

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE QUÍMICA
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÁNICA Y NUCLEAR

MANUAL DE PRÁCTICAS
LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL I
CLAVE 1114

Elaborado y revisado por Profesores del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear.

ÍNDICE:

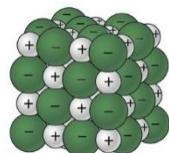
	Pág.
Práctica 1. Ejemplos de mezcla homogénea y heterogénea.....	1
Práctica 2. Separación de los componentes de una mezcla.....	6
Práctica 3. Densidad.....	11
Práctica 4. Solubilidad (Sesión de 4 h).....	18
Práctica 4. Solubilidad (sesión de 2 h.).....	25
Práctica 5. Propiedades de algunos elementos y sus óxidos (Parte I).....	31
Práctica 5. Propiedades de algunos los elementos y sus óxidos (Parte II).....	37
Práctica 6. Nomenclatura.....	41
Práctica 7. Propiedades físicas y enlace químico.....	50
Práctica 8. La reacción química (Parte I).....	57
Práctica 9. La reacción química (Parte II).....	65
Práctica 10. Masas Relativas.....	72
Práctica 11. La constante de Avogadro.....	77
Práctica 12. Determinación de la fórmula mínima de un compuesto de yoduro de cobre	85
Práctica 13. Preparación de disoluciones.....	89
Práctica 14. Ley de conservación de la materia (Transformaciones sucesivas de cobre).....	94

Práctica 1. Ejemplos de mezcla homogénea y heterogénea.

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué observaciones experimentales permiten diferenciar a una mezcla homogénea de una heterogénea?

Tarea previa:



Representación de una porción de un cristal de NaCl

01. Investiga la definición para disolución: _____

02. Describe en un dibujo ¿cómo piensas que se encuentra el NaCl en una disolución acuosa?

03. ¿Cómo clasificas las disoluciones?

04. ¿Cómo se prepara una disolución saturada?





05. ¿Cómo se prepara una disolución sobresaturada?

06. ¿Cuantitativamente, qué es la solubilidad de una sustancia?

07. ¿Cuál es la definición de densidad?

08. Haz el dibujo de cada uno de los materiales de laboratorio que a continuación se mencionan y anota el nombre que le corresponde a cada dibujo: matraz Erlenmeyer, piseta, matraz aforado, vidrio de reloj, pipeta volumétrica y pipeta graduada.

09. Escribe el nombre del siguiente material de laboratorio:

I. Primer procedimiento experimental (1er PE), solubilidad máxima del bicarbonato de sodio

- 1) Prepara en tu casa una mezcla heterogénea de bicarbonato de sodio en agua (**1er PE**). Para ello emplea una cucharita cafetera y un vaso de vidrio con agua (marca el nivel del agua en el vaso que utilizas). Añade de cucharadita en cucharadita (de preferencia al ras) el bicarbonato de sodio en el agua y llena la siguiente tabla (después de cada cucharadita de sal añadida, no olvides agitar lo suficiente). Conserva la muestra de bicarbonato de sodio que empleaste y que sobró y llévala al laboratorio pues la vas a utilizar.

Cucharadita	1	2	3	4	5	6	7	8
¿Se disolvió totalmente? si o no								

¿Cuál es el máximo de cucharaditas que se necesitaron para llegar a la disolución saturada? _____ cucharadas/vaso

Si cada cucharadita contiene aproximadamente 2.5 g de la sustancia (según los chef's) ¿cuál es el máximo en gramos de bicarbonato se disolvieron? _____

- 2) **Traer al laboratorio el vaso y la cucharita que empleaste en casa, no la disolución.**

➤ **Para realizar en el laboratorio:**

Determina el volumen de agua en mL que se empleó para el experimento en casa. **Volumen= _____ mL**
 Determina la masa de cada cucharadita al ras, de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) añadido. Haz la determinación de la masa por triplicado y anota el promedio.

Laboratorio de Química General I
Práctica No. 1.- Mezcla homogénea y heterogénea.

Cucharadita número	1	2	3	Promedio
Masa de bicarbonato de sodio				

Masa promedio de NaHCO_3 por cucharadita: _____ g. ¿Coincide con lo que dice el chef? _____

➤ **Material, equipo y reactivos disponibles:**

- ✓ Aproximadamente 20 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
- ✓ Agua destilada
- ✓ Embudo buchner, matraz kitasato y manguera para filtración al vacío
- ✓ Estufa
- ✓ Vasos de precipitados de 50, 100 y 250 mL
- ✓ Probeta de 100 mL
- ✓ Agitador de vidrio
- ✓ Balanza
- ✓ Espátula

3) Antes de iniciar, revisa el siguiente material de vidrio e identifica la incertidumbre (tolerancia, Tol.) en el volumen de cada material. Te sugerimos determinar la incertidumbre en porcentaje en volumen ($\pm \% v$) y anótalos en la tabla.

- a) Vaso de precipitados de 250 mL, b) Pipeta volumétrica de 10 mL, c) Pipeta graduada de 10 mL, d) Matraz aforado de 100 mL, e) Probeta graduada de 100 mL y f) Bureta de 50 mL.

Material	Vaso de precipitado	Pipeta volumétrica	Pipeta graduada	Matraz aforado	Probeta graduada	Bureta
% v						

- b) Se sabe que a mayor incertidumbre ($\pm \% v$ ó $\pm v$), menor precisión del volumen medido, considerando esto y ordénalos del menor % v al mayor % v.

Material						
% v						

4) ¿Cuál es el material con mayor precisión? _____

5) ¿Cuál es el material con menor precisión? _____

II. **Segundo procedimiento experimental (2do PE)**

1. Preparación de una mezcla heterogénea en el laboratorio (2do PE):
 - a) Pesa aproximadamente 20 g del bicarbonato de sodio que usaste y anota la masa exacta. **Masa=** _____
 - b) Usa una probeta de 100 mL para medir 100 mL de agua destilada y colócala en un vaso de precipitados de 250 mL. **Volumen=** _____
 - c) Añade el bicarbonato que pesaste y disuélvelo en los 100 mL de agua. No olvides agitar lo suficiente después de la adición de la sal para garantizar que se disuelva la cantidad máxima de bicarbonato de sodio (evita las pérdidas de muestra por una agitación excesiva).
 - d) Determina la temperatura de la mezcla y anótala. **Temperatura=** _____
 - e) Una vez disuelta la cantidad máxima de bicarbonato de sodio anota tus observaciones sobre el aspecto de la mezcla resultante. (Se evaluará la determinación de la solubilidad máxima por diferencia de masa en una sola muestra).
Observaciones procedimiento c): _____

 - f) Separa la cantidad de bicarbonato de sodio que no se disolvió y la disolución saturada de la sal, para determinar por diferencia la masa de bicarbonato de sodio que se disolvió. Anota la masa de bicarbonato de sodio seco, que recuperaste. **Masa recuperada=** _____
 - g) Determina la cantidad de bicarbonato de sodio que se disolvió en los 100 mL de agua. **Masa=** _____

Tratamiento de residuos:

Todas las disoluciones que contienen NaHCO_3 se deben verter en los contenedores que estarán colocados en las campanas. Esta disolución se utilizará para neutralizar otros residuos de sesiones posteriores.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear.

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Información sobre la medición de volumen BRAND MGBH +CO KG (2015). Alemania.
https://www.brand.de/fileadmin/user/pdf/Information_Vol/Brochuere_Volumenmessung_ES.pdf
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014) *Química*, (10ª ed). México: Cengage Learning

Práctica 2. Separación de los componentes de una mezcla

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué tipo de mezcla se te proporcionó y cómo la identificaste? ¿Cuántos y cuáles son los métodos de separación que empleaste en la práctica? ¿Qué propiedades de las SUSTANCIAS se aprovechan para elegir cada uno de los métodos de separación?

PROBLEMA

- Separar cuantitativamente cloruro de sodio, yodo y dióxido de silicio de una mezcla sólida.
- Determinar la composición porcentual DE CADA COMPONENTE DE LA MEZCLA.

CUESTIONARIO PREVIO

01. A las **sustancias** se les clasifica en *elementos* y *compuestos*. ¿Qué diferencias existen entre ambos? _____

02. Las **mezclas** resultan de la combinación de dos o más **sustancias** y se clasifican en *homogéneas* y *heterogéneas*. ¿Qué características fundamentales las hacen distintas? _____
03. Da un ejemplo cotidiano de mezclas homogéneas de:
- a) Gases _____
 - b) Sólidos _____
 - c) Un gas y un líquido _____
 - d) Líquidos _____
04. Describe 4 métodos físicos diferentes que se utilicen en la separación de los componentes de una mezcla cualquiera. _____

05. Elabora un diagrama de flujo del procedimiento experimental A REALIZAR en el laboratorio, para separar una mezcla EN ESTADO SÓLIDO de cloruro de sodio (NaCl), yodo (I₂) y dióxido de silicio (SiO₂). Puedes considerar la siguiente información útil:
- NaCl: sólido cristalino incoloro, soluble en agua y con punto de fusión de 801 °C.
 - I₂: sólido cristalino MORADO OSCURO, poco soluble en agua. Sublima entre 50 y 100 °C.
 - SiO₂: sólido cristalino incoloro, MUY POCO SOLUBLE en agua y con punto de fusión de 1713 °C.

Diagrama de FLUJO

06. Si 350.0 g de una mezcla contiene, 100.0 g de NaCl, 35.0 g de I₂ y 215.0 g de SiO₂. ¿Cuáles serán las composiciones porcentuales de cada una de estas sustancias en la mezcla?

Cálculos:

_____ % NaCl
_____ % I₂
_____ % SiO₂

MATERIAL*

REACTIVOS:

- ✓ Cloruro de sodio**
- ✓ Iodo**
- ✓ Dióxido de silicio**

Nota: *El alumno(a) seleccionará el material y equipo que utilizará para la separación de la mezcla.

**El profesor asigna las cantidades en porcentaje de cada reactivo que compone a la mezcla.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

01. Se te proporcionarán únicamente 2.0 g aproximadamente de una mezcla sólida de cloruro de sodio, yodo y dióxido de silicio. Separa en tres partes, PESA CADA UNA y anota la masa de cada MEZCLA OBTENIDA EN LA TABLA 1.
02. Basándote en el diagrama que elaboraste en la pregunta 05 del cuestionario previo, discute con tus compañeros cuál sería el mejor procedimiento para separar y cuantificar los componentes químicos de la mezcla.
03. CON CADA PORCIÓN SEPARADA Y PESADA, REALIZAR EL PROCEDIMIENTO DE SEPARACIÓN PROPUESTO POR TU EQUIPO. ESTO ES NECESARIO PARA OBTENER DATOS EXPERIMENTALES CONFIABLES. Al final de la práctica deberás completar la tabla 1.

RESULTADOS

Tabla 1. Resultados de los tres experimentos realizados.

Sustancia	Experimento No. 1 masa mezcla = _____ g		Experimento No. 2 masa mezcla = _____ g		Experimento No. 3 masa mezcla = _____ g		%m/m promedio
	masa	%m/m	masa	%m/m	masa	%m/m	
NaCl							
I ₂							
SiO ₂							

CUESTIONARIO FINAL

01. ¿Qué porcentaje hay de cada componente en la mezcla? Para contestar esta pregunta necesitarás una expresión como la siguiente (realiza el cálculo para cada uno de los experimentos):

$$\left(\frac{\text{masa del componente A}}{\text{masa de la mezcla}} \right) \times 100 = \text{porcentaje del componente A}$$

Cálculos experimento No. 1:	% NaCl = _____ % I ₂ = _____ % SiO ₂ = _____
-----------------------------	--

Cálculos experimento No. 2:	% NaCl = _____ % I ₂ = _____ % SiO ₂ = _____
Cálculos experimento No. 3:	% NaCl = _____ % I ₂ = _____ % SiO ₂ = _____

02. Si el porcentaje promedio de los tres componentes suma **menos** del 100%, ¿qué explicación razonable encuentras? _____

03. En caso de que sume **más** del 100 %, ¿cuál pudo haber sido el problema? _____

04. Si se desea que la suma de los componentes separados sea del 100 %, ¿qué modificaciones harías al experimento que llevaste a cabo? _____

05. ¿Cómo separarías una mezcla de aceite, agua, sal y arena? _____

PREGUNTAS FINALES

06. ¿Qué tipo de mezcla se te proporcionó y cómo lo determinaste? _____

07. ¿Cuántos y cuáles son los métodos de separación que empleaste en la práctica? _____

08. ¿Qué propiedades de LAS SUSTANCIAS CONSIDERASTE para elegir cada uno de los métodos de separación?

Tratamiento de residuos:

R1: I₂ obtenido se recolecta en el contenedor que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R2: SiO₂ y el NaCl se pueden desechar al bote de basura CON TODO Y PAPEL FILTRO SECO.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QIyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, (10ª ed.), México.

Práctica 3. Densidad

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿La densidad es una propiedad intensiva o extensiva? ¿Por qué?

¿Cómo influye la temperatura en la densidad de una disolución de azúcar?

PROBLEMA

- Medir la densidad de 100 mL, 150 mL y 175 mL, para una disolución de azúcar de cualquier concentración % m/m.
- Realizar experimentalmente una curva de calibración que relacione la concentración de distintas disoluciones de azúcar con su densidad.
- Encontrar la concentración % m/v, de una bebida comercial (jugo, refresco, etcétera).
- Estudiar el efecto de la temperatura en la densidad de disoluciones de azúcar.

CUESTIONARIO PREVIO

1. ¿Cómo se define la densidad y cuáles son sus unidades?

2. ¿Para qué sirve conocer la densidad de cualquier sustancia o disolución?

3. ¿Cómo se calcula el porcentaje en masa de una disolución?

4. Si se pesan 35.0 g de cloruro de sodio y se agrega agua suficiente para alcanzar los 150.0 g totales, ¿cuál es el % m/m de dicha disolución? Escribe tu estrategia de cálculo.

Cálculos:

% m/m= _____

5. La compañía Del Valle reporta en la información nutrimental de uno de sus productos, que su bebida contiene 29.0 g de azúcar por cada porción de 240 mL de bebida, ¿cuál es el % m/V de azúcar en el jugo?

Cálculos:

$$\% \text{ m/V} = \underline{\hspace{2cm}}$$

6. En general ¿cómo afecta la temperatura en el valor de la densidad de una disolución?

7. ¿Qué es una curva de calibración y para qué sirve?

MATERIAL:

✓ Matraz Erlenmeyer de 125 mL.	4	✓ Tripie y tela con asbesto	1
✓ Matraz Erlenmeyer de 250 mL	2	✓ Pinzas de 3 dedos	1
✓ Vasos de precipitados de 250 mL.	4	✓ Soporte universal	1
✓ Tubo de vidrio para densímetro	1	✓ Mechero Bunsen o parrilla eléctrica	1
✓ Densímetro	1	✓	

REACTIVOS:

- ✓ Azúcar
- ✓ Agua destilada

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Parte A. Relacionar a la densidad como una propiedad intensiva o extensiva.

a) Preparación de las disoluciones de azúcar

Preparar disoluciones de las siguientes concentraciones: 0, 2, 4, 8, 12, 16, 20, 24, 28 y 32 % m/m. Para ello debes seguir los siguientes pasos:

1. Para preparar 100 g de disolución, dentro de un matraz Erlenmeyer pesa la cantidad de gramos correspondientes a la concentración de azúcar de la disolución, por ejemplo, si quieres preparar una disolución de azúcar al 5 % m/m, debes pesar 5 g de azúcar y añade al matraz el agua destilada necesaria (95 g), para llegar a una masa total de 100 g.
2. Otra opción, por ejemplo, para preparar 150 g de una disolución de azúcar al 5 % m/m, se deben pesar 142.5 g de agua y añadirle 7.5 g de azúcar previamente pesada.

3. Agita moderadamente hasta obtener una disolución homogénea.
4. Vierte la disolución en un frasco y etiquétalo con la concentración correspondiente expresada en % m/m.
5. Repite el procedimiento experimental para cada una de las disoluciones que vayas a preparar.

b) Determinación de la densidad para diferentes volúmenes de una disolución de azúcar de cualquier concentración % m/m.

1. Mide la temperatura inicial de la disolución.
2. *Determina su densidad con ayuda de un densímetro*
 - a) En el tubo del densímetro coloca el volumen de la disolución al que le vas a determinar la densidad.
 - b) Introduce el densímetro lentamente y con cuidado en el tubo. El densímetro NO debe tocar el fondo del tubo. También debes evitar soltarlo repentinamente, pues en el choque el tubo y/o el densímetro se pueden romper.
 - c) El densímetro no debe tocar las paredes del tubo, para evitarlo puedes darle una rotación con los dedos de manera que gire mientras lo introduces o buscas desplazar el fondo del tubo para centrar el densímetro.
 - d) Una vez que el densímetro se encuentre flotando en la disolución, procede a medir la densidad en su escala. Procura que no esté pegado a la pared del tubo, sino que se encuentre perfectamente perpendicular a la mesa.
 - e) Para tener una buena lectura, debes tener la mirada a la altura del nivel del líquido e identificar correctamente la escala del densímetro.

3. Registra tus datos en la tabla 1

Tabla 1

Temperatura	
mL de disolución	Densidad (g/mL)
100	
150	
170	
promedio	

Cuestionario 1.

1. ¿Cómo es el valor de la densidad para cada uno de los volúmenes; 100 mL, 150 mL y 170 mL, de la disolución de azúcar de concentración % m/m, que elegiste? _____

2. En una hoja de papel milimétrico, traza el gráfico de la densidad (ordenadas, eje y) en función del volumen utilizado (abscisas, eje x).
3. ¿Qué valor tiene la pendiente? _____
4. ¿Qué conclusión sacas de las variaciones de densidad con el volumen? _____

5. ¿La densidad es una propiedad intensiva o extensiva? _____

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Parte B. Construcción de la curva de calibración

a) De las disoluciones de azúcar que preparaste, determina su densidad con ayuda de un densímetro. Para medir la densidad de un líquido sigue las siguientes indicaciones:

1. Antes que nada, mide la temperatura mediante un termómetro y anótala. $T = \text{_____} \text{ } ^\circ\text{C}$.
2. Recolecta tus datos experimentales en la tabla 2 y calcula los % m/V de cada disolución.

Tabla 2. Densidad (g/mL) de distintas disoluciones de azúcar medidas a _____ $^\circ\text{C}$.

Concentración (% m/m)	Densidad (g/mL)	Concentración (% m/V)
0		
2		
4		
8		
12		
16		
20		
24		
28		
32		

Si la densidad se representa con el símbolo ρ , escribe una expresión matemática que relacione ρ , con el % m/V y el % m/m. Escribe las unidades correspondientes de cada parámetro.

Expresión matemática:

3. Con los datos de la tabla 2, traza una gráfica en una hoja de papel milimétrico, de la densidad en función de la concentración (% m/V de azúcar).
4. Determina la ecuación de la recta. Recuerda que la fórmula general de una recta es: $y = mx + b$

Ecuación de la recta:
¿Qué unidades tiene m ? _____

¿Qué representa en este sistema el valor de la ordenada al origen? _____

b) Determinación de la concentración % m/V, de una bebida comercial (jugo, refresco, etcétera).

1. Traer una bebida comercial, puede ser un jugo de frutas o tu refresco favorito.
2. Eliminar la mayor cantidad posible de gas de la bebida que elegiste.
3. Determinar la densidad, con la ayuda de un densímetro, como lo hiciste para las disoluciones de azúcar.

Cuestionario 2

1. Con la ayuda de la curva de calibración y de la ecuación que encontraste, determina el valor de la concentración % m/V de la bebida que trajiste.

2. Compara el valor de % m/V obtenido experimentalmente con el valor % m/V que calculas con los datos del fabricante. ¿Es semejante? Sí o No, explica tu respuesta.

% m/V experimental _____ % m/V fabricante _____

Explicación: _____

3. ¿Cómo se llama el método que utilizaste para encontrar el valor de la concentración?

Parte C. Efecto de la temperatura en la densidad de las disoluciones.

La temperatura es uno de los factores que afectan la densidad de las disoluciones. Para averiguar cómo se comporta esta variación hay que determinar la densidad de todas las disoluciones preparadas a distintas temperaturas. Como ya determinaste los valores a temperatura ambiente, solo falta medir sus densidades a 50 °C y 70 °C.

1. Calienta la disolución a la cual vas a determinar su densidad en un matraz Erlenmeyer a baño María. Hay que tener el mayor cuidado de no dejar evaporar el agua.
2. Una vez caliente, viértela en el tubo del densímetro y toma la lectura de la densidad a 50 °C y 70 °C. (Recomendación: calienta ligeramente por encima de 70°C, para que al verter la temperatura no disminuya por debajo de 70 °C).
3. Registra tus resultados en la tabla 3.

Tabla 3. Densidad (g/mL) de distintas disoluciones de azúcar medidas a distintas temperaturas.

Concentración		Densidad (g de disolución/ mL de disolución)		
% m/m	% m/V	Tamb = ____ °C	50°C	70°C
0				
2				
4				
8				
12				
16				
20				
24				
28				
32				

Con los resultados de la tabla 2, traza en la misma gráfica, la densidad en función de la concentración (% m/V) de azúcar para cada una de las temperaturas. Emplea símbolos o colores diferentes para cada conjunto de datos de una misma temperatura.

CUESTIONARIO FINAL

1. ¿La densidad es una propiedad intensiva o extensiva? ¿Por qué?

2. Explica por qué al aumentar la cantidad de soluto en las disoluciones de azúcar, la densidad también aumenta.

3. ¿Qué ocurre con la densidad de una disolución de azúcar al incrementar la temperatura?

4. Si la densidad es el cociente de masa/volumen ¿Qué es lo que se está cambiando en disolución cuando disminuye la temperatura? _____

¿Aumenta o disminuye? _____

Tratamiento de residuos: Las disoluciones de azúcar (sacarosa) pueden ser desechadas a la tarja.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garriz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, (10ª ed.), México.

Práctica 4. Solubilidad (Sesión de 4 h)

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿La solubilidad es una propiedad intensiva o extensiva? ¿Por qué?

¿Por qué al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de una disolución de KNO_3 ?

Problema 1

Las disoluciones A, B y C tienen la siguiente composición: La disolución A: 0.613 g de KNO_3 en 1 mL de agua,

La disolución B: 1.226 g de KNO_3 en 2 mL de agua, La disolución C: 3.065 g de KNO_3 en 5 mL de agua.

¿A qué temperatura se inicia la cristalización en estas disoluciones?

Cuestionario Previo

1. Investiga las siguientes definiciones:

Soluto: _____

Disolvente: _____

Disolución: _____

2. ¿Qué características presentan las disoluciones no saturadas (o insaturadas), saturadas y sobresaturadas?

3. ¿Qué diferencia existe entre propiedades extensivas e intensivas? Menciona tres ejemplos de propiedades intensivas.

4. ¿Cómo se define la solubilidad?

5. ¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad de una sal iónica?

6. ¿Qué relación existe entre la temperatura de cristalización y la solubilidad?

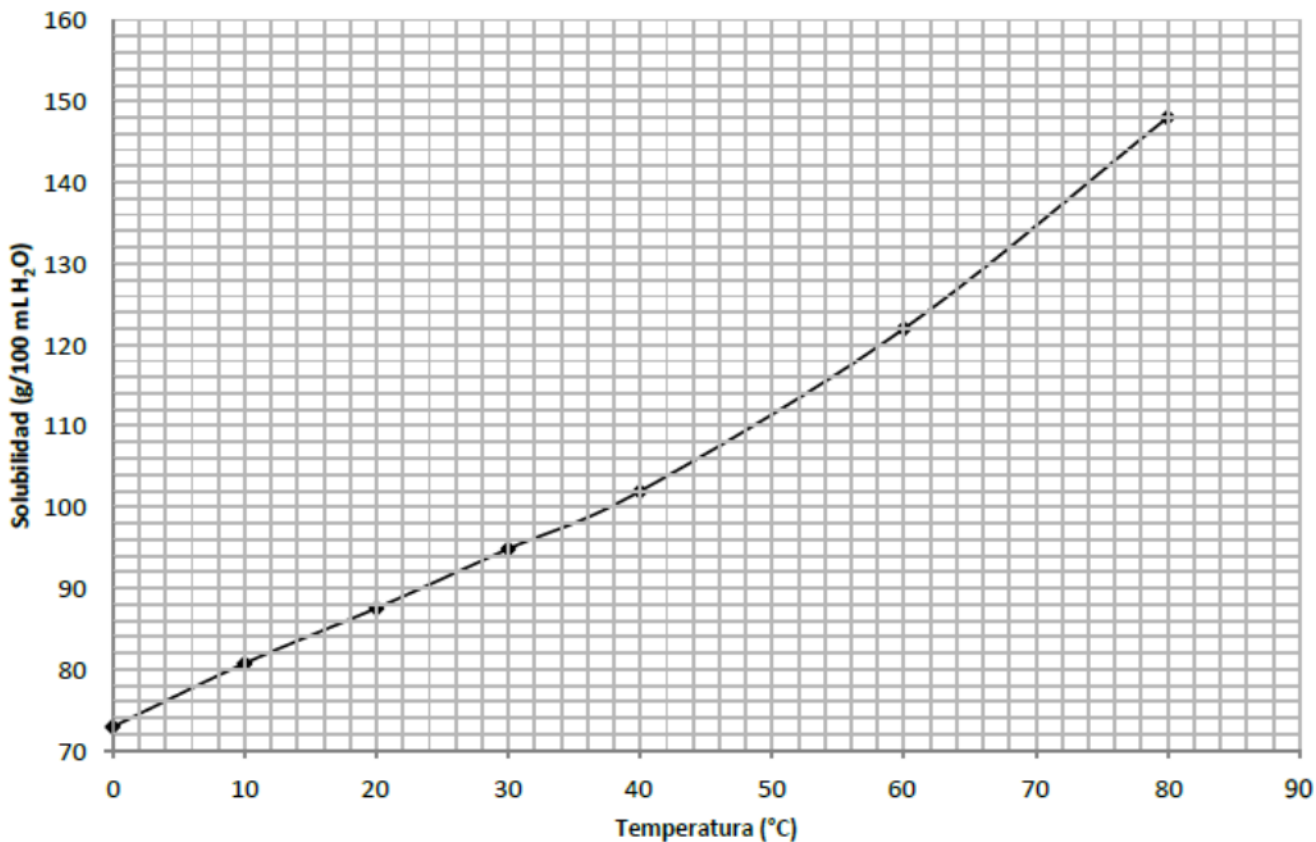
7. Consultando la curva de solubilidad de NaNO_3 , contesta las siguientes preguntas:

a) ¿Es posible disolver 80 g de NaNO_3 en 100 mL de H_2O a 20°C ? _____

b) ¿Esta disolución será saturada o insaturada? _____

- c) ¿Es posible disolver 87.6 g de NaNO_3 en 100 mL de H_2O a 20°C ? _____
- d) ¿Esta disolución será saturada o insaturada? _____
- e) ¿Es posible disolver 95 g de NaNO_3 en 100 mL de H_2O a 20°C ? _____
- f) ¿Esta disolución será saturada o sobresaturada? _____

Curva de solubilidad de NaNO_3



- g) ¿Cuántos gramos de NaNO_3 se pueden disolver en 50 mL de agua a 60°C ? _____

8. ¿Es la tendencia del NaNO_3 igual para todas las sales? Menciona algunos ejemplos.

MATERIAL:

- | | | | |
|-----------------------------------|----|--|---|
| ✓ Tubos de ensaye de 16x150 | 33 | ✓ Pinzas para tubo | 1 |
| ✓ Vaso de precipitados de 250 ml. | 1 | ✓ Termómetro | 1 |
| ✓ Vidrio de reloj | 1 | ✓ Mechero Bunsen o parrilla eléctrica | 1 |
| ✓ Espátula | 1 | ✓ Tripie con tela de alambre con asbesto | 1 |

Reactivos:

- ✓ Nitrato de potasio
- ✓ Agua destilada

Procedimiento experimental

1. Prepara un baño María con 100 mL de agua de la llave en un vaso de precipitados.
2. Etiqueta tres tubos de ensaye limpios y secos, colocando en cada uno de ellos el KNO_3 indicado en la Tabla 1.
3. Adiciona al tubo A, el volumen de agua destilada indicado en la tabla 1. Asegúrate que no quede sal en las paredes. Para facilitar la disolución de la sal, coloca el tubo en el baño María. Asegúrate de que el baño no se encuentre demasiado caliente para evitar la evaporación del disolvente.
4. Colocar el termómetro al interior del tubo manteniéndolo estático hasta observar la formación de las primeras partículas sólidas de la sal (en algunos casos se forman cristales). El enfriamiento se debe de llevar a cabo a temperatura ambiente, para que sea lo más lento posible. Una vez formadas las primeras partículas sólidas, registra la temperatura, la cual corresponderá a la temperatura de formación del sólido ($T_{\text{sólido}}$), esto corresponde a la solubilidad máxima.
Nota: Si es necesario emplea una lupa para observar la formación de las primeras partículas sólidas (o cristales).
5. Realiza el mismo procedimiento con los tubos B y C y obtén la temperatura de formación del sólido ($T_{\text{sólido}}$). Registra estos datos en la Tabla 2. Repite este procedimiento una vez más para cada tubo y obtén ($T'_{\text{sólido}}$), si los dos primeros valores de temperatura son semejantes (su diferencia es menor a $1\text{ }^\circ\text{C}$), calcula con ellos el promedio, si no realiza una tercera determinación ($T''_{\text{sólido}}$).

Nota: Enjuaga y seca el termómetro cada vez que cambies de tubo, del A al B o al C.

Tabla 1

Tubos	A	B	C
g KNO_3	0.613	1.226	3.065
mL agua	1	2	5

Tabla 2

Tubo	$T_{\text{sólido}}$	$T'_{\text{sólido}}$	$T''_{\text{sólido}}$
A			
B			
C			

Cuestionario 1

1. Considerando que, a una temperatura dada, la sal se disuelve completamente, calcula la relación en gramos de sal por cada mililitro de agua y en gramos de sal que se disuelven en 100 mL de agua, para cada tubo. Registra tus resultados en la tabla 3. Calcula la $T_{\text{sólido}}$ promedio para cada serie de tubos y colócala en la segunda columna.

Tabla 3

Tubo	$T_{\text{sólido}}$ promedio	g KNO_3	mL agua	g KNO_3 / mL agua	g KNO_3 / 100 mL de agua
A					

B					
C					

- Considerando la relación calculada en el punto número 1, compara las temperaturas de formación del sólido de las mezclas A, B y C. ¿Son similares? _____
- Justifica tu respuesta: _____

- ¿Qué propiedad de las sustancias establece la cantidad máxima en gramos que se pueden disolver en un volumen determinado de agua a una temperatura específica? _____
- ¿Esta propiedad es intensiva o extensiva? Justifica tu respuesta: _____

Problema 2

¿Cuál es la temperatura en la cual se alcanza la solubilidad máxima del KNO_3 en agua, para una proporción dada de soluto-disolvente?

Procedimiento experimental

- Repita el procedimiento experimental empleado en el Problema 1, utilizando las cantidades de soluto y disolvente indicadas en la Tabla 4. Registra los datos en la Tabla 5. Realiza por triplicado la determinación.

Tabla 4

Tubos	A	B	C	D	E	F	G	H
g KNO_3	0.212	0.316	0.453	0.613	0.836	1.060	1.365	1.670
mL agua	1	1	1	1	1	1	1	1

Tabla 5

Tubo	T_{solid}	T'_{solid}	T''_{solid}
A			
B			
C			
D			
E			
F			
G			
H			

Cuestionario 2

1. Calcula el cociente g de KNO_3 / mL H_2O y en g de KNO_3 / 100 mL H_2O , para cada mezcla indicada en la tabla 4. Registra los resultados en la tabla 6.

Tabla 6

Tubo	T_{solid} promedio	g KNO_3	mL agua	g KNO_3 / mL agua	g KNO_3 / 100 mL de agua
A					
B					
C					
D					
E					
F					
G					
H					

2. Traza una gráfica con los valores de g KNO_3 / 100 mL de H_2O (ordenadas, eje y) en función de la temperatura de solidificación ($^{\circ}\text{C}$) (abscisas, eje x); el gráfico corresponde a la solubilidad máxima del KNO_3 en agua y debe ocupar la mayor parte del tamaño de la hoja de papel milimetrado.
3. ¿Cómo afectaría la cantidad de sal que no se llega a disolver (queda adherida a las paredes del tubo) en el valor de solubilidad máxima que encontraste?

4. ¿Por qué se recomienda no sacar el termómetro del tubo hasta que se haya registrado la temperatura de solidificación? _____

5. ¿Cómo determinas la temperatura de solidificación de una disolución de KNO_3 si conoces su solubilidad máxima? _____

6. Analiza la gráfica construida en el punto #2 y determina la temperatura de cristalización para las siguientes disoluciones:

Disolución	g KNO ₃	mL agua	g KNO ₃ / 100 mL agua	T (°C) de solidificación
1	1	5		
2	2	5		
3	3	5		
4	5	5		
5	2	3		
6	2	6		
7	2	8		
8	2	10		

7. ¿Es posible preparar una disolución de KNO₃ 40 % (m/m) a temperatura ambiente? Justifica tu respuesta.

8. Analiza la gráfica construida en el punto #2 y responde las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué cantidad de KNO₃ se deben mezclar con 100 mL de agua a 20 °C, para tener una disolución no saturada (insaturada)? _____
- b) ¿Qué cantidad de KNO₃ se deben mezclar con 100 mL de agua a 20 °C, para tener una disolución saturada? _____
- c) Si se mezclan 50 g de KNO₃ con 100 mL de agua a 20 °C ¿Qué se necesita hacer para preparar una disolución sobresaturada? _____

PREGUNTAS FINALES

¿La concentración es una propiedad intensiva o extensiva? Justifica tu respuesta.

¿Por qué al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de una disolución de KNO₃?

¿Qué masa de KNO₃ se debe disolver en 1 mL de agua para que se logre la solubilidad máxima a las siguientes temperaturas: 25 °C, 35 °C y 45 °C?

Temperatura	25 °C	35 °C	45 °C
Masa (g)			

Tratamiento de residuos:

R1: Las mezclas heterogéneas de KNO_3 se deberán calentar y filtrar en caliente para quitar las impurezas insolubles, nuevamente se calentará y filtrará las veces que sea necesario para purificar la sal, por último, se cristalizará y una vez seco se colocará en el contenedor correspondiente, que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QIyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química (11ª Ed.)*. México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, (10ª ed.), México.

Práctica 4. Solubilidad (sesión de 2 h.)

PREGUNTAS POR RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

- ¿La solubilidad es una propiedad intensiva o extensiva? ¿Por qué?
¿La solubilidad del KNO_3 es dependiente de la temperatura? Explica

Problema 1

Las mezclas A, B y C tienen la siguiente composición:

La mezcla A: 0.613 g de KNO_3 en 1 mL de agua,

La mezcla B: 1.226 g de KNO_3 en 2 mL de agua,

La mezcla C: 3.065 g de KNO_3 en 5 mL de agua.

¿A qué temperatura se logra la solubilidad máxima en estas mezclas?

Cuestionario Previo

1. Investiga las siguientes definiciones:

Soluto: _____

Disolvente: _____

Disolución: _____

2. ¿Qué características presentan las disoluciones no saturadas (o insaturadas), saturadas y sobresaturadas?

3. ¿Qué diferencia existe entre propiedades extensivas e intensivas? Menciona tres ejemplos de propiedades intensivas.

4. ¿Cómo se define la solubilidad máxima? _____

5. ¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad de una sal iónica? _____

6. ¿Qué relación existe entre la temperatura de cristalización y la solubilidad? _____

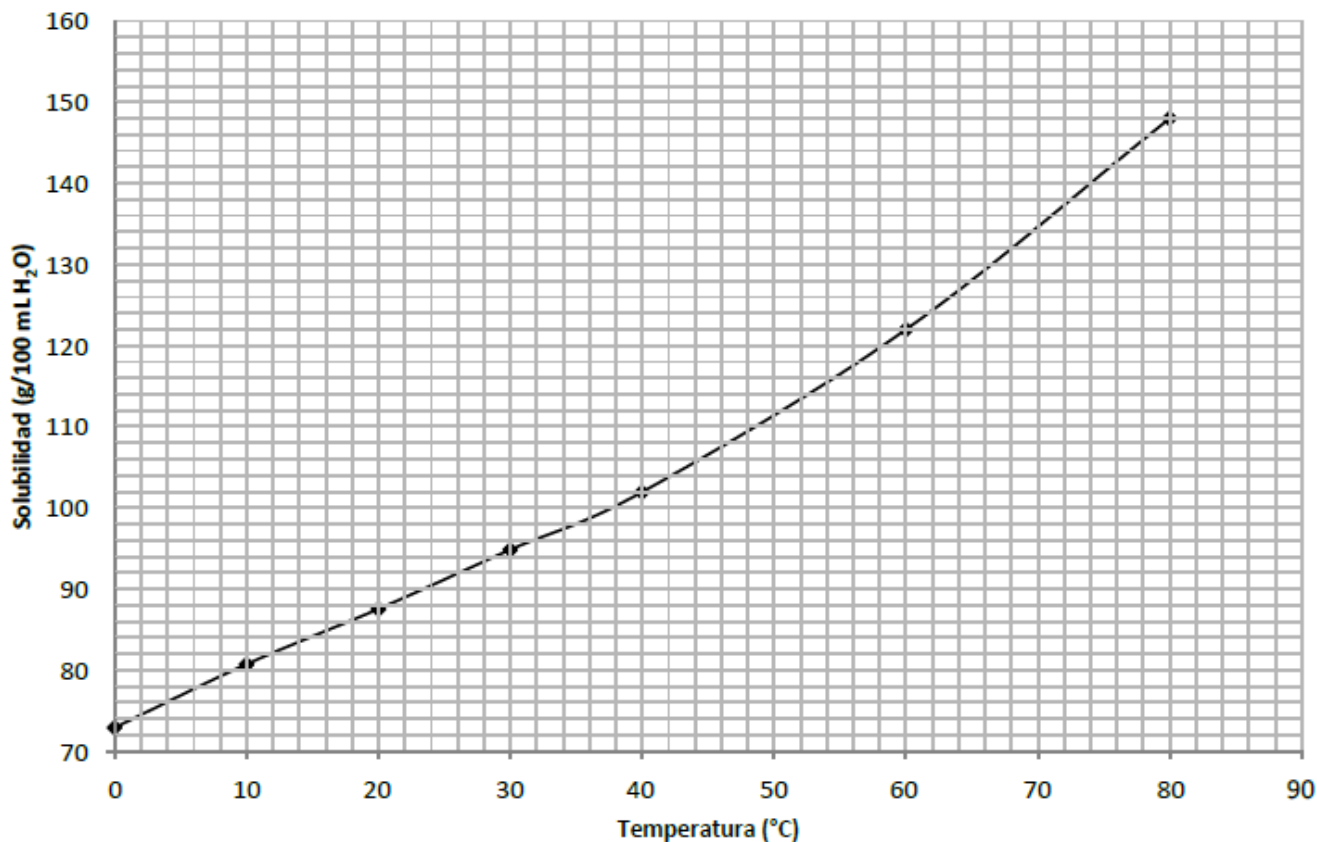
7. Consultando la curva de solubilidad de NaNO_3 , contesta las siguientes preguntas:

a) ¿Es posible disolver 80 g de NaNO_3 en 100 mL de H_2O a 20°C ? _____

b) ¿Esta disolución será saturada o insaturada? _____

- c) ¿Es posible disolver 87.6 g de NaNO_3 en 100 mL de H_2O a 20°C ? _____
- d) ¿Esta disolución será saturada o insaturada? _____
- e) ¿Es posible disolver 95 g de NaNO_3 en 100 mL de H_2O a 20°C ? _____
- f) ¿Esta disolución será saturada o sobresaturada? _____
- g) ¿Cuántos gramos de NaNO_3 se pueden disolver en 50 mL de H_2O a 60°C ? _____

Curva de solubilidad de NaNO_3



- h) ¿Es la tendencia del NaNO_3 igual para todas las sales? Menciona algunos ejemplos.

- i) Con la información de la siguiente tabla, traza una gráfica de solubilidad máxima (g KNO_3 en 100 mL de H_2O) (ordenadas, eje y) en función de la temperatura ($^\circ\text{C}$) (abscisas, eje x); el gráfico debe ocupar la mayor parte del tamaño de la hoja de papel milimetrado. Esta gráfica la ocuparás para contestar el cuestionario del problema 2 (procedimiento experimental).

T en $^\circ\text{C}$	10	20	30	40	48	55	60	65	80
Solubilidad g/100 mL	16.5	26.0	40.0	60.0	80.0	97.0	110.0	124.5	170.0

MATERIAL:

✓ Tubos de ensayo de 16x150	33	✓ Pinzas para tubo	1
✓ Vaso de precipitados de 250 mL	1	✓ Termómetro	1
✓ Vidrio de reloj	1	✓ Mechero Bunsen o parrilla eléctrica	1
✓ Espátula	1	✓ Tripie con tela de alambre con asbesto	1

Reactivos:

- ✓ Nitrato de potasio
- ✓ Agua destilada

Procedimiento experimental

1. Prepara un baño María con 100 mL de agua de la llave en un vaso de precipitados.
2. Etiqueta tres tubos de ensayo limpios y secos, colocando en cada uno de ellos el KNO_3 indicado en la Tabla 1.
3. Adiciona al tubo A el volumen de agua destilada indicado en la tabla 1. Asegúrate que no quede sal en las paredes. Para facilitar la disolución de la sal, coloca el tubo en el baño María. Asegúrate de que el baño no se encuentre demasiado caliente para evitar la evaporación del disolvente.
4. Colocar el termómetro al interior del tubo manteniéndolo estático hasta observar la formación de las primeras partículas sólidas de la sal (en algunos casos se forman cristales). El enfriamiento se debe de llevar a cabo a temperatura ambiente, para que sea lo más lento posible. Una vez formadas las primeras partículas sólidas, registra la temperatura, la cual corresponderá a la temperatura de formación del sólido ($T_{\text{sólido}}$), esto corresponde a la solubilidad máxima.

Nota: Si es necesario emplea una lupa para observar la formación de las primeras partículas sólidas (o cristales).

5. Realiza el mismo procedimiento con los tubos B y C y obtén la temperatura de formación del sólido ($T_{\text{sólido}}$). Registra estos datos en la Tabla 2. Repite este procedimiento una vez más para cada tubo y obtén ($T'_{\text{sólido}}$), si los dos primeros valores de temperatura son semejantes (su diferencia es menor a 1 °C), calcula con ellos el promedio, si no realiza una tercera determinación ($T''_{\text{sólido}}$).

Nota: Enjuaga y seca el termómetro cada vez que cambies de tubo, del A al B o al C.

Tabla 1

Tubos	A	B	C
g KNO_3	0.613	1.226	3.065
mL agua	1	2	5

Tabla 2

Tubo	$T_{\text{sólido}}$	$T'_{\text{sólido}}$	$T''_{\text{sólido}}$
A			

B			
C			

Cuestionario 1

1. Considerando que, a una temperatura dada, la sal se disuelve completamente, calcula la relación en gramos de sal por cada mililitro de agua y en gramos de sal que se disuelven en 100 mL de agua, para cada tubo. Registra tus resultados en la tabla 3. Calcula la $T_{\text{sólido}}$ promedio para cada serie de tubos y colócala en la segunda columna.

Tabla 3

Tubo	$T_{\text{sólido}}$ promedio	g KNO_3	mL agua	g KNO_3 / mL agua	g KNO_3 / 100 mL de agua
A					
B					
C					

2. Considerando la relación calculada en el punto número 1, compara las temperaturas de formación del sólido de las mezclas A, B y C. ¿Son similares? _____
3. Justifica tu respuesta: _____

4. ¿Qué propiedad de las sustancias establece la cantidad máxima en gramos que se pueden disolver en un volumen determinado de agua a una temperatura específica? _____
5. ¿Esta propiedad es intensiva o extensiva? Justifica tu respuesta: _____

Problema 2

¿Cuál es la temperatura en la cual se alcanza la solubilidad máxima del KNO_3 en agua, para una proporción dada de soluto-disolvente?

Procedimiento experimental

1. Selecciona y prepara la mezcla de alguno de los tubos que se indican en la siguiente tabla (Tabla 4). Repite el procedimiento experimental empleado en el Problema 1 y registra los datos de temperatura en la Tabla 5. Si los dos primeros valores son semejantes (su diferencia es menor a 1°C), calcula con ellos el promedio, si no realiza una tercera determinación.

Tabla 4

Tubo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
------	---	----	-----	----	---	----	-----	------

g KNO ₃	0.316	0.424	0.613	0.906	1.060	1.365	1.670	2.505
mL agua	2	2	2	2	2	2	2	2

Tabla 5

Tubo seleccionado	T _{solid}	T' _{solid}	T'' _{solid}

Cuestionario 2

Determina la T_{solid} promedio de la mezcla seleccionada. Anota tu resultado: _____

1. Empleando la gráfica que construiste en tu cuestionario previo y con este valor de temperatura, determina la solubilidad máxima del KNO₃ en tu muestra. Anota el valor: _____
2. Determina el valor de la relación en gramos de KNO₃ por cada mililitro de agua y en gramos de KNO₃ que se disuelven en 100 mL de agua, para la muestra que seleccionaste. Anota tu resultado:
 - a) g KNO₃ / mL H₂O _____
 - b) g KNO₃ / 100 mL H₂O _____ (este valor corresponde a la solubilidad del KNO₃)
3. Compara este último valor con el determinado en el punto 2 y explica las semejanzas o las diferencias.

4. ¿Es posible preparar una disolución de KNO₃ 40 % (m/m) a temperatura ambiente? Justifica tu respuesta.

5. Con la gráfica de solubilidad del KNO₃ en agua como función de la temperatura que construiste, determina el valor de solubilidad a 75 ° C. Anota el valor: _____

6. ¿Qué cantidad de KNO₃ se debe mezclar con 20 mL de agua a 25 °C, para tener una disolución saturada? _____

PREGUNTAS FINALES

¿La solubilidad es una propiedad intensiva o extensiva? ¿Por qué? _____

¿La solubilidad del KNO_3 es dependiente de la temperatura? Explica: _____

Tratamiento de residuos:

R1: Las mezclas heterogéneas de KNO_3 se deberán calentar y filtrar en caliente para quitar las impurezas insolubles, nuevamente se calentará y filtrará las veces que sea necesario para purificar la sal, por último, se cristalizará y una vez seco se colocará en el contenedor correspondiente, que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 5. Propiedades de algunos elementos y sus óxidos (Parte I)

PREGUNTAS POR RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

De los elementos con los que trabajaste. ¿Cuáles son metales y cuáles no metales? ¿Qué comportamiento ácido-base predomina para los óxidos de los elementos metálicos y para los óxidos de los elementos no metálicos?

PROBLEMA 1

¿Qué comportamiento ácido-base presentan en disolución acuosa los óxidos de litio, sodio, potasio, magnesio, calcio, azufre, fósforo, carbono, cobre, níquel, aluminio, cinc y hierro?

CUESTIONARIO PREVIO

1. Los elementos químicos en la tabla periódica se clasifican como *metales* y *no metales*. Describe las propiedades físicas y químicas de cada uno de ellos.

Metales:	No metales:
----------	-------------

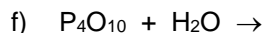
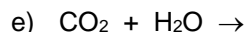
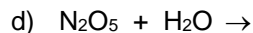
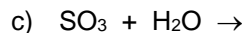
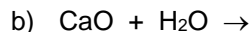
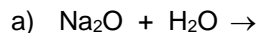
2. Clasifica a los siguientes elementos como *metales* o *no metales* y escribe su configuración electrónica completa: a) P; b) Na; c) Mg; d) Li; e) S; f) K y g) Ca.

Metales:	No metales:
----------	-------------

3. El proceso de oxidación consiste en la pérdida de electrones de valencia. Escribe la configuración electrónica completa para cada una de las siguientes especies oxidadas:

- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| a) Na^{+1} _____ | b) Mg^{+2} _____ |
| c) P^{+5} _____ | d) Ca^{+2} _____ |
| e) Li^{+1} _____ | f) S^{+6} _____ |
| g) K^{+1} _____ | |

7. Los *óxidos* reaccionan con agua, los *metálicos* forman los *hidróxidos* correspondientes sin cambiar su estado de oxidación y los *no metálicos* forman *ácidos*. Completa y balancea las siguientes ecuaciones químicas:



8. Los óxidos metálicos cuando se combinan con agua se comportan como _____ (ácidos/bases) y los óxidos no metálicos se comportan como _____ (ácidos/bases).

MATERIAL:

✓ Cucharilla de metal	5	✓ Mechero Bunsen	2
✓ Vaso de precipitados de 50 mL	8	✓ Pinzas de disección	1
✓ Vidrios de reloj	4	✓ Conductímetro	1
✓ Tubos de ensaye 16x150	3		

REACTIVOS:

✓ Litio (pequeña porción)	✓ Fósforo (pequeña porción)
✓ Sodio (pequeña porción)	✓ Ácido clorhídrico 6 mol/L*
✓ Potasio (pequeña porción)	✓ Hidróxido de sodio 6 mol/L*
✓ Magnesio (pequeña porción)	✓ Agua destilada
✓ Calcio (pequeña porción)	✓ Indicador universal
✓ Azufre (pequeña porción)	✓

***Nota: Soluciones preparadas por el personal de apoyo en el laboratorio (Laboratorista).**

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- Investiga las precauciones en el manejo de los elementos y compuestos que vas a utilizar, en especial del fósforo y de los metales alcalinos, de los óxidos de fósforo y de azufre, del ácido clorhídrico y de la sosa.
- El profesor dispondrá de 13 contenedores con cada uno de los elementos que vas a utilizar, para que determines si éstos conducen la electricidad o no. Utiliza un conductímetro y pregunta sobre el manejo del mismo. Si no tienes cuidado puedes provocar un corto circuito. Ten cuidado especial con el fósforo para evitar accidentes, puede incendiarse (la conductividad del fósforo es opcional) Registra tus resultados en la tabla 1.
- Prepara tres tubos de ensaye que servirán como testigos de los cambios de color que presenta el indicador universal en diferentes medios. En el primero de estos tubos coloca 3 mL de agua destilada y dos gotas de indicador universal. En el segundo tubo coloca 3 mL de disolución de hidróxido de sodio (6 M) y dos gotas de indicador universal. Finalmente, agrega al tercer tubo 3 mL de ácido clorhídrico (1:1) y dos gotas de indicador universal. Registra tus resultados en la tabla 2.
- Limpia y lija la cucharilla de combustión con una lija de agua (**la lija de agua la traerá el alumno**).

- Coloca en la cucharilla de combustión un trozo pequeño (aproximadamente de 2 a 4 mm o punta de espátula con aproximadamente 0.01 g) de litio, acércalo a la flama del mechero, observa la coloración de ésta y permite que se lleve a cabo la combustión. Registra en la tabla 1 el color observado. Introduce la cucharilla con el producto en un frasco que contenga aproximadamente 10 mL de agua destilada. Añade dos o tres gotas de indicador universal. Registra en la tabla 3 tus observaciones.
- Repite los pasos 4 y 5 con sodio, potasio, magnesio, calcio, hierro, cobre, zinc, níquel, aluminio, carbono, fósforo, y azufre tratando de usar porciones similares en todos los casos.
- En el caso de fósforo y azufre, realiza la operación en la campana para evitar una intoxicación por los gases desprendidos. Después de efectuar la combustión, introduce la cucharilla en un frasco con tapa que contenga alrededor de 10 mL de agua destilada y permite que el gas se disuelva en la misma. (Nota: no sumergir la cucharilla en el agua). Adiciona dos gotas de indicador universal. Registra en la tabla 3 tus observaciones. PRECAUCIÓN: NO DEJES SECAR EL FÓSFORO PORQUE PUEDE INCENDIARSE.
- Algunos óxidos como el de carbono son gases, para evaluar sus propiedades al combinarse con agua, utiliza un poco de hielo seco como fuente de dióxido de carbono. Coloca un pequeño trozo en 20 mL de agua y añade indicador universal. Si no hay puedes soplar con un popote el agua con indicador y el dióxido de carbono que exhalas será suficiente.
- Algunos óxidos no se forman fácilmente como habrás podido notar, para evaluar las propiedades de éstos utiliza una pequeña cantidad de los siguientes óxidos: ZnO, CuO, Fe₂O₃, NiO y Al₂O₃. Coloca en un tubo de ensaye cada uno, adiciona 3 mL de agua y observa si hay alguna reacción aparente, si es así, añade indicador universal. Registra en la tabla 3 tus observaciones.

REGISTRO DE DATOS Y CUESTIONARIO

- Anota cuáles de los elementos conducen la electricidad y la coloración de la flama en la tabla 1.

Tabla 1

Conduce	Li	Na	K	Mg	Ca	Fe	Ni	Cu	Zn	Al	C	P	S
Si													
No													
Color de flama													

- A partir del aspecto que presenta cada uno de los tubos testigo, establece cómo se relaciona el color del indicador con la acidez o basicidad del medio, registra tus resultados en la tabla 2.

Tabla 2

Medio	Color del indicador (pH)	Carácter ácido-base
Agua destilada		
Disolución de NaOH		
Disolución de HCl		

- ¿Qué óxidos reaccionaron con el agua? _____

- ¿Qué óxidos no reaccionaron con el agua? _____

7. De los elementos con los que trabajaste. ¿Cuáles son metales y cuáles no metales? ¿Cómo los diferenciaste?

8. ¿Qué comportamiento ácido-base predomina para los óxidos de los elementos metálicos y para los óxidos de los elementos no metálicos? _____

Tratamiento de residuos

R1: Las disoluciones que se formaron con carácter básico y ácido se juntan hasta tenerlas neutras y se pueden desechar a la tarja. En caso de tener precipitado primero filtrar y el papel correspondiente dejarlo secar para que una vez seco se deseche en el bote de basura. Aquellos sobrantes de elementos y óxidos se pueden devolver al laboratorista.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) **Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.**

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) **Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear**

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 5. Propiedades de algunos los elementos y sus óxidos (Parte II)

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué comportamiento ácido-base presentan los óxidos de los elementos que NO reaccionan con el agua?

MATERIAL:

- ✓ Tubos de ensaye 16x150 14 ✓ Mechero bunsen 2
- ✓ Pinzas para tubo 2

REACTIVOS:

- ✓ CuO (pequeña porción)
- ✓ Fe₂O₃ (pequeña porción)
- ✓ NiO (pequeña porción)
- ✓ ZnO (pequeña porción)
- ✓ Al₂O₃ (pequeña porción)
- ✓ Ácido clorhídrico (1:1) 6 mol/L*
- ✓ Hidróxido de sodio 6 mol/L*

Nota: *Soluciones preparadas por el personal de apoyo en el laboratorio (Laboratorista).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. De la práctica anterior, identifica los óxidos de los elementos que no reaccionaron con agua y cuyo carácter ácido-base no se determinó claramente. Completa la tabla 1.
2. En tubos de ensaye por separado, coloca una pequeña porción (punta de espátula o aproximadamente 0.01 g) de cada uno de los óxidos y añádeles 3 mL de disolución de ácido clorhídrico 6 mol/L (1:1). Calienta el tubo de ensaye hasta ebullición de la disolución. Registra en la tabla 2 tus observaciones incluyendo la coloración de la disolución resultante.
3. Repite la operación utilizando sosa 6 mol/L.

Nota: No añadas indicador universal en ningún caso.

REGISTRO DE RESULTADOS Y CUESTIONARIO

Tabla 1

Elemento	Óxido	Nombre del óxido

1. Escribe en la tabla 2, las ecuaciones correspondientes a cada una de las reacciones efectuadas.

2. De acuerdo a la práctica anterior, ¿en cuáles de los óxidos que trabajaste no se pudo observar su carácter ácido-base? Investiga en la literatura como se puede comprobar dicho comportamiento.

3. ¿Qué comportamiento ácido-base presentan los óxidos de los elementos que no reaccionan con el agua? Registra tu respuesta en la tabla 2. Los óxidos que debes probar son: ZnO, CuO, Fe₂O₃, NiO y Al₂O₃.

Tabla 2

Óxido	Óxido + HCl	Observaciones
Óxido	Óxido + NaOH	Observaciones

CONCLUSIONES FINALES

Las siguientes preguntas respóndelas tomando en cuenta los resultados de la práctica anterior

1. De acuerdo con la información que se tiene, ¿qué relación guarda el carácter ácido-base de los óxidos de los elementos con su posición en la tabla periódica? _____

2. ¿Existe alguna tendencia en el carácter ácido-base de los óxidos de los elementos a lo largo de un grupo y de un periodo? Explica cómo varía _____

3. ¿Cómo se denomina a los óxidos que reaccionan tanto con ácidos como con bases? _____
4. ¿Cuáles de los óxidos que trabajaste caen dentro de esta clasificación? _____

5. ¿Qué relación se encuentra entre la electronegatividad de un elemento y el carácter ácido-base de su óxido? _____

6. ¿Qué relación se encuentra entre el carácter metálico o no metálico de un elemento y la acidez o basicidad de su óxido? _____

7. ¿Para qué elementos los productos que se forman corresponden a un oxianión? _____

8. Elabora un breve resumen que describa lo que aprendiste:

PREGUNTA FINAL

¿Qué comportamiento ácido-base presentan los óxidos de los elementos que NO reaccionan con el agua? _____

Tratamiento de residuos

R1: Los productos de las reacciones del óxido de níquel con ácido y base se tratan con carbonato de calcio o sodio, el precipitado que se forme se filtra y se deja secar para colocarlo en un contenedor y el papel filtro seco se deposita en una bolsa perfectamente rotulada que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio. Al filtrado se le determina el pH y en caso necesario se neutraliza.

R2: Los productos de las reacciones de los óxidos de hierro, cobre, aluminio y cinc con ácido se juntan con los respectivos productos que se generaron con la base, se neutralizan y se desechan. En caso de tener precipitado se filtra y una vez seco se desecha al bote de basura.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QIyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garriz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, (10ª ed). México: Cengage Learning

Práctica 6 Nomenclatura

PREGUNTAS POR RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

Considerando que muchos compuestos están formados de cationes y aniones ¿cómo se recomienda nombrarlos?

¿En la fórmula de un compuesto, qué relación se establece entre los valores de las cargas de los cationes y los aniones?

Tarea previa:

- 1) Lee el anexo Cuadernillo: "La reacción química y su representación" que viene en el artículo de la revista Educación química de nombre Aprendizaje cooperativo del concepto 'cantidad de sustancia' con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. Parte I. El aprendizaje cooperativo. Anexo: cuadernillo 'La reacción química y su representación', de los autores Emilio Balocchi, Brenda Modak, Manuel Martínez-M., Kira Padilla, Flor Reyes-C y Andoni Garritz, y resuelve las preguntas 7, 9 y 11 (anéxalas a tu tarea previa).
- 2) ¿Qué es un catión y un anión? _____
- 3) Escribe el nombre (con base en la nomenclatura stock) y la fórmula del compuesto que se pueden formar en cada una de las casillas de la siguiente tabla, revisa el ejemplo:

Tabla # 1

		CO_3^{2-}	PO_4^{3-}	Cl^-	NO_3^-	S^{2-}	N^{3-}
Ca^{2+}	Fórmula				$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$		
	Nombre				Nitrato de calcio		
Ag^+	Fórmula						
	Nombre						
Fe^{3+}	Fórmula						
	Nombre						

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Material

En una hoja tamaño carta de acetato imprime la imagen de la **tabla #3**.

Reactivos

Fascos goteros con disoluciones 0.1 mol/L.*

Nota: * Preparados por el personal de apoyo en el laboratorio (Laboratorista).

Tabla #2, reactivos necesarios para la práctica.

Compuesto	Columna	Compuesto	Fila
Carbonato de sodio	A	MgCl ₂	1
NaNO ₃	B	Cloruro de hierro(III)	2
Fosfato de sodio	C	CuCl ₂	3
NaF	D	Cloruro de estaño(II)	4
Silicato de sodio	E	CoCl ₂	5

Colocar bajo el acetato donde está impresa la **tabla #3**, una hoja de papel en blanco.

Colocar 1 gota de cada uno de los reactivos de las columnas (**A, B, C, D y E**) en la **tabla #3a** y anota las características de estos reactivos en la **tabla #4**. Colocar 1 gota de cada uno de los reactivos de las filas (**1, 2, 3, 4 y 5**) en la **tabla #3b** y anota las características de estos reactivos en la **tabla #4**.

Reacciones

Ahora coloca otra gota de cada uno de los reactivos de las filas (**1, 2, 3, 4 y 5**) en la **tabla #3a**, para realiza todas las combinaciones de reactivos. Al realizar las combinaciones de SOLO ESTOS DOS REATIVOS, mezcla las gotas con la espátula, límpiala y sécala antes de mezclar otra. Si te equivocas, podrás usar la **tabla #3b** con el reactivo correspondiente.

Una vez realizadas las mezclas de todos los reactivos, observa con detenimiento cada cuadro en el acetato y determina las características del producto resultante en la **tabla #4**. Si observas opacidad o turbidez (mezcla heterogénea) en uno de los cuadros, esto obedece a la presencia de un producto sólido poco soluble y habrá que determinar el color que tiene. Algunas veces es mejor cambiar la hoja blanca por una oscura para detectar la presencia y el color del sólido formado. Si vas a cambiar la hoja hazlo con mucho cuidado para evitar que se mezclen los productos de diferentes cuadros.

Recuerda anotar tus observaciones con una descripción detallada del aspecto de cada reactivo y del resultado de la mezcla de dos de ellos (productos), menciona si se trata de mezclas homogéneas, heterogéneas, disoluciones, sólidos poco solubles, color de las disoluciones y de los sólidos, si es que se forman.

En la **tabla #5** escribe las ecuaciones iónicas con fórmulas (**tabla #5a**), las ecuaciones con los nombres de los reactivos empleados y de los productos esperados (**tabla #5b**) y las ecuaciones moleculares con fórmulas (**tabla #5c**). No olvides incluir su estado de agregación, en TODOS los casos.

Tabla #3a

	A	B	C	D	E
1					
2					
3					
4					
5					

Tabla #3b

	A	B	C	D	E
1					
2					
3					
4					
5					

Tabla #4. Observaciones experimentales. Características observables de reactivos y productos.
Marca con una "X" aquellas mezclas en donde no observaste cambios al realizar la mezcla.

	Reactivo 1		Reactivo 2		
	Letra	+	Número	↔	Producto
A1					
A2	Disolución incolora		Disolución color amarillo		Sólido poco soluble amarillo
A3					
A4					
A5					
B1					
B2					
B3					
B4					
B5					
C1					
C2					
C3					
C4					
D5					
D1					
D2					
D3					
D4					
D5					
E1					
E2					
E3					
E4					
E5					

Tabla #5a. Ecuaciones moleculares balanceadas (fórmulas). Realiza esta actividad de acuerdo con el ejemplo. Indica con "X" en la columna central, las mezclas marcadas en la tabla anterior y evita escribir los productos (no hay reacción)

	Reactivo 1		Reactivo 2		Producto 1	Producto 2
	Letra	+	Número	↔		
A1						
A2	3 Na ₂ CO ₃ (ac)		2 FeCl ₃ (ac)		Fe ₂ (CO ₃) ₃ (s)	6 NaCl (ac)
A3						
A4						
A5						
B1						
B2						
B3						
B4						
B5						
C1						
C2						
C3						
C4						
D5						
D1						
D2						
D3						
D4						
D5						
E1						
E2						
E3						
E4						
E5						

Tabla #5b. Ecuaciones balanceadas (nombres). Realiza esta actividad de acuerdo con el ejemplo. Indica con "X" en la columna central las mezclas marcadas en la tabla anterior y evita escribir los productos (*no hay reacción*)

	Reactivo 1		Reactivo 2		Producto 1	Producto 2
	Letra	+	Número	↔		
A1						
A2	Carbonato de sodio (ac)		Cloruro de hierro (III) (ac)		Carbonato de hierro(III) (s)	Cloruro de sodio (ac)
A3						
A4						
A5						
B1						
B2						
B3						
B4						
B5						
C1						
C2						
C3						
C4						
D5						
D1						
D2						
D3						
D4						
D5						
E1						
E2						
E3						
E4						
E5						

Tabla #5c. Ecuaciones iónicas balanceadas (fórmulas). Realiza esta actividad de acuerdo con el ejemplo. Indica con "X" en la columna central las mezclas marcadas en la tabla anterior y evita escribir los productos (*no hay reacción*)

	Reactivo 1		Reactivo 2		Producto 1	Producto 2
	Letra	+	Número	↔		
A1						
A2	6 Na ⁺ (ac) + 3 CO ₃ ²⁻ (ac)		2 Fe ³⁺ (ac) + 6 Cl ⁻ (ac)		Fe ₂ (CO ₃) ₃ (s)	6 Na ⁺ (ac) + 6 Cl ⁻ (ac)
A3						
A4						
A5						
B1						
B2						
B3						
B4						
B5						
C1						
C2						
C3						
C4						
D5						
D1						
D2						
D3						
D4						
D5						
E1						
E2						
E3						
E4						
E5						

PREGUNTAS POR RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

Considerando que muchos compuestos están formados de cationes y aniones ¿cómo se recomienda nombrarlos? _____

¿En la fórmula de un compuesto, qué relación se establece entre los valores de las cargas de los cationes y los aniones? _____

Preguntas adicionales

Observa con atención la etiqueta que se muestra a continuación, corresponde a una agua mineral embotellada

Tabla # 6

Análisis/Análise Químico (mg/l):

Bicarbonato	13,2
Calcio/Cálcio	2,2
Sodio/Sódio	4,7
Magnesio/Magnésio	2,3
Fluoruro	<0,2
Sulfato	3,7
Cloruro	6,8
Residuo/Resíduo seco (a 180°C)	40

- a) Considerando que se trata de una disolución acuosa incolora (mezcla homogénea), escribe el símbolo y el estado de agregación de la especie química que debe representar al calcio, magnesio y sodio en esta disolución R= _____
- b) Con base en las observaciones de reactivos y productos y las propiedades de solubilidad anotadas en la tabla #4, sugiere las fórmulas de las posibles sustancias de sodio, calcio y magnesio presentes en el agua mineral. R= _____
- _____

Tratamiento de Residuos:

R1: Limpiar con un papel absorbente pequeño los compuestos de cobalto y el papel **seco** se deposita en una bolsa perfectamente rotulada, que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R2: Las demás reacciones se limpian con un papel absorbente y ya **seco** se tira al bote de basura.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Connelly, N.G., T. Damhus, R.M. Hartshorn y A.T. Hutton (eds.) (2007): "Nomenclatura de Química Inorgánica. Recomendaciones de la IUPAC de 2005." (Trad.: Miguel A. Ciriano y Pascual Román Polo). Zaragoza: PUZ.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Leigh, G.J. (ed.): (2001): "Nomenclatura de Química Inorgánica. Recomendaciones de 1900." (Trad.: Luis F. Betello y Carlos Pico Marín) Madrid: Centro de estudios Ramón Areces.
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 7. Propiedades físicas y enlace químico

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué tipo de enlace predomina en cada uno de los compuestos con los que trabajaste? ¿En qué propiedades te basaste para asignar el tipo de enlace?

CUESTIONARIO PREVIO

Las propiedades físicas de sólidos dependen de los enlaces químicos que mantienen unidas a las entidades que los forman. La cantidad, intensidad y naturaleza de estas interacciones confieren propiedades particulares a las sustancias por lo que es posible correlacionar las propiedades de los sólidos con los diferentes tipos de enlace: iónico, covalente y metálico. Además, existen fuerzas intermoleculares o interatómicas conocidas como fuerzas de van der Waals (débiles). En esta práctica emplearemos sustancias que pueden servirnos para generalizar las características de estos tipos de enlace, aunque hay que tener en cuenta que siempre hay excepciones.

Instrucciones: Investiga los conceptos solicitados y escribe las fuentes consultadas

1. ¿Cómo se define enlace iónico? _____

2. ¿Cuáles son las propiedades físicas de los compuestos con este tipo enlace? _____

3. ¿Cómo se define enlace covalente? _____

4. ¿Cuáles son las propiedades físicas de los compuestos con este tipo enlace? _____

5. ¿Cómo se define enlace metálico? _____

6. ¿Cuáles son las propiedades físicas de los compuestos con este tipo enlace? _____

7. ¿Qué diferencias existen entre un sólido molecular y un sólido reticular? _____

8. ¿Qué son las fuerzas intermoleculares? _____

9. Describe las siguientes fuerzas intermoleculares:

a) ion-dipolo: _____

b) dipolo-dipolo: _____

c) fuerzas de dispersión: _____

10. De las mezclas siguientes, predice qué fuerzas intermoleculares predominan y cuáles formarán una disolución homogénea:

a) NaCl (cloruro de sodio) y H₂O (agua): _____

b) CH₃CH₂OH (alcohol etílico) y H₂O (agua): _____

c) CH₃(CH₂)₄CH₃ (hexano) y CH₃(CH₂)₆CH₃ (octano): _____

d) C₆H₆ (benceno) y H₂O (agua): _____

11. ¿En qué disolvente es más probable que sea soluble en el F₂, en agua (H₂O) o en tetracloruro de carbono (CCl₄)? Explica tu respuesta mediante fuerzas intermoleculares _____

MEDIDAS DE SEGURIDAD

- ☠ Investiga las fichas de seguridad de *n*-hexano y del ácido esteárico. De todos los reactivos a utilizar en la práctica.
- ➡ Los dispositivos para medir conductividad eléctrica son fuentes potenciales de toques eléctricos intensos, por lo que deben manipularse con cuidado.
- ➡ Al final de la práctica, coloca el hexano y cada uno de los sólidos en los contenedores designados.

