



UNIVERSIDAD MICHOACANA DE SAN NICOLÁS DE HIDALGO

FACULTAD DE BIOLOGÍA

ÁREA ACADÉMICA DE QUÍMICA

**MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO
DE
QUÍMICA INORGÁNICA**

Elