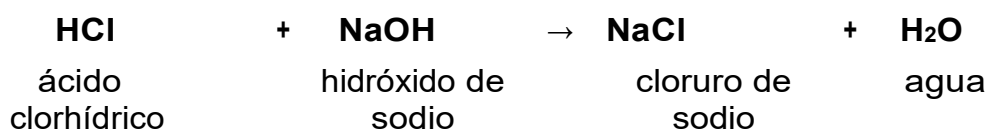
su capacidad, Luego elimine las burbujas de aire en la bureta, para evitar errores en la titulación.

- Culmine el llenado de la bureta hasta la marca “0” teniendo cuidado con la lectura del menisco.
- Con la pipeta trasvase 10 ml de una solución problema que se preparó inicialmente a un matraz Erlenmeyer de 250 ml. Añadir 2 o 3 gotas de indicador fenolftaleína.
- Titule la solución problema agregando lentamente y con precaución la solución de hidróxido de sodio de la bureta, abriendo la llave con la mano izquierda y agitando con la mano derecha el matraz continuamente hasta que la solución vire de incoloro color rosa (rojo grosella) y permanezca coloreada.
- Leer el volumen de solución de NaOH gastado, en la escala de la bureta. Repetir la titulación por duplicado o hasta que los volúmenes gastados en dos experiencias difieran como máximo en 0,5 ml.
- Verificar el pH de la solución obtenida al final de la titulación.



#### 4.3. Verificación de la concentración del HCl

- Llene la bureta nuevamente con NaOH 0,1N hasta la marca “0” teniendo cuidado con la lectura del menisco.
- Titule 10 ml de HCl al 0,1N, agregando lentamente y con precaución la solución de hidróxido de sodio al 0,1N de la bureta, abriendo la llave con la mano izquierda y agitando con la mano derecha el matraz continuamente hasta que la solución vire de incoloro color rosa (rojo grosella)
- Leer el volumen de solución de NaOH gastado, en la escala de la bureta. Repetir la titulación por duplicado o hasta que los volúmenes gastados en dos experiencias difieran como máximo en 0,5 ml.
- Verificar el pH de la solución obtenida al final de la titulación.



#### 5. Cuestionario

- 5.1. ¿Cuáles son los componentes de un módulo de titulación?
- 5.2. ¿Qué es una reacción de neutralización? escribe un ejemplo
- 5.3. ¿Qué es el punto de equivalencia en la titulación?
- 5.4. ¿Qué significa “Error de valoración”?

## REPORTE DE LA PRÁCTICA 14 VALORACIÓN DE ÁCIDO-BASE

<b>Asignatura: Química 1</b>	<b>Integrantes</b>
Docente: .....	1.
.....	.....
Sección: .....	2.
.....	.....
Grupo: .....	3.
.....	.....
Fecha: ..... / ..... / 2024	4.
.....	.....
Duración: 45 minutos	

### Instrucciones

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

1. Titulación de la solución ácida de concentración desconocida con hidróxido de sodio.

Complete la tabla con los datos y cálculos obtenidos. **(5 pts.)**

Reactivos	Resultados	
	Primera repetición	Segunda repetición
Volumen del NaOH gastado (mL): ( $V_b$ ) $V_b = \text{lectura}_{\text{final}} - \text{lectura}_{\text{inicial}}$		
Concentración del NaOH (N): ( $N_b$ )		
Volumen medido del $\text{CH}_3\text{COOH}$ (mL): $V_a$		
pH de la solución final:		
Concentración ( $N_a$ ):  $N_a = \frac{N_b \times V_b}{V_a}$		
Promedio de las Concentraciones (N):		

2. Titulación para la verificación de la concentración del HCl. **(5 ptos.)**

Reactivos	Resultados	
	Primera repetición	Segunda repetición
Volumen del NaOH gastado (mL): ( $V_b$ ) $V_b = \text{lectura}_{\text{final}} - \text{lectura}_{\text{inicial}}$		
Concentración del NaOH (N): ( $N_b$ )		
Volumen medido del HCl (mL): $V_a$		
pH de la solución final:		
Concentración (Na):  $N_a = \frac{N_b \times V_b}{V_a}$		
Promedio de las Concentraciones (Na):		
% error de la concentración: $\%E = \frac{N_{\text{Experimental}} - N_{\text{preparada}}}{N_{\text{preparada}}} \times 100$		

3. Sí, en ambos experimentos se logró la neutralización, compare los pHs hallados ¿son iguales? Explique ¿Por qué? **(2 ptos.)**

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4. Resuelva el siguiente problema de titulación: **(2 ptos.)**

Se desea evaluar la concentración de 35,0 ml de un ácido monoprótico y le agrega un indicador adecuado. En el proceso de titulación con NaOH 0,2 M se obtiene un viraje de color, después de haber consumido 39,85 ml NaOH. ¿Cuál es la concentración del ácido?

5. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada **(4 ptos.)**

5.1.....  
.....  
.....  
.....

5.2.....  
.....  
.....  
.....

6. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica **(2 ptos.)**

## Práctica 15 ÁCIDO - BASE

### 1. Propósito

- El estudiante identifica el pH de sustancias mediante el uso de indicadores y determina el valor del pH con un pH-metro.

### 2. Fundamento teórico

2.1. **Los ácidos y bases** son los dos tipos de sustancias más comunes y muy importantes para los diversos procesos químicos ya sea en el laboratorio, en la industria y en los procesos biológicos del ser humano, plantas y animales.

A finales del siglo XIX, Arrhenius formuló la primera definición:

- Ácido: Es la sustancia capaz de ceder protones ( $H^+$ ).
- Base: Es la sustancia capaz de ceder oxhidrilos ( $OH^-$ ).

En 1923 Brönsted y Lowry propusieron una definición más amplia:

- Ácido: Toda sustancia capaz de ceder protones ( $H^+$ ).
- Base: Toda sustancia capaz de aceptar protones ( $H^+$ ).

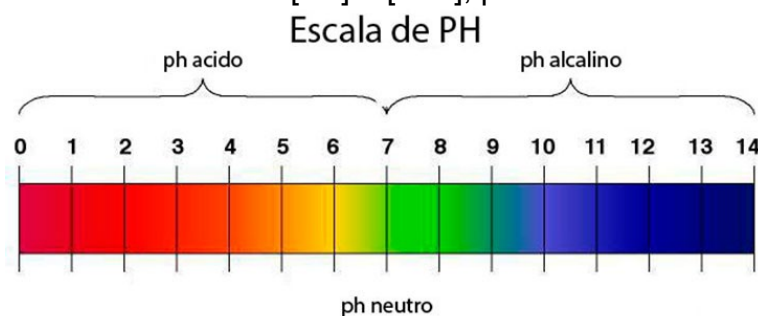
Considerando que el  $H_2O$  es el solvente por excelencia y puede actuar como aceptor o dador de  $H^+$ , la reacción de auto ionización correspondiente es:



Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la concentración  $[H^+]$ , pero suelen ser cantidades muy pequeñas y poco cómodas de manejar; una medida más práctica es la basada en la definición de pH del químico danés Soren Sorensen en 1909, obtenida cuando realizaba un trabajo para el control de calidad de la elaboración de la cerveza, que es usada actualmente en todos los ámbitos de la ciencia, medicina e ingeniería.

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

Se establece una escala de acidez o escala de pH, en base al producto iónico del  $H_2O$  a  $25^\circ C$  ( $K_w = 1 \times 10^{-14}$ ), que varía en el intervalo 0 y 14. Las soluciones ácidas tienen más  $H^+$  ( $pH < 7$ ), las soluciones básicas tienen más  $OH^-$  ( $pH > 7$ ) y en las soluciones neutras es  $[H^+] = [OH^-]$ ,  $pH = 7$



Fuente: (Colorado, s.f.)



## 2.2. Medición del pH en el laboratorio

- **Indicadores**

La forma más rápida, económica y sencilla es utilizar un indicador ácido- base: sustancia colorida que en un valor de pH determinado cambia súbitamente de color. En una sustancia ácida el anaranjado de metilo (rojo) o papel de tornasol rojo y en una sustancia básica la fenolftaleína (grosella) o el papel de tornasol azul.

Indicador	Color (medio ácido)	Rango de pH	Color (medio básico)
Anaranjado de metilo	Rojo	3- 4,5	Amarillo
Fenolftaleína	Incoloro	8-10	Rojo grosella
Azul de bromotimol	Amarillo	6-8	Azul

- **pH-metro**

Aparato empleado para realizar mediciones de pH más precisas. Consta de dos electrodos conectados a un voltímetro. Uno de los electrodos (de referencia) tiene un valor de potencial constante, mientras que en el otro el potencial varía en proporción directa a la  $[H_3O^+]$ . (Ferrada Yáñez, 2020)



Fuente: (Instruments, s.f.), (Falabella.com, s.f.), (Alcántara, pHmetro (Medidor de pH), s.f.)

### 3. Materiales y reactivos

#### 3.1. Materiales

- 7 tubos de ensayo 13x100
- 1 gradilla para tubos
- 7 vasos de precipitados de 100 ml
- 1 piseta
- 1 varilla agitadora
- 1 matraz de 250 ml
- 1 pipeta de 10 ml con propipeta
- 1 montaje de titulación

#### 3.2. Reactivos

- HCl al 0,1 N
  - NaOH al 0,1 N
  - Agua destilada
  - Fenolftaleína
  - Anaranjado de metilo
  - Azul de bromotimol
  - Papel de tornasol azul y rojo
- Traer por grupo:**
- Zumo de limón 10 ml
  - Lejía 10 ml
  - Bebida carbonatada 10 ml
  - Café 10 ml
  - Jabón de tocador
  - Pasta dental 4g
  - Ácido acético(vinagre) 10 ml

### 4. Procedimiento experimental

#### 4.1. pH-metro

- En un vaso de precipitados coloque 10 mL de HCl 0,1 N, luego introduzca el pH-metro y anote el valor del pH.
- En un vaso de precipitados coloque 10 mL de NaOH 0,1 N, luego introduzca el pH-metro y anote el valor del pH.
- En un vaso de precipitados mezcle 10 mL de HCl con 10 mL de NaOH, luego introduzca el pH-metro y anote el valor del pH.

#### 4.2. Indicador

- En 7 tubos de ensayo añadir 2 ml de las soluciones traídas por los estudiantes (Zumo de limón , lejía, bebida carbonatada, café, jabón de tocador, pasta dental, vinagre) en caso de haber traído sustancias solidas disolverlas con 1 ml de agua destilada.
- Luego procederemos a medir el pH con el papel indicador universal, mojando la parte coloreada por un lapso de 10 segundos, para luego comparar con la tabla de colores que trae el recipiente de los papeles indicadores. Anotaremos el pH medido en la tabla del reporte.
- Continuaremos agregando un trozo de papel de tornasol rojo a cada tubo y anotaremos la coloración que adquiere el papel. Repetiremos lo mismo para el papel de tornasol azul.
- Retiraremos los papeles de tornasol de los tubos y añadiremos 1 o 2 gotas del indicador fenolftaleína, agitaremos suavemente los tubos y anotaremos el color obtenido.
- Desecharemos las soluciones de los tubos y las reemplazaremos nuevamente en los tubos bien limpios. Luego agregaremos 1 o 2 gotas del indicador anaranjado de metilo agitaremos suavemente los tubos y anotaremos el color obtenido.
- Repetiremos nuevamente el paso anterior para añadir el indicador azul de bromotimol a cada tubo y anotaremos el color obtenido.

## 5. Cuestionario

1. Diferencie un compuesto ácido de uno básico.
2. ¿Qué otros indicadores orgánicos permiten identificar un compuesto ácido-básico?
3. ¿Por qué el HCl es un ácido fuerte y por qué se dice que el ácido acético es un ácido débil?
4. ¿Cuál es la reacción química por la cual el bicarbonato de sodio actúa como antiácido de la acidez estomacal y qué tipo de reacción es?

**REPORTE DE LA PRÁCTICA 15  
ÁCIDO-BASE**
**Asignatura: Química 1**
**Integrantes**

Docente: ..... 1.

Sección: .....

2. ....

Grupo: .....

3. ....

Fecha: ..... / ..... / 2024

4.

Duración: 45 minutos

**Instrucciones**

Conteste de manera clara y concreta los aspectos relacionados con la práctica.