PROBLEMA 1

¿Cómo son los puntos de fusión y la solubilidad de sustancias cuya estructura se mantiene por diferentes tipos de enlace?

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Solicita al laboratorista las sustancias de nitrato de potasio, ácido esteárico, dióxido de silicio y estaño en un tubo de ensayo que la cantidad proporcionada sea menor a 0.1 g. o punta de espátula (normal).

- Coloca muestras de 0.025 g de nitrato de potasio, ácido esteárico, dióxido de silicio y estaño en tubos de ensayo o sobre vidrios de reloj. Prueba la dureza de cada sólido presionándolo con ayuda de una varilla de agitación.
- Anota si las sustancias tienen aspecto cristalino o no. Un sólido cristalino tiene formas geométricas regulares, definidas y planas, por lo que reflejan la luz incidente (brillan).
- Huele cuidadosamente cada sustancia acercando los vapores hacia tu nariz con ayuda de tu mano. No los huelas directamente.
NOTA: Después de realizados estos procedimientos se recomienda realizar el paso 8.
- Divide cada sólido en tres porciones, colócalos en tubos de ensayo y etiquétalos. Realiza las siguientes pruebas.
- A la primera serie de tubos prueba el punto de fusión colocándolos en un baño maría (temperatura aproximada 95 °C). Las sustancias que no se funden así, colócalas en una cucharilla de combustión y caliéntalas directamente a la flama por un tiempo máximo de 5 minutos. Quita el sólido de la flama tan pronto se funda. La temperatura que alcanza el mechero es de 800 °C, aproximadamente.
- A la segunda serie de tubos agrega agua destilada (aprox. 1 mL). Agítalos y observa si se disuelve el sólido.
- Finalmente, a la tercera serie de tubos agrega hexano (aprox. 1 mL). Agítalos y observa si se disuelve el sólido.
- Anota tus resultados en la tabla 1.

PROBLEMA 2

¿Cómo es la conductividad de sólidos y de disoluciones de sustancias cuya estructura se mantiene por diferentes tipos de enlace?

MATERIAL:

✓ Tubos de ensayo de 16x150	8	✓ Pinzas para tubo	1
✓ Vaso de precipitados de 250 mL	1	✓ Termómetro	1
✓ Vidrio de reloj	1	✓ Mechero Bunsen o parrilla eléctrica	1
✓ Espátula	1	✓ Tripie con tela de alambre con asbesto	1
✓ Agitador de vidrio	1	✓ Conductímetro	1

Reactivos:

✓ Nitrato de potasio (sólido)	✓ Dióxido de silicio (sólido)
✓ Ácido esteárico (sólido)	✓ Agua destilada
✓ Estaño (alambre de soldadura)	✓ Hexano

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- Prueba la conductividad de cada una de tus muestras en estado sólido y fundidos, para esto coloca una porción pequeña en un vidrio de reloj o en un tubo de ensayo y toca el sólido con los alambres de un equipo de conductividad simple de bajo voltaje (pide a tu profesor indicaciones de cómo utilizar el equipo de conductividad ya que son fuentes de toques eléctricos). La o las sustancias que fundieron determina su conductividad. Anota tus observaciones en la tabla 1.
- Prueba la conductividad de los disolventes que vas a utilizar (agua destilada y hexano) en un tubo de ensayo. Enjuaga y seca los electrodos del equipo de conductividad con el disolvente antes y después de cada prueba. Anota tus resultados en la tabla 2.
- Prueba la conductividad de las cuatro sustancias que se solubilizaron en cada disolvente. Anota tus resultados en la tabla 1.
- Desecha los compuestos de acuerdo con el tratamiento de residuos que se encuentra al final de la práctica. Lava cuidadosamente tus manos y el material de laboratorio.

NOTA: Ten cuidado con las sustancias que no resultan solubles, pues el fenómeno de la conductividad eléctrica SÓLO se presenta cuando existen iones DISUELTOS en el disolvente. Para decir que una sustancia NO conduce, es necesario asegurar que está disuelta y sólo así, su prueba de conductividad será negativa.

REGISTRO DE DATOS Y CUESTIONARIO

Tabla 1. Resultados de las pruebas realizadas a las distintas muestras.

Propiedad	KNO ₃	Ácido esteárico	SiO ₂	Sn
Aspecto cristalino				
Dureza				
Volatilidad ¿huele?				
Temp. de fusión T < 90 ó 90 < T < 800 °C				
Solubilidad en agua				
Solubilidad en hexano				
Conductividad en sólido				
Conductividad fundido				
Conductividad en agua				
Conductividad en hexano				

Tabla 2. Conductividad de los disolventes utilizados.

	agua	hexano
¿Conduce la electricidad?		

1. ¿Es posible obtener alguna información de la fuerza relativa del enlace metálico, iónico o covalente, mediante la comparación de los puntos de fusión? Explica. _____

2. Ordena de mayor a menor la dureza que esperas que tenga un sólido formado por cada uno de tipos de enlace (iónico, covalente molecular, red covalente, red metálica).
 _____ > _____ > _____ > _____

Ordena ahora (de mayor a menor) los sólidos que tienes de acuerdo a la dureza que observaste.

_____ > _____ > _____ > _____

¿Qué tipo de enlace asignarías a cada sólido con base en su dureza?

Tabla 3. Enlace asignado a cada compuesto de acuerdo a su dureza.

Sólido	KNO ₃	Ácido esteárico	SiO ₂	Sn
Tipo de enlace				

3. Asigna a cada sólido un tipo de enlace con base en tus resultados de volatilidad y punto de fusión.

Tabla 4. Enlace asignado a cada compuesto de acuerdo a su volatilidad y punto de fusión.

Sólido	KNO ₃	Ácido esteárico	SiO ₂	Sn
Tipo de enlace				

4. ¿Coincide este orden con el obtenido al analizar su dureza? Explica _____

5. Desde los inicios de la química se dice que “lo semejante disuelve a lo semejante”. Considerando que el agua es un disolvente polar y el hexano es un disolvente no polar, clasifica como polares o no polares a los tipos de interacciones que presentan cada uno de los sólidos que empleaste, según su solubilidad.

6. Los sólidos iónicos tienen aniones y cationes fuertemente unidos y localizados en sitios regulares formando redes cristalinas. ¿Qué tipo de disolvente (polar o no polar) crees que sea capaz de romper las interacciones que mantienen sus estructuras? ¿Coincide con lo observado experimentalmente? _____

7. ¿En qué caso se requiere más energía, para disolver el cristal de un sólido molecular o el de un sólido iónico? ¿Por qué? _____

8. ¿Cómo puedes saber si un sólido cristalino está formado por moléculas o por iones? Explica. _____

9. Los sólidos de redes covalentes contienen solamente enlaces covalentes primarios. Este tipo de enlaces en una, dos o tres dimensiones dan estructuras muy estables. ¿Cómo esperas que sea el punto de fusión de estos sólidos? _____

10. Los enlaces metálicos se dan por las interacciones entre los electrones de valencia y los “kernels” positivos de los átomos metálicos. Esto da como resultado un conjunto de electrones que no están asociados fuertemente con algún kernel atómico en particular. ¿Qué propiedades y características físicas dan estos electrones a los metales? _____

11. ¿Qué tipo de enlace predomina en cada uno de los compuestos con los que trabajaste? ¿En qué propiedades te basaste para asignar el tipo de enlace? Responde en la tabla 5.

Tabla 5. Enlace asignado a cada compuesto.

Sólido	KNO ₃	Ácido esteárico	SiO ₂	Sn
Tipo de enlace				
Propiedades				

Tratamiento de Residuos

R1: El hexano utilizado se deposita en el contenedor que se encuentra en una charola que dice “Residuos de QG I” y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio, el hexano deberá estar **sin** sustancias sólidas y agua.

R2: El KNO₃ que se encuentra en disolución se recupera. (Utilizar el procedimiento que está en la práctica 4 de solubilidad). La mezcla de KNO₃ se deberán calentar y filtrar en caliente para quitar las impurezas insolubles, nuevamente se calentará y filtrará las veces que sea necesario para purificar la sal, por último, se cristalizará y una vez seco se colocará en el contenedor correspondiente, que se encuentra en una charola que dice “Residuos de QG I” y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R3: El Sn sobrante se regresa al laboratorista.

R4: El SiO₂ se puede desechar en el bote de basura.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QIyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garriz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 8. La reacción química (Parte I)

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

Define qué es una reacción química. ¿Cuáles son los criterios que utilizaste para clasificar las reacciones químicas? ¿Cómo se representa una reacción química y por qué es importante saber escribirlas?

CUESTIONARIO PREVIO

Instrucciones:

Investiga los conceptos solicitados y escribe la fuente consultada

1. ¿Cómo se define una reacción química y qué evidencias hay de que ocurre una reacción? _____

2. Para clasificar a las reacciones químicas existen varios criterios. Investiga cómo se clasifican las reacciones químicas de acuerdo a:
 - a) Las diferencias entre los reactivos y los productos formados. _____

 - b) Su comportamiento químico. _____

 - c) La variación de la temperatura. _____

3. ¿Qué representa una ecuación química, qué información proporciona y qué principios debe satisfacer? _____

MATERIAL:

✓ Tubos de ensaye de 16x150	18	✓ Pinzas para tubo	1
✓ Vaso de precipitados de 250 mL	1	✓ Termómetro	1
✓ Vidrio de reloj	1	✓ Mechero Bunsen o parrilla eléctrica	1
✓ Espátula	1	✓ Tripie con tela de alambre con asbesto	1
✓ Tubo de desprendimiento	1	✓ Popote o pipeta	1

Reactivos:

✓ Cinta de magnesio	✓ Solución de agua de cloro*
✓ Zinc en polvo	✓ Disolución de sulfato de cobre (II)*
✓ Azufre en polvo	✓ Disolución de yoduro de potasio*
✓ Óxido de calcio	✓ Ácido clorhídrico diluido*

Laboratorio de Química General I
Práctica 8. La reacción química (Parte I)

- | | |
|----------------------------------|-----------------------|
| ✓ Carbonato de cobre (II) | ✓ Hexano |
| ✓ Hidróxido de bario disolución* | ✓ Indicador universal |
| ✓ Dicromato de amonio | ✓ Fenolftaleína |

Nota: *Las disoluciones fueron preparadas por el personal de apoyo en el laboratorio (Laboratorista).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- Lee detenida y cuidadosamente las instrucciones para realizar cada una de las reacciones propuestas.
- Investiga las precauciones para el manejo de los reactivos que vas a utilizar.
- Elabora un diagrama de flujo para la realización de cada reacción de acuerdo al procedimiento que se describe, **indicando los reactivos y el material** que vas a utilizar. Anexa el diagrama a la práctica.
- Realiza cada una de las reacciones indicadas, registrando tus observaciones en la tabla correspondiente.
- De acuerdo a la información proporcionada en cada inciso completa la información que se pide, plantea la ecuación correspondiente balanceada y escríbela en cada tabla.
- Clasifica la reacción química realizada el siguiente criterio:
Reorganización de Reactivos y Productos: Síntesis, Descomposición, Sustitución/Desplazamiento simple o doble.
Comportamiento químico: Ácido-Base o Neutralización, Precipitación, Óxido-Reducción o Rédox y Formación de complejos o compuestos de coordinación.
 - Comportamiento termodinámico: Endotérmica o Exotérmica. Para esta clasificación es importante conocer las entalpías tanto de productos como de reactivos y determinar la entalpia de la reacción
- Lleva a cabo el tratamiento adecuado de los residuos que produzcas en cada reacción química. Toma en cuenta la siguiente nomenclatura: R1, R2, R3, R4, R5, R6, R7, R8, R9 y en base a esta elige su tratamiento, el cual aparece al final de la práctica.

Reacción 1. Solicita un trozo de cinta de magnesio con una pinza de tubo de ensaye y somételo a calentamiento con el mechero hasta que observes un cambio. Para plantear tu ecuación, considera que el elemento está reaccionando con el oxígeno del aire para formar el óxido correspondiente. Manipula con precaución.

Residuo: El producto de la reacción (R1).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 2. Coloca en una cucharilla de combustión una pequeña cantidad de cinc en polvo y mézclala con el doble de masa de azufre en polvo, calienta en la campana la mezcla hasta obtener un cambio. Considera que el producto es la sal binaria formada al reaccionar los dos elementos.

Residuo: El producto de la reacción (R2).

Laboratorio de Química General I
Práctica 8. La reacción química (Parte I)

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico. Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 3. En un tubo de ensaye coloca 2 mL de agua destilada y añádele óxido de calcio sólido. Con la ayuda de un popote sopla (añade dióxido de carbono), con cuidado al tubo y observa. Considera que las dos especies van a formar un carbonato.

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 4. Al producto de la reacción anterior (carbonato de calcio) añádele unas gotas de ácido clorhídrico diluido. El carbonato reaccionará desprendiendo dióxido de carbono y formando cloruro de calcio.
Residuo: El producto de la reacción (R4).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 5. En un tubo de ensayo adaptado a un tubo de desprendimiento, calienta una pequeña cantidad (punta de espátula) de carbonato de cobre (II) y burbujea el gas que se desprende (dióxido de carbono) en 5 mL de agua. Determina el pH del agua antes y después de la reacción. Para plantear tus reacciones, considera primero que el

Laboratorio de Química General I
Práctica 8. La reacción química (Parte I)

carbonato al calentarse produce el gas y el óxido de cobre (II); en una segunda reacción el gas reacciona con el agua para formar el oxiácido correspondiente. Guarda el óxido para usarlo en la reacción 9.

Residuo: El producto de la 2ª reacción (R5).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 6. Coloca en un tubo de ensaye A una disolución saturada de hidróxido de bario o de calcio añádele unas gotas de fenolftaleína y con un popote sopla hasta observar un cambio de color. Para plantear tu ecuación considera que uno de los productos formados es el carbonato del elemento alcalinotérreo.

Residuo: El producto de la reacción (R6).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 7. La siguiente reacción será demostrativa para todo el grupo. Coloca una pequeña cantidad de dicromato de amonio sobre un vidrio de reloj colocado sobre un objeto plano para recolectar los residuos. Aplica calor con un encendedor sobre el dicromato de amonio o bien con un trozo de cinta de magnesio encendido. Considera que el gas que se desprende es nitrógeno y el producto que se forma es el óxido de cromo (III).

Residuo: El producto de la reacción (R7).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica:

Laboratorio de Química General I
Práctica 8. La reacción química (Parte I)

Ecuación completa y balanceada:

Reacción 8. Coloca en un tubo de ensaye 2 mL de agua de cloro (disolución de hipoclorito de sodio y cloruro de sodio en medio básico) y un par de gotas de hexano (este disolvente no interviene en la reacción, únicamente ayuda a disolver al producto formado de la reacción entre el yoduro y el cloro). Añade al tubo 2 mL de disolución de yoduro de potasio. Agita y observa el cambio de color en la fase orgánica que corresponde a la formación del yodo.

Residuo: El producto de la reacción (R8).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 9. Envuelve con papel filtro una cantidad de óxido de cobre (II) obtenido en la reacción 5, colócalo sobre una cucharilla y en la campana enciende el papel con el mechero hasta que se quemé completamente, el papel se convertirá en carbón que reaccionará con el óxido para obtener cobre metálico y desprender dióxido de carbono. Residuo: El producto de la reacción (R9).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 10. En un tubo de ensaye coloca 2 mL de una disolución de sulfato de cobre (II) añádele una granalla o polvo de zinc y espera a que la disolución se torne incolora. Los productos obtenidos son cobre y sulfato de zinc. Residuos: El cobre (R10₁) y el sulfato de zinc (R10₂).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Re-organización de Reactivos y Productos

Laboratorio de Química General I
Práctica 8. La reacción química (Parte I)

Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico Endotérmica / Exotérmica:
Ecuación completa y balanceada:			

CUESTIONARIO FINAL

Para hacer la clasificación que se solicita a continuación utiliza los resultados de las reacciones que realizaste.

1. Clasifica las reacciones **con base a las diferencias entre reactivos y productos**:

- a) Identifica las reacciones en las que a partir de dos reactivos se obtiene un producto de mayor complejidad

 ¿Cómo se definen este tipo de reacciones? _____
- b) Identifica aquellas reacciones en las que un reactivo se descompone para dar dos o más productos:

 ¿Cómo se definen este tipo de reacciones? _____
- c) Identifica aquellas reacciones en las que hay intercambio de un anión o un catión y para aquellas en las que hay un doble intercambio: _____
 ¿Cómo se definen este tipo de reacciones? _____

2. Ahora clasifica las reacciones **con base en su comportamiento químico**:

- a) Menciona en que reacciones hubo formación de precipitado. _____
 ¿Cómo se llaman este tipo de reacciones? _____
- b) Indica en que reacciones hubo cambios en los números de oxidación de los elementos involucrados, especificando en cada caso cuáles fueron estos cambios. _____

 ¿Cómo se llaman este tipo de reacciones? _____
- c) ¿Cómo se denomina a las reacciones en las que hay cambios apreciables de pH? _____

 ¿Qué reacciones presentaron estas características? _____

- d) Las reacciones en las que se forman compuestos de coordinación generalmente dan a las disoluciones una coloración característica, a estas reacciones se les pueden clasificar como reacciones en las que se forman "complejos". ¿Hubo reacciones que entren en esta categoría?

3. Por último, **la variación de la temperatura** durante un proceso químico permite otra clasificación para la reacción química.
- a) Indica dos reacciones en las que claramente fue necesario suministrar energía para que el proceso se llevara a cabo. _____
¿Cómo se denomina a este tipo de reacciones? _____
Expresa estos cambios en la ecuación usando el símbolo correspondiente.
- b) Menciona dos reacciones en las que observaste un aumento en la temperatura al efectuar el proceso. _____
¿Cómo se denomina a este tipo de reacciones? _____
4. Define qué es una reacción química. _____

5. ¿Cuáles son los **criterios** que utilizaste para clasificar las reacciones químicas? _____

6. ¿Cómo se representa una reacción química y por qué es importante saber escribirlas? _____

Tratamiento de residuos:

R1: Se puede desechar en el bote de basura.

R2: Se puede desechar en el bote de basura.

R4: Se puede desechar en el bote de basura.

R5: Se neutraliza y se desecha a la tarja.

R6: Se filtra, se deja secar y se desecha al bote de basura.

R7: Se coloca en el contenedor que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R8: Se coloca en el contenedor que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R9: Se puede desechar en el bote de basura.

R10₁: Se puede desechar en el bote de basura.

R10₂: Se cristaliza (o puede agregar NaOH y precipita el $Zn(OH)_2$, el sólido seco se coloca en un contenedor, el papel filtro en una bolsa para confinamiento, que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio. y la parte líquida se neutraliza y se desecha en la tarja).

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garriz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*. Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 9. La reacción química (Parte II)

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA SESIÓN

Define qué es una reacción química. ¿Cuáles son los criterios que utilizaste para clasificar las reacciones químicas? ¿Cómo se representa una reacción química? ¿Por qué es importante saber escribir una ecuación química?

MATERIAL:

✓ Tubos de ensaye de 16x150	18	✓ Pinzas para tubo	1
✓ Vaso de precipitados de 250 mL	1	✓ Termómetro	1
✓ Vidrio de reloj	1	✓ Mechero Bunsen o parrilla eléctrica	1
✓ Espátula	1	✓ Tripie con tela de alambre con 1 asbesto	1

Reactivos:

✓ Zinc en polvo	✓ Solución de nitrato de aluminio*
✓ Hidróxido de sodio 1 mol/L	✓ Disolución de sulfato de cobre (II)*
✓ Amoniaco concentrado	✓ Disolución de yoduro de potasio*
✓ Nitrato de plata en disolución	✓ Ácido clorhídrico diluido*
✓ Cloruro de sodio en disolución	✓ Silicato de sodio en disolución*
✓ Sulfato de cobre (II) sólido	✓ Indicador universal
✓ Sulfuro de sodio sólido	✓ Sulfato de cobre (II) (cristales)
✓ Sulfato de níquel (II) (cristales)	✓ Sulfato de cobalto (II) (cristales)
✓ Cloruro de calcio (cristales)	✓ Cloruro de hierro (III) (cristales)
✓ Sulfato de cromo (III) (cristales)	

Nota: *Las disoluciones fueron preparadas por el personal de apoyo en el laboratorio (Laboratorista).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- Lee detenida y cuidadosamente las instrucciones para realizar las reacciones propuestas.
- Investiga las precauciones para el manejo de los reactivos que vas a utilizar.
- Elabora un diagrama de flujo para la realización de cada reacción de acuerdo al procedimiento que se describe, indicando los reactivos y el material que vas a utilizar.
- Realiza cada una de las reacciones indicadas, registrando tus observaciones en la tabla correspondiente.
- Clasifica la reacción química realizada el siguiente criterio:
Reorganización de Reactivos y Productos: Síntesis, Descomposición, Sustitución/Desplazamiento simple o doble.
Comportamiento químico: Ácido-Base o Neutralización, Precipitación, Óxido-Reducción o Rédox y Formación de complejos o compuestos de coordinación.
Comportamiento termodinámico: Endotérmica o Exotérmica. Para esta clasificación es importante conocer las entalpías tanto de productos como de reactivos y determinar la entalpia de la reacción.
- De acuerdo con la información proporcionada en cada inciso, plantea la ecuación balanceada correspondiente y escríbela en cada tabla.

- Lleva a cabo el tratamiento adecuado de los residuos que produzcas en cada reacción química. Toma en cuenta la siguiente nomenclatura: R1, R2, R3, R4, R5, R6, R7, R8, R9 y en base a esta elige su tratamiento, el cual aparece al final de la práctica.

Reacción 1. En un tubo de ensayo, coloca una pequeña cantidad (punta de espátula, aproximadamente 0.01 g) de zinc sólido en polvo, agrégale ácido clorhídrico de una concentración 6 mol/L (máximo 2 mL). Acerca con precaución una punta en ignición a la boca del tubo y observa el comportamiento del gas desprendido.

Residuos: El producto de la reacción (R1₁) y el zinc que queda en exceso (R1₂).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 2. Coloca en un tubo de ensayo 1 mL de disolución de hidróxido de sodio concentración 1 mol/L, y determina su pH; añade 1 mL de disolución de ácido clorhídrico concentración 1 mol/L a la que previamente determinaste su pH. Registra si ocurre un cambio en la temperatura y en el pH al finalizar la reacción.

Residuo a tratar: El producto de la reacción (R2).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 3. En un vidrio de reloj coloca unas gotas de una disolución de nitrato de plata (0.1 mol/L), agrégale unas gotas de una disolución de cloruro de sodio (0.1 mol/L). Uno de los productos obtenidos es cloruro de plata.

Residuo para tratar: El producto sólido de la reacción (R3).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.

Laboratorio de Química General I
Práctica 9. La reacción química (Parte II)

Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 4. En un tubo de ensaye o vidrio de reloj coloca unas gotas de disolución de sulfato de cobre (II) concentración 0.1 mol/L y agrega unas gotas de amoníaco acuoso. El producto formado es el sulfato de tetraaminacobre (II).

Residuo para tratar: el producto de la reacción (R4).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 5. Coloca en un vidrio de reloj una pequeña porción (punta de espátula, aproximadamente 0.01 g) de sulfato de cobre (II) sólido y agrega la misma proporción de sulfuro de sodio también sólido, mezcla con ayuda de un agitador y observa los cambios en la mezcla.

Residuo para tratar: El producto de la reacción (R5).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 6. En un tubo de ensayo agrega unas gotas de una disolución de nitrato de aluminio 0,1 mol/L y agrega gota a gota hidróxido de sodio 0.1 mol/L, observa después de cada adición los cambios que se producen. Al inicio se forma el hidróxido y posteriormente el aluminato correspondiente.

Residuo para tratar: El producto de la reacción final (R6).

Laboratorio de Química General I
Práctica 9. La reacción química (Parte II)

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 7. Coloca en un frasco pequeño 20 mL de una disolución saturada de silicato de sodio y añade cuidadosamente con una espátula uno o dos cristales de las siguientes sales: sulfato de níquel (II), cloruro de calcio, sulfato de cobre (II), sulfato de cobalto (II), cloruro de hierro (III) y sulfato de cromo (III).

Deja la reacción en reposo por aproximadamente 24 h. y observa lo que ocurre.

Para plantear tus ecuaciones considera que en cada caso se forma el silicato de cada uno de los cationes añadidos. Selecciona una de las reacciones llevadas a cabo para llenar la tabla siguiente.

Residuo para tratar: Los productos generados (R7).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

Reacción 8. Coloca sobre una superficie blanca un vidrio de reloj y añade dos o tres gotas de una disolución de sulfato de níquel (II) concentración 0.1 mol/L y añade unas gotas de etilendiamina. El producto formado es el sulfato de *tris*(etilendiamina) níquel (II).

Residuo para tratar: El producto de la reacción (R8).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.

Ecuación completa y balanceada:

Reacción 9. Coloca en un tubo de ensayo unas gotas de nitrato de cobalto (II) de concentración 0.1 mol/L, añade unas gotas de alcohol amílico, que no interviene en la reacción y finalmente una pizca de tiocianato de amonio sólido.

Residuo para tratar: El producto de la reacción (R9).

Reactivos	Productos	Observaciones	Clasificación por:
Fórmula(s):	Fórmula(s):	Antes:	Reorganización de Reactivos y Productos.
Nombre(s):	Nombre(s):	Después:	Comportamiento químico:
Edo. físico:	Edo. físico:		Comportamiento termodinámico: Endotérmica / Exotérmica.
Ecuación completa y balanceada:			

CUESTIONARIO FINAL

1. Clasifica las reacciones con base a las diferencias entre reactivos y productos:

a) Identifica las reacciones en que a partir de dos reactivos se obtiene un producto de mayor complejidad:

¿Cómo se definen este tipo de reacciones? _____

b) Identifica aquellas reacciones en que un reactivo se descompone para dar dos o más productos:

¿Cómo se definen este tipo de reacciones? _____

c) Identifica aquellas reacciones en las que hay intercambio de un anión o un catión y para aquellas que hay un doble intercambio: _____

¿Cómo se definen este tipo de reacciones? _____

2. Ahora clasifica las reacciones con base en su comportamiento químico:

a) Menciona en que reacciones hubo formación de precipitado. _____

¿Cómo se llaman este tipo de reacciones? _____

b) Indica en que reacciones hubo cambios en los números de oxidación de los elementos involucrados, especificando cuáles fueron estos cambios. _____

¿Cómo se llaman este tipo de reacciones? _____

c) ¿Cómo se denomina a las reacciones en las que hay cambios apreciables de pH? _____

¿Qué reacciones presentaron estas características? _____

d) Las reacciones en las que se forman compuestos de coordinación generalmente dan a las disoluciones una coloración característica, a estas reacciones se les pueden clasificar como reacciones en las que se forman "complejos". ¿Qué reacciones entran en esta categoría? _____

3. Por último, la variación de la temperatura durante un proceso químico permite otra clasificación para la reacción química.

a) ¿En las reacciones químicas realizadas puedes identificar dos de ellas en las que el sistema requiere de energía para que el proceso se lleve a cabo?

¿Cómo se denomina a este tipo de reacciones? _____

Expresa estos cambios en la ecuación usando el símbolo correspondiente.

b) ¿En qué reacciones observaste un aumento en la temperatura al efectuar el proceso? _____

¿En cuál fue más evidente? _____

¿Cómo se denomina a este tipo de reacciones? _____

4. Define qué es una reacción química. _____

5. ¿Cuáles son los criterios que utilizaste para clasificar las reacciones químicas? _____

6. ¿Cómo se representa una reacción química? _____

7. ¿Por qué es importante saber escribir una ecuación química? _____

Tratamiento de residuos:

R1₁: Se le determina el pH y si es necesario neutralizarlo para desecharlo en la tarja

R1₂: Se retira y enjuaga para regresarlo al laboratorista.

R2: Se puede desechar a la tarja si se encuentra neutro y si no lo está, se neutraliza.

R3: Se filtra, se deja secar y se deposita en una bolsa de plástico y el papel filtro en otra bolsa de plástico que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R4: Se le calienta en la campana hasta la formación de un precipitado negro, este se filtra y una vez seco se desecha al bote de basura, papel filtro y sólido.

R5: Es un precipitado negro, se recoge con un papel absorbente y una vez seco se desecha al bote de basura.

R6: Se puede desechar a la tarja.

R7: Se filtran, se dejan secar el sólido y se colocan en una bolsa de plástico que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio, el filtrado se desecha a la tarja con suficiente agua y el papel filtro a la basura. **Nota: se recomienda hacer una reacción demostrativa para todo el grupo.**

R8: Se limpia con un trozo pequeño de papel higiénico y se coloca en la bolsa de plástico que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R9: Se vacía en disolución en el contenedor que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QIyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 10. Masas Relativas

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué es una masa relativa? ¿Qué significa que las masas atómicas son relativas?

OBJETIVO PRINCIPAL

- Determinar la masa relativa de diferentes objetos de ferretería con respecto a un objeto de referencia.
- Comprender el concepto de masa relativa y su relación con la determinación de las masas atómicas.

OBJETIVOS SECUNDARIOS:

- Comprobar experimentalmente la relación de masas existente entre diversos artículos de ferretería, y la masa de un clavo como referencia.
- Calcular la masa relativa de cada objeto, en función del número de clavos empleados.
- Establecer que la relación existente entre la masa de los objetos de ferretería y el número de clavos es constante.
- Relacionar el número de clavos como una unidad de medida equivalente al mol.
- Identificar la constante del clavo como una analogía de la constante de Avogadro en los átomos y moléculas
- ¿Qué significa que las masas atómicas son relativas?

PROBLEMAS

- Determinar la masa relativa de diferentes objetos de ferretería respecto al objeto más ligero.
- Determinar experimentalmente el número de objetos que hay en la masa relativa (expresada en gramos) de cada uno de los diferentes objetos de ferretería.

CUESTIONARIO PREVIO

1. ¿Qué es la masa atómica y por qué se dice que las masas atómicas son números relativos? _____

2. ¿Cómo se define la unidad de masa atómica (uma) y cuál es su equivalencia en gramos? _____

3. Si la masa de hidrógeno es 1.01 uma y la del cloro es 35.45 uma ¿Qué puedes concluir acerca de la masa del cloro con respecto al hidrógeno? ¿Qué puedes concluir de la masa del hidrógeno con respecto a la del cloro?

4. Considerando que la masa atómica del vanadio es de 50.942 uma y la del rutenio es 101.07 uma. ¿Qué se puede deducir o establecer acerca de las masas de los átomos de V y Ru? _____

5. Si la masa de un átomo de un elemento dado es aproximadamente seis veces mayor que la del átomo de carbono, ¿de qué elemento se trata? _____

6. La masa de una molécula de H₂ es de 2.0158 uma. ¿Cuántas moléculas de H₂ se necesitan para obtener la misma masa expresada en gramos? _____

7. La masa de una molécula de O₂ es 31.9988 uma. ¿Cuántas moléculas de O₂ se necesitan para obtener la misma masa expresada en gramos? _____

8. ¿De qué otra forma se le conoce al número obtenido en las preguntas 6 y 7 y qué significado tiene? _____

MATERIAL:

Nota: El material de ferretería que se emplea, se muestra en la siguiente tabla.

Equipo:

- ✓ Balanza de dos platos 1 ✓ Balanza analítica 1

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Vas a trabajar con una balanza de dos platos y un conjunto de objetos de ferretería de distintos tamaños y masas, los cuales representarán a diferentes elementos de la tabla periódica: La siguiente tabla muestra los objetos que se requieren, la medida y las cantidades. Los cuales debes traer sólo si tu profesor te los solicita.

Objeto	Medida	Cantidad
Clavo pequeño	1 pulgada	250 g
Tornillo corto	3/8 * 1	100 g
Tornillo largo	1/2 * 1 1/4	100 g
Tuerca	1/2	100 g
Rondana	2 "	100 g
Taquete		100 g

EL OBJETO DE REFERENCIA SERÁ EL CLAVO PEQUEÑO.

Nota. Antes de empezar verifica que la balanza de dos platos que se te proporcionó esta calibrada.

1. Coloca uno de los objetos de ferretería (por ejemplo, el tornillo largo) en uno de los platos de la balanza.
2. Agrega en el otro plato, el suficiente número de clavos pequeños a fin de igualar sus masas.

3. Cuenta el número de clavos pequeños que fueron necesarios para igualar la masa del objeto de ferretería.
4. Ahora coloca más de un tornillo en uno de los platos y agrega en el otro plato el número de clavos pequeños necesarios para igualar la masa.
5. Cuenta el número de objetos en cada uno de los platos.
6. Calcula la masa relativa dividiendo el número de clavos entre el número de objetos. Recuerda que ambos conjuntos tienen la misma masa, por lo tanto, esta relación indica cuántas veces es más pesado el objeto que el clavo.
7. Repite el mismo procedimiento un par de veces más procurando que el número de objetos utilizados sea distinto cada vez.
8. Realiza el mismo experimento para los demás objetos de ferretería y recolecta tus datos experimentales en la tabla 1.

RESULTADOS

Tabla 1. Cálculo de las *masas relativas* de los objetos de ferretería.

Objeto de ferretería	Número de objetos	Número de clavos pequeños	Masa Relativa = $\frac{\text{números de clavos pequeños}}{\text{número de objetos}}$
Tornillo largo			
Tornillo corto			
Tuerca			
Rondana			
Taquete			

9. Como tu pieza de referencia es el clavo pequeño, es muy conveniente conocer el número de clavos que contiene un gramo. Para ello utiliza una balanza analítica y coloca el número de clavos necesario para que la balanza registre 1.0 g (o lo más cercano que se pueda a 1.0 g).
10. Ahora, para los demás objetos de ferretería, mide los gramos correspondientes a cada una de las masas relativas obtenidas. Por ejemplo, si la masa relativa del tornillo largo es de 10.6, debes medir 10.6 gramos de tornillo largo (o lo más cercano posible a ese valor) en la balanza analítica. Anota en la tercera columna de la tabla 2 la masa experimental en gramos, que mediste para cada objeto.

11. Cuenta el número de objetos presentes en los gramos que pesaste. A este número le llamaremos *constante del clavo* y registra tus resultados en la columna 4 de la tabla 2.

Tabla 2. Obtención de la *constante del clavo*.