 1. Completar el cuadro indicando el pH observado de cada sustancia. **(3 pts.)**

	HCl	NaOH	Mezcla HCl + NaOH → NaCl + H <sub>2</sub> O	Agua destilada
pH				
Papel indicador universal				
Azul de bromotimol				

 2. Completar el cuadro indicando el color observado con cada indicador. **(5 pts.)**

Sustancia de prueba	Lejía	Ácido acético	Jabón de tocador	Café	Zumo de limón	Bebida carbonatada	Pasta dental
pH							
Papel de tornasol rojo							
Papel de tornasol azul							
Fenolftaleína							
Anaranjado de metilo							

Azul de bromotimol							
-----------------------	--	--	--	--	--	--	--

3. Ordene en la escala de pH las sustancias trabajadas en el punto 2. (3 pts.)

**Escala de PH**

ph ácido			Neutro					ph alcalino						
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

4. Conteste las siguientes preguntas: (3 pts.)

4.1. Elija uno de los indicadores trabajados y luego indique que características presentó al ser añadidos a una solución ácida, neutra, y básica,

.....

.....

.....

.....

.....

4.2. ¿Investiga sobre la importancia del pH en los procesos biológicos? De un ejemplo

.....

.....

.....

.....

.....

4.3. Enumere 3 procesos industriales en los cuales se debe tener en cuenta el pH

.....

.....

.....

.....

5. Sintetice sus conclusiones con respecto a la práctica realizada (4 pts.)

5.1.....

.....

.....

.....

.....

5.2.....

.....

.....

.....

6. Criterios de cumplimiento en base a los ítems de la rúbrica. (2 pts.)

## BIBLIOGRAFÍA

## Básica

Chang, R. (2007). *Química*. México: Mc Graw Hill Interamericana de México S. A. Código del Cendoc: 540/CH518.

## Complementaria

AUCALLANCHI, F. (2007). *Química*. Racso.

BERAN, J. (2010). *Laboratory Manual for Principles of General Chemistry*. USA: JohnWiley & Sons Inc., 2010.

BROWN, L. (2004). *Química*. México: Pearson.

BURNS, R. (2006). *Fundamentos de química*. México: Prentice Hall Hispanoamericana S. A.

CASTAÑEDA, L. (2013). *Química experimental aplicaciones*. Colombia: Macro. E.I.R.L. 2013.

GARZÓN, G. (2000). *Fundamentos de química general*. México: Mc Graw Hill.

HILL, John-Kolb, Doris (2002). *Química para el nuevo milenio*. México Prentice May Hispanoamericana S. A.

TORRENEGRA, R.; PEDROZO, J. (2000). *Exploremos la química*. Colombia: PearsonEducación de Colombia Ltda.

WHITTEN, W.; DAVIS, R.; PEC, K M. Y STANLEY, G. (2008). *Química*. Cengage Learning

## Otras referencias

Aguilar Segura, C. P. (2011). Guía para la unidad de aprendizaje de Química II.

Alcántara, S. (s.f.). *TP Laboratorio Químico*. Obtenido de <https://www.tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico/balanza-analitica.html>

Alcántara, S. (s.f.). *tplaboratorioquimico.com*. Obtenido de <https://www.tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico/phmetro.html>

Alpha Metrología. (s.f.). *Alpha Metrología*. Obtenido de <https://alphametrologia.com/calibracion-materiales-volumetricos/>

Anda Cárdenas, P. (2005). *Química 2* (Primera ed.). Zapopan, Jalisco, México: Umbral.

Araque Marín, P., & Mazo Lopera, M. A. (2015). Estrategia didáctica para la enseñanza y aprendizaje de la nomenclatura inorgánica en estudiantes de primer semestre de la escuela de ingeniería de Antioquia. *Encuentro Internacional de Educación en Ingeniería*.

Bolivar, G. (19 de julio de 2023). *lifeder.com*. Obtenido de <https://www.lifeder.com/propiedades-periodicas-elementos/>

Carpí, A., & Dingle, A. (2003). *Reacciones Químicas*. Obtenido de Visionlearning : <https://www.visionlearning.com/es/library/Quimica/1/Reacciones-Quimicas/54/reading>

Ciencia y datos. (2023). *cienciaydatos.org*. Obtenido de <https://cienciaydatos.org/wp-content/uploads/2022/09/mechero-bunsen.webp>

- Colorado, P.-U. o. (s.f.). *EducaRed*. Obtenido de <https://recursos.educared.fundaciontelefonica.com.pe/156/escala-de-ph>
- CSIC. (02 de 2007). Manual de Buenas prácticas en el laboratorio. Sevilla, España: Servicio de Prevención de Riesgos Laborales del CSIC en Sevilla.
- Falabella.com*. (s.f.). Obtenido de <https://www.falabella.com.pe/falabella-pe/product/119306756/Medidor-de-ph-digital-potenciometro-phmetro-amarillo/119306757>
- Ferrada Yáñez, A. (2020). *Studocu*. (U. d. Concepción, Ed.) Obtenido de <https://www.studocu.com/cl/document/universidad-de-concepcion/fisica/p-h-valorizacion-practica-ph/13219623>
- Instruments, H. (s.f.). *medicalexpo.es*. Obtenido de <https://www.medicalexpo.es/prod/hanna-instruments/product-80622-733591.html>
- Jaramillo Sánchez, J. A. (2004). *Química*. Sevilla: MAD.
- Mayado, N. (mayo de 2011). *Slideshare.net*. Obtenido de <https://es.slideshare.net/adaniojeda/sga-34272182>
- Mecafenix. (9 de abril de 2020). *Ingeniería Mecafenix*. Obtenido de <https://www.ingmecafenix.com/medicion/longitudes/vernier/>
- Miyospiral. (23 de enero de 2013). *Miyospiral.blogspot.com*. Obtenido de <https://miyospiral.blogspot.com/2013/01/practica-7-medicion-de-volumenes.html>
- Ondarse Álvarez, D. (9 de Agosto de 2021). *concepto*. Obtenido de concepto: <https://concepto.de/reaccion-quimica/>
- Pérez Matos, R. (2014). Una forma diferente de enseñar la Química Inorgánica. *Revista Cubana de Química*, 197 - 203.
- Química Fácil. (09 de enero de 2024). *Quimicafacil.net*. Obtenido de <https://quimicafacil.net/tecnicas-de-laboratorio/tecnicas-de-filtracion/>
- Química.es*. (s.f.). Obtenido de *Química.es*: <https://www.quimica.es/enciclopedia/Estequiometr%C3%ADa.html>
- Quimicaitvh. (2015). *quimicaitvh.blogspot.com/*. Obtenido de <https://quimicaitvh.blogspot.com/p/113-espectros-de-emision-y-series.html>
- Quispe, E. (s.f.). *Khan Academy*. Obtenido de <https://es.khanacademy.org/science/3-secundaria-cyt/x2972e7ae3b16ef5b:enlaces-y-reacciones-quimicas/x2972e7ae3b16ef5b:reacciones-quimicas/a/352-funciones-quimicas-inorgnicas>
- Racedo, F. (2020). *Tomi-digital*. Obtenido de [https://tomi.digital/es/258934/valoraciones-quimica-analiticas?utm\\_source=google&utm\\_medium=seo](https://tomi.digital/es/258934/valoraciones-quimica-analiticas?utm_source=google&utm_medium=seo)
- Ramírez Regalado, V. M. (2015). *Química 2*. Patria.
- Servicio de Higiene y seguridad. (s.f.). *UbaExactas*. (U. d. Argentina, Editor) Obtenido de <https://exactas.uba.ar/higieneyseguridad/seguridadlaboral/seguridad-quimica/normas-basicas-de-seguridad-quimica-en-los-laboratorios-de-docencia-e-investigacion/>
- SweetLana-SVV. (27 de febrero de 2023). *Shutterstock*. Obtenido de <https://www.shutterstock.com/es/image-vector/laboratory-funnel-clamping-stand-coneshaped-paper-2267939607>
- Trujillo Santacoloma, F. J. (2004). *Soluciones Acuosas: Teoría y Aplicaciones*. Colombia: Universidad de Medellín.
- Valorímetro. (2024). *Valorímetro*. Obtenido de <https://www.valiometro.pe/balanza-electronica-de-precision-de-5000g-001g-ja-c>



World Health Organization. (s.f.). *Manual de bioseguridad de laboratorio*. Obtenido de <https://www.minsa.gob.pe/Recursos/OTRANS/08Proyectos/2022/Manual%20de%20Bioseguridad%20OMS.pdf>

# ANEXOS