Objeto de ferretería	Masa relativa	Masa en gramos	No. de objetos presentes (<i>constante del clavo</i>)
Clavo	1	1.0	
Tornillo largo			
Tornillo corto			
Tuerca			
Rondana			
Taquete			

CUESTIONARIO FINAL

1. Si el clavo pequeño es nuestra referencia (unidad) y representa al átomo de hidrógeno (H), ¿a qué átomos representarían los demás objetos según sus masas relativas? Determinalo con base en la masa relativa más cercana.

Objeto de ferretería	Clavo pequeño	Tornillo largo	Tornillo corto	Tuerca	Rondana	Taquete
Masa relativa	1					
Átomo	H					

2. ¿Qué resultados esperarías si hubieras tomado como referencia un alfiler en lugar del clavo? _____

3. Busca la definición de la unidad de medida **mol** ¿De qué magnitud fundamental es esta unidad? _____

4. ¿Cómo se llama el valor numérico que indica el número de entidades elementales que están contenidas en un mol? ¿Cuál es su valor? _____

5. ¿Existe alguna relación conceptual entre este número y valor numérico obtenido para la constante del clavo? _____

6. ¿Cuál es el “objeto de referencia” para la determinación de las masas atómicas?

7. ¿Cómo se utilizan las masas relativas en la determinación de las masas atómicas? _____

NOTA:

El material se reutiliza para el siguiente semestre en la misma práctica.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) **Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.**

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) **Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear**

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Hein, M., Arena, S., (2005). *Fundamentos de Química* (11ª Ed.). México: International Thomson Editores, S.A.
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, (10ª ed). México: Cengage Learning.

Práctica 11. La constante de Avogadro

Pregunta a responder al final de la sesión

En la electrólisis del agua con el aparato de Hoffman ¿cómo se relaciona el valor de la corriente eléctrica (i) y el tiempo (t), con la constante de Avogadro?

Cuestionario Previo

Investiga la diferencia entre electrólisis e hidrólisis

¿Qué es la intensidad de corriente? _____

MATERIAL:

- | | | | |
|----------------------------------|---|------------------------|---|
| ✓ Vaso de precipitados de 250 mL | 1 | ✓ Pinzas de tres dedos | 1 |
| ✓ Soporte universal | 1 | ✓ Cable con caimán | 2 |

REACTIVOS:

- ✓ Disolución de sulfato de sodio 1 mol/L*

Nota: * Preparada por el personal de apoyo al laboratorio (Laboratorista)

EQUIPO:

- ✓ Aparato de Hoffman
- ✓ Fuente de poder

Procedimiento experimental

1. Utiliza un aparato de electrólisis de Hoffman y colócalo de modo que la parte frontal del equipo esté dirigida hacia ti (ver figura 1).
2. Abre la llave de los tubos **a** y **b** de la siguiente manera: sujeta con una mano el tubo a la altura de la llave y con la otra gira la llave.
3. Llena el aparato con una disolución acuosa de sulfato de sodio (1 mol/L) por el extremo **D**, inclínalo hacia ambos lados para liberar el aire atrapado. Sigue agregando más disolución hasta que ésta alcance el nivel cero en la escala de tubos **a** y **b**. En caso de que la disolución se pase del nivel indicado, es imprescindible retirar el exceso. Para esto extrae el sobrante de la disolución que se encuentra en el tubo **c**, con ayuda de una pipeta.
4. Conecta el electrodo que se encuentra en la salida **b**, a la terminal negativa (cátodo) de una fuente de poder, con ayuda de unos caimanes. Conecta el electrodo que se encuentra en la salida del tubo **a**, a la terminal positiva (ánodo) de la fuente de poder. El dispositivo completo se muestra en la figura 1.
5. Lee el instructivo de la fuente de poder que vas a utilizar y asegúrate de su buen funcionamiento.
6. Asegúrate de que tres de tus compañeros tengan listo cada uno un cronómetro. Enciende la fuente de poder. Ajusta el valor de la intensidad corriente en un valor que te indique el profesor y con las llaves abiertas, deja que se lleve a cabo la electrólisis durante medio minuto. Mantén el mismo valor de intensidad de corriente hasta acabar las mediciones.

Registra en la tabla 1, la temperatura y la presión del lugar del trabajo.

- En forma simultánea cierra las llaves y haz funcionar los tres cronómetros. Detén uno de ellos cuando el tubo que está conectado a la terminal negativa llegue al volumen llegue a 3 mL gas. Registra en la tabla 1 el tiempo en segundos de ese cronómetro. En el momento en que el volumen de gas haya llegado a 6 mL detengan el segundo cronómetro y registren el tiempo en segundos. El tercer cronómetro se debe detener cuando el volumen de gas llegue a 9 mL, registren también este tiempo en segundos.
- Observa la relación de volúmenes los gases (hidrógeno y oxígeno) en cada uno de los tubos del aparato y anótalos ¿son parecidos? _____
- Ahora elige un valor arbitrario para la intensidad de corriente y realiza la electrólisis del agua. Mide el tiempo requerido para obtener los mismos volúmenes de gas hidrógeno, en la terminal negativa.

Registra tus resultados en la tabla 2.

- Repite el experimento, desde el paso 3, agregando una gota de indicador universal.
- Repite el experimento, desde el paso 3, con agua destilada.

Figura 1

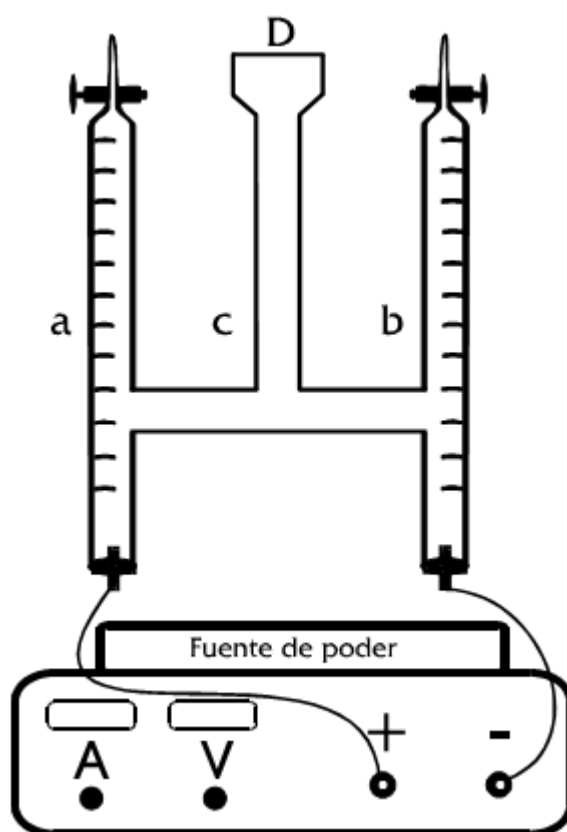


Tabla 1

Temperatura = _____ Presión = 586 mmHg
--

Volumen de hidrógeno (mL)	Tiempo (s)	Intensidad de corriente (A)

Tabla 2

Temperatura = _____ Presión = 586 mmHg		
Volumen de hidrógeno (mL)	Tiempo (s)	Intensidad de corriente (A)

Cuestionario

1. Durante el experimento se llevó a cabo la reacción de electrólisis del agua, escribe la ecuación balanceada que responde a este proceso.

Ecuación: _____

¿Qué gases se formaron durante el experimento? _____

2. ¿Por qué se utilizó una disolución acuosa de sulfato de sodio en vez de agua? _____

3. ¿Sufre alguna alteración el Na_2SO_4 durante el experimento? _____ ¿Por qué? _____

4. ¿Cuál es la función de la corriente eléctrica en el experimento? _____

5. ¿Cómo es la relación de los volúmenes de los gases obtenidos en el experimento? _____
¿Por qué? _____
6. En el tubo que está conectado a la terminal negativa tuvo lugar la reacción de reducción, ¿qué gas se produjo? _____
7. En el tubo que está conectado a la terminal positiva tuvo lugar la reacción de oxidación, ¿qué gas se produjo? _____
8. ¿Qué relación existe en los tiempos solicitados en el inciso 7 y los volúmenes generados de gas hidrógeno? _____
9. ¿Qué relación existe en los tiempos solicitados en el inciso 9 y los volúmenes de gas hidrógeno generados? _____
10. Traza en una hoja de papel milimetrado las gráficas de volumen (mL) (ordenadas) en función del tiempo (s) (abscisas) para ambos casos.
- a) ¿Por qué para volúmenes similares se requiere de tiempos diferentes? _____
- b) ¿Existe alguna relación entre la carga eléctrica en coulombios, que se utilizó para obtener cada uno de los volúmenes y la intensidad de corriente aplicada? _____
11. Calcula en cada caso la cantidad de carga eléctrica Q (coulombios, C) que se utilizaron para generar los volúmenes de gas de hidrógeno que se te solicitaron. Recuerda que el producto de la intensidad de corriente I (amperes, A) por el tiempo t (segundos, s) es Q . Registra tus datos en la tabla 3.

$$Q = It \quad (\text{ecuación 1})$$

12. Calcula la cantidad de gas hidrógeno (mol) producido en cada caso. Considéralo como gas ideal. Registra tus datos en la tabla 3. ¿Qué relación encuentras entre los datos obtenidos? _____
13. Escribe la ecuación balanceada de reducción del agua (los productos son H_2 y OH^-) y determina la cantidad en mol de electrones que se necesitaron para generar un mol de hidrógeno gaseoso. Anota tu respuesta y nombra a este valor como n .

Ecuación: _____

Respuesta: $n =$ _____

14. Se sabe que la carga eléctrica (Q) también se relaciona de la siguiente forma:

$$Q = n \cdot F \cdot n_{\text{Hidrógeno}} \quad (\text{ecuación 2})$$

Donde:

F= constante de Faraday

$n_{\text{Hidrógeno}}$ = cantidad de hidrógeno obtenido (mol)

La constante de Faraday (**F**) resulta de multiplicar la constante de Avogadro (**N_A**) por la carga del electrón ($e = 1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$)

$$F = N_A \cdot e \quad (\text{ecuación 3})$$

Entonces el valor la constante de Avogadro puede determinarse, sustituyendo la ecuación 3 en la 2 y despejar **N_A**, de modo que:

$$N_A = Q / (n \cdot e \cdot n_{\text{Hidrógeno}}) \quad (\text{ecuación 4})$$

Empleando la ecuación 4, determina el valor de **N_A** para cada caso y anótalo en la tabla 3.

Tabla 3

Semi-reacción de reducción del agua: _____					
$n = \underline{\hspace{2cm}}$			$e = 1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$		
Volumen de H ₂ obtenido (mL)	Cantidad de H ₂ (mol)	Intensidad de corriente (A)	Tiempo (s)	Carga eléctrica (C)	Constante de Avogadro (N_A)
3					
3					
6					
6					
9					
9					

15. Escriba la ecuación balanceada de oxidación del agua (los productos son O₂ y H⁺).

Ecuación: _____

Determina la cantidad en mol de electrones que se necesitaron para generar un mol de oxígeno gaseoso. Anota tu respuesta y nombra a este valor como **n**. Respuesta: **n** = _____

16. ¿Qué volúmenes de gas oxígeno se obtienen cuando se generan 3 mL, 6 mL y 9 mL de gas hidrógeno?

17. Haga los cálculos necesarios para determinar la constante de Avogadro a partir de 3 mL de gas oxígeno generado. _____
18. ¿Qué intensidad de corriente (A) se requiere para generar 20 mL de gas oxígeno por electrólisis del agua en un tiempo de $t = 120$ s? _____

Escribe tus conclusiones sobre la práctica.

En la electrólisis del agua con el aparato de Hoffman ¿cómo se relaciona el valor de la corriente eléctrica (i) y el tiempo (t), con la constante de Avogadro? _____

Tratamiento de Residuos:

R1: La disolución de sulfato de sodio con y sin indicador se le regresa al laboratorista para reutilizar.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QIyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Frey, Paul, R. (2002). *Problemas de Química y cómo resolverlos*. México: Compañía editorial continental, (17ª reimpresión). Pp. 280-290.
- ✓ Garriz, A., Gasque, L., Martínez, A. *Química Universitaria*, (2005). México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927

- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, (10ª ed). México: Cengage Learning,

INSTRUCTIVO PARA USO DE LA FUENTE DE PODER PARA LA PRÁCTICA DE LA CONSTANTE DE AVOGADRO (ELECTRÓLISIS DEL AGUA).

La resistencia de la fuente de poder es aproximadamente $R \approx 55.5 \Omega$.

La indicación "ON" significa que hay que apretar el botón correspondiente y que la luz de ese botón esté encendida.

Conectar y encender la fuente de poder con el botón Power →ON.

Los siguientes botones tienen que estar encendidos:

Output protect →ON. Es importante que este botón esté encendido ya que protege a la fuente de poder de cualquier anomalía.

+18 V →ON.

Variable →ON.

A →ON, ajustar con el botón el valor de amperaje deseado y sumarle + 0.05.

V →ON, al prender este botón, el botón de amperaje se apaga, ajustar con el botón el valor de voltaje que se obtiene con la siguiente fórmula: $V = R I$.

Tracking →ON.

Output →ON, al encender este botón la fuente de poder empieza a funcionar, y se debe ajustar con la perilla el valor de voltaje hasta llegar al valor de amperaje deseado (al cambiar el voltaje cambia el valor del amperaje ya que el equipo completo tiene un valor de resistencia diferente al de la fuente de poder).

Una vez hecho esto se puede empezar a realizar el experimento.

Hacer las mediciones.

Output →OFF. La fuente de poder deja de funcionar, pero sigue encendido el aparato.

Cuando se hace una medición y están parpadeando las luces, significa que el valor de amperaje o voltaje están incorrectos.

Una vez terminada la práctica, apague la fuente de poder, Power →OFF, y desconecte el equipo de Hoffman.

Para realizar esta práctica es importante la concentración de la disolución de Na_2SO_4 , a menor concentración se obtiene un amperaje menor, y a mayor concentración se obtiene un amperaje mayor. Para obtener valores de 0.2 A y menores, utilizamos una concentración 1 M de Na_2SO_4 .

INSTRUCTIVO PARA USO DE LA FUENTE DE PODER DE DOBLE ENTRADA PARA LA PRÁCTICA DE LA CONSTANTE DE AVOGADRO (ELECTRÓLISIS DEL AGUA).

1. CONECTAR LA FUENTE DE PODER AL APARATO DE HOFFMAN.
2. VER QUE TODOS LOS BOTONES ESTÉN EN LA POSICIÓN DE MÍNIMO (MIN) Y QUE EL BOTÓN DE ENCENDIDO ESTÉ APAGADO (APRETADO EL BOTÓN EN LA PARTE QUE TIENE UN CÍRCULO).
3. CONECTAR LA FUENTE DE PODER A LA CORRIENTE ELÉCTRICA.

4. ENCENDER EL EQUIPO.
5. APRETANDO EL BOTÓN CC SET, AJUSTAR CON EL BOTÓN A UN AMPERAJE ENTRE 0.2 A 0.6 (ESTO SIRVE DE PROTECCIÓN PARA EL EQUIPO).
6. APRETAR EL BOTÓN DC OUT Y AJUSTAR A UN VOLTAJE DE TAL FORMA QUE SE PUEDA MEDIR UN AMPERAJE EN LA PANTALLA (CURRENT) (EMPEZARÁ A FUNCIONAR EL EQUIPO) *NOTA: SE SUGIERE PONER AL MÁXIMO EL
7. DEJE DE APRETAR EL BOTÓN DC OUT (EL EQUIPO DEJARÁ DE FUNCIONAR).
8. EL EQUIPO YA ESTÁ LISTO. AJUSTE EL APARATO DE HOFFMAN Y COMIENZE SU EXPERIMENTO.
9. CUANDO ESTÉ REALIZANDO YA SU EXPERIMENTO, EL AMPERAJE QUE SE ESTÁ UTILIZANDO ES EL QUE APARECE EN LA PUNTA "CURRENT". *NOTA: EL AMPERAJE MÁXIMO ES DE 0.06 A

Elaborado por.

Dr. Héctor García Ortega

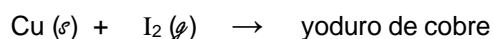
Práctica 12. Determinación de la fórmula mínima de un compuesto de yoduro de cobre

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA SESIÓN

¿Cuál es la fórmula mínima del compuesto de yoduro de cobre que se forma? ¿Qué datos se requieren para determinar la proporción de cobre y yodo en el compuesto de yoduro de cobre?

PROBLEMAS

- Encontrar la fórmula mínima para el producto de la siguiente reacción:



MATERIAL:

✓ Matraz Erlenmeyer de 125 mL	3	✓ Tapón de hule	3
✓ Vaso de precipitados de 250 mL	1	✓ Mechero Bunsen	1
✓ Perilla de succión	1	✓ Tripie y tela con asbesto	1
✓ Vidrio de reloj	1	✓	

EQUIPO:

✓ Balanza analítica	✓ Estufa
---------------------	----------

REACTIVOS:

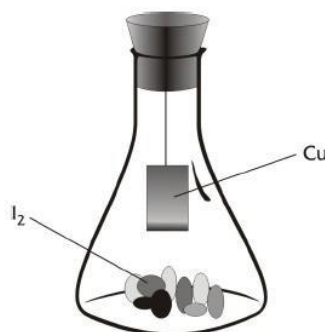
✓ Laminilla de cobre	✓ Yodo sólido (perlas)
✓ Disolución de tiosulfato de sodio*	✓ Agua destilada

*Nota: Disoluciones preparadas por el personal de apoyo en el laboratorio (Laboratorista).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

- Pule, lava y seca una lámina de cobre. Insértale un alambre de cobre y en una balanza con precisión de miligramos determina la masa de la lámina con el alambre (m_1). Registra tus datos en la tabla 1.
- Coloca dentro de un matraz Erlenmeyer de 250 mL limpio y seco, aproximadamente 0.10 g de yodo (I_2).
- Introduce la lámina de cobre en el matraz Erlenmeyer que contiene los cristales de yodo, sujeta la lámina a un tapón que servirá para cerrar el matraz, de tal manera que la lámina quede suspendida por medio del alambre. Ver figura 1.

Figura 1



4. Calienta el matraz suavemente en la campana por un minuto hasta que deje de observarse vapor de yodo (morado), durante este proceso se formará sobre la lámina de cobre una capa de color blanco correspondiente al compuesto de yoduro de cobre.
5. Deja enfriar el matraz por unos minutos para proceder a retirar la lámina.
6. Retira la lámina tratando de no tener contacto con la película formada en la lámina, para evitar las pérdidas de masa y colócala sobre un vidrio de reloj previamente pesado.
7. Introduce el vidrio de reloj con la lámina a una estufa a 70 °C por 3 minutos. Este procedimiento es con la finalidad de eliminar residuos de yodo elemental sobre la lámina.
8. Retira la lámina de la estufa (nuevamente con cuidado), deja enfriar por unos minutos y mide la masa de la lámina de cobre con la capa de yoduro de cobre formado (m_2).
9. Dentro de un vaso de precipitado que contenga tiosulfato de sodio, introduce la lámina para retirar la capa de yoduro de cobre. Enjuaga con agua destilada y puedes secar la lámina utilizando papel higiénico o cotonete.
10. Mide la masa, nuevamente, del alambre junto con la lámina seca y anota el resultado (m_3).
11. Repite el procedimiento por triplicado para obtener un promedio.

RESULTADOS Y CUESTIONARIO FINAL:

Tabla 1. Masas obtenidas durante la formación del compuesto de yoduro de cobre.

No. experimento	Masa de la lámina (g)		
	m_1	m_2	m_3
1			
2			
3			

Registra los siguientes cálculos en la tabla 2.

1. Calcula la diferencia entre la masa de la lámina con la película y la masa de la lámina inicial ($m_2 - m_1$). Esta masa, ¿a qué especie corresponde? _____
2. Ahora calcula la diferencia entre la masa de la lámina de cobre inicial y la masa de la lámina de cobre después de eliminar la sal ($m_1 - m_3$), ¿a qué especie corresponde? _____
3. Finalmente, obtén la diferencia entre la masa de la lámina de cobre con la película formada y la masa de la masa de la lámina de cobre después de eliminar la sal ($m_2 - m_3$), ¿a qué sustancia corresponde? _____
4. Calcula la cantidad de sustancia (mol) para yodo y cobre, en cada caso. Anota los valores en la tabla 2.
5. Calcula la relación (mol I / mol Cu) para cada experimento y anota los resultados en la tabla 2.

6. El compuesto de cobre puede ser yoduro de cobre (I) o yoduro de cobre (II). ¿Qué valor tiene la relación (mol I / mol Cu) para cada uno _____

7. De acuerdo con esta relación, ¿cuál es la fórmula mínima del compuesto que se formó? _____

Tabla 2. Obtención de la fórmula mínima del compuesto de yoduro de cobre.

No. Exp.	m I (g de I)	m Cu (g de Cu)	mol I	mol Cu	mol I / mol Cu	Fórmula mínima del compuesto
1						
2						
3						
promedio						

8. Utilizando el valor promedio obtenido en la pregunta 4, sugiere un procedimiento alternativo para determinar la fórmula mínima del compuesto. Escribe el procedimiento y resultado.

Fórmula mínima: _____

9. De acuerdo con la fórmula mínima calculada, escribe la ecuación balanceada de la formación del compuesto de yoduro de cobre obtenido.
10. ¿Cuál de los conceptos revisados previamente en el laboratorio, permite establecer la proporción de cobre y yodo en el compuesto de yoduro de cobre? Explica.
- _____
- _____

Tratamiento de residuos:

- R1:** El tiosulfato utilizado se filtra, el filtrado se desecha a la tarja y el papel filtro se deposita en la basura.
R2: La laminilla de cobre se devuelve al laboratorista.
R3: El yodo restante se regresa al laboratorista.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

- a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 13. Preparación de disoluciones

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA SESIÓN.

En la preparación de disoluciones ¿Para cuáles expresiones de concentración es fundamental conocer el volumen final?

CUESTIONARIO PREVIO

1. ¿Qué es una disolución? _____

2. Una de las expresiones de concentración es la molaridad, ¿cómo se define y qué unidades tiene?

3. ¿Cuáles son las precauciones que debes tener al mezclar un ácido con agua? _____

4. Para preparar disoluciones de concentración molar específica, ¿qué tipo de material de vidrio se recomienda usar y cómo se le nombra? _____

5. ¿Cuáles son las recomendaciones experimentales en la preparación de disoluciones cuando se utiliza este tipo de material de vidrio? _____

6. Realiza los cálculos necesarios para preparar 100 mL de cada una de las disoluciones y tomando en cuenta los datos de pureza del NaOH, el H₂SO₄ y el Cu(NO₃)₂·2.5 H₂O que se encuentran en la tabla 1. El ácido tiene una densidad de 1.84 g/mL. Describe paso a paso cómo prepararías cada una de ellas, incluyendo el material que utilizarías para prepararlas.

Disolución 1

Disolución 2

Disolución 3

7. Investiga cuáles son los recipientes recomendados para almacenar cada una de las disoluciones que vas a preparar. _____

MATERIAL:

- | | | | |
|----------------------------------|---|----------------------------|---|
| ✓ Vaso de precipitados de 50 mL | 3 | ✓ Piseta | 1 |
| ✓ Vaso de precipitados de 250 mL | 2 | ✓ Agitador de vidrio | 1 |
| ✓ Vidrios de reloj | 2 | ✓ Pipeta graduada de 10 mL | 1 |
| ✓ Matraz volumétrico de 50 mL | 3 | ✓ Espátula | 1 |

EQUIPO:

- | | |
|---------------------|---|
| ✓ Balanza analítica | 1 |
|---------------------|---|

REACTIVOS:

- | | |
|---------------------------------|--|
| ✓ Hidróxido de sodio (sólido) | ✓ Nitrato de cobre (II) 2.5 hidratado (sólido) |
| ✓ Ácido sulfúrico (concentrado) | ✓ Agua destilada |

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Se prepararán 50 mL de cada una de las disoluciones de la tabla 1.

2. Escribe en la tabla 1, la información de los reactivos que vas a utilizar para preparar las disoluciones. Esta información se encuentra en la etiqueta de cada uno de los reactivos.
3. Con la información de la tabla 1, se calculó la cantidad de reactivo necesaria para preparar cada una de las disoluciones, que se pidió en el cuestionario previo.
4. Elabora etiquetas para cada una de las disoluciones indicando los siguientes datos:

Nombre y concentración de la disolución
Fecha de preparación
Nombre de los responsables de la preparación

5. Coloca una etiqueta en un vaso de precipitados de 50 mL y otra en el recipiente donde se almacenará la disolución (asegúrate de que esté limpio y seco).
6. **Recuerda las precauciones que debes tomar antes de mezclar un ácido con agua (de acuerdo con lo que investigaste en la tarea previa).** Mide la cantidad de reactivo necesaria (de acuerdo con los cálculos que realizaste) y colócala en el vaso de precipitados de 50 mL.
7. Añade agua hasta aproximadamente la mitad volumen que deseas preparar.
8. Con ayuda de un embudo transfiere la disolución del vaso de precipitados a un matraz aforado del volumen a preparar, ten cuidado de dejar un espacio entre el tallo del embudo y las paredes del matraz para permitir la salida de aire.
9. Lava varias veces con agua destilada el vaso de precipitados que utilizaste, para asegurarte que todo el reactivo pase al matraz. Ten precaución de no utilizar mucha agua en cada lavado para no excederte del aforo (la línea en el matraz, que indica el volumen exacto de la disolución). Después de cada lavado homogeniza la mezcla dentro del matraz. **Este procedimiento es muy importante porque en muchos casos el volumen y la temperatura final de la disolución pueden cambiar.**
10. Antes de completar el volumen de la disolución hasta el aforo (aforar), asegúrate de que estén a temperatura ambiente, puedes utilizar un baño de agua o hielo para disminuir la temperatura.
11. Una vez que las disoluciones estén a temperatura ambiente afora cada una de ellas. Coloca el tapón y homogeniza la disolución colocando boca abajo el matraz con precaución.
12. Vierte cada disolución en el recipiente correspondiente y guárdalas en tu gaveta para utilizarlas en la siguiente práctica.

RESULTADOS Y CUESTIONARIO FINAL

Tabla 1, completar con los resultados

Disolución	Reactivo	Información sobre el reactivo que se encuentra en la etiqueta	Volumen de disolución a preparar	Cantidad de reactivo (mol) para preparar la disolución	Cantidad de reactivo (g o mL) para preparar la disolución

NaOH 3 mol/L	NaOH (sólido)	Pureza: 95% m/m Masa molar: _____	100 mL		
H₂SO₄ 3 mol/L	H ₂ SO ₄ (concentrado)	Pureza: 98 %m/m Densidad: 1.84 g/mL Masa molar: _____	100 mL		
Cu(NO₃)₂ 0.1 mol/L	Cu(NO ₃) ₂ ·2.5 H ₂ O (sólido)	Pureza: 99 %m/m Masa molar: _____	100 mL		

1. Adapta el método general recomendado en la práctica y describe cómo prepararías las siguientes disoluciones, incluye los cálculos que se necesitan para saber las cantidades a utilizar.

a) 200 mL de una disolución 0.1 mol/L de NaOH comercial al 96 % de pureza.

b) 250 mL de una disolución 0.5 mol/L de Cu(NO₃)₂ partiendo de Cu(NO₃)₂ ·3H₂O comercial al 98 % de pureza.

c) 1 L de una disolución 0.3 mol/L de H₂SO₄, partiendo de H₂SO₄ 2 mol/L.

2. En la preparación de disoluciones ¿Para cuáles expresiones de concentración es fundamental conocer el volumen final? _____
- _____

CONCLUSIONES:

Tratamiento de residuos:

No hay residuos ya que las disoluciones preparadas se utilizarán en la práctica No. 13.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

- a) **Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.**

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

- b) **Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear**

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QIyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Benson, S. (1988). *Cálculos químicos*. México: Limusa
- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L.Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.

Práctica 14. Ley de conservación de la materia (Transformaciones sucesivas de cobre)

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA SESIÓN

¿Qué masa de cobre metálico se puede recuperar después de reducir el nitrato de cobre (II) que está contenido en 10 mL de una disolución 0.10 mol/L de nitrato de cobre (II)?

MATERIAL:

✓ Vaso de precipitados de 50 mL	3	✓ Piseta	1
✓ Vaso de precipitados de 250 mL	3	✓ Agitador de vidrio	1
✓ Vidrios de reloj	3	✓ Pipeta graduada de 10 mL	1
✓ Embudo de filtración al vacío	1	✓ Espátula	1
✓ Matraz Kitasato con manguera	1	✓ Papel filtro (círculo y cuadrado)	6
✓ Pipeta graduada de 5 mL	1	✓ Mechero o parrilla eléctrica	1
✓ Embudo de filtración rápida	2	✓ Soporte universal y anillo metálico	1
✓ Tripie y tela con asbesto	1		

EQUIPO:

✓ Balanza analítica	1	✓ Estufa	1
---------------------	---	----------	---

REACTIVOS:

✓ Disolución de hidróxido de sodio 3 mol/L*	✓ Zinc sólido
✓ Disolución de ácido sulfúrico 3 mol/L*	✓ Agua destilada
✓ Disolución de nitrato de cobre (II) 0.1 mol/L*	✓ Solución de alcohol-acetona

Nota: * Disoluciones preparadas por el alumno en la práctica anterior.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- Mide, con la mayor precisión y exactitud posibles, 10 mL de la disolución de nitrato de cobre (II) 0.10 mol/L, que preparaste en la sesión anterior, y colócalos en un vaso de precipitados de 100 mL.
- Añade aproximadamente 40 mL de agua destilada y 1 mL de NaOH 3.0 mol/L agitando continuamente.
- Permite que el precipitado obtenido se sedimente y observa el color de la disolución. Si todavía muestra color, continúa agregando sosa hasta que la precipitación sea completa. Registra en la tabla 2 el volumen utilizado.
- Calienta la muestra anterior hasta observar un cambio de color completo.
- Filtra el precipitado y lava con agua destilada hasta que el pH sea neutro utilizando un indicador de pH apropiado. (sobrenadante R1)
- Añade sobre el óxido que se encuentra en el papel filtro H_2SO_4 3.0 mol/L hasta que todo el precipitado reaccione y se disuelva. Recibe el filtrado en un vaso de precipitados. Registra en la tabla 2 el volumen de ácido sulfúrico utilizado.
- Finalmente añade a la disolución una o dos granallas de zinc previamente medida su masa en la balanza y permite que se lleve a cabo la reacción. Si la disolución sigue presentando color, añade un poco más de zinc. Registra en la tabla 2 la cantidad de zinc utilizado.
- Filtra el cobre obtenido empleando un embudo de filtración al vacío con un papel filtro previamente medida su masa (sobrenadante R2). Lávalo varias veces con agua destilada y finalmente con 5 mL de una mezcla de etanol y acetona.
- Deja evaporar la mezcla de alcohol/acetona y seca en la estufa el cobre obtenido hasta que su masa sea constante.
- Registra la masa obtenida de cobre (R3) en la tabla 2.

11. Repite el procedimiento experimental por lo menos tres veces.

RESULTADOS Y CUESTIONARIO FINAL

1. Completa las ecuaciones que corresponden a las reacciones sucesivas de cobre que se encuentran en la tabla 1 y describe las características de los compuestos de cobre formados.

Tabla 1. Reacciones sucesivas de cobre

Ecuación	Características físicas de los compuestos de cobre
$\text{Cu}_{(s)} + \text{HNO}_3_{(ac)} \rightarrow$	
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{---}) + \text{NaOH} (\text{---}) \rightarrow$	
$\text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{---}) \rightarrow$	
$\text{CuO} (\text{---}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{---}) \rightarrow$	
$\text{CuSO}_4 (\text{---}) + \text{Zn} (\text{---}) \rightarrow$	
$\text{Zn} (\text{---}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{---}) \rightarrow$	

2. Calcula la cantidad de reactivos que se requerirían considerando los 10 mL de disolución de nitrato de cobre (II) 0.1 mol/L que utilizaste y compáralas con las que se utilizaron en el experimento. Registra tus resultados en la tabla 2 y anexa tus cálculos

Tabla 2. Cantidades teóricas y experimentales

Reactivo	Cantidad teórica	Cantidad experimental		
		Experimento 1	Experimento 2	Experimento 3
NaOH 3 M (mL)				
H ₂ SO ₄ 3 M (mL)				
Zn (g)				
Cu (g)				
Masa de Cu promedio = _____				

3. Con la masa promedio de Cu, determina el rendimiento de la reacción mediante la siguiente ecuación:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa experimental}}{\text{masa teórica}} \times 100$$

4. Calcula el porcentaje de error de cada experimento.
5. ¿Qué pasa si se agrega una cantidad mayor de a) hidróxido de sodio, b) de ácido sulfúrico, c) de zinc, a la que se necesita estequiométricamente, para llevar a cabo las transformaciones de los compuestos de cobre? Fundamente su respuesta con base en las ecuaciones planteadas.
6. De acuerdo con la siguiente ecuación ¿Qué cantidad de HNO₃ concentrado (14 mol/L) se requerirá para que reaccione con la masa promedio de cobre que obtuviste?



Cálculo:

Volumen de HNO_3 14 mol/L (mL) = _____

Tratamiento de residuos:

R1: Se neutraliza y se desecha en la tarja.

R2: Sulfato de zinc se le adiciona hidróxido de sodio, el sólido formado (hidróxido de zinc) se filtra, se espera a que seque, se coloca en un **contenedor** de residuos perfectamente etiquetado, el sobrenadante se neutraliza en caso de ser necesario y se desecha en la tarja, el papel filtro seco se coloca en una **bolsa de plástico** perfectamente etiquetada que se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

R3: Cobre obtenido se puede almacenar en un contenedor de residuos (para reutilizar) o se desecha al bote de basura. El contenedor perfectamente etiquetado se encuentra en una charola que dice "Residuos de QG I" y la charola se encuentra en una de las campanas del laboratorio.

Reglamentos de Higiene y Seguridad:

a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

<https://quimica.unam.mx/proteccion-civil-facultad-quimica/reglamento-higiene-seguridad-laboratorios-la-facultad-quimica/>

b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

https://quimica.unam.mx/wp-content/uploads/2016/02/RIHyS-_QlyN-Final.pdf

Referencias Bibliográficas:

- ✓ Benson, S. (1988). *Cálculos químicos*. México: Limusa
- ✓ Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- ✓ Chang, R., Goldsby, K. (2013). *Química* (11ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- ✓ Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*, México: Pearson Educación, ISBN 9789702602927
- ✓ Petrucci, R.H., William S.H., F. Geoffrey, H. (2011). *Química*, (10ª Ed.). México: Prentice -Hall, 2011 ISBN 84-205-3553-8
- ✓ Whitten, K.W., R.E. Davis y M.L. Peck, (2014). *Química*, Cengage Learning, 10ª ed., México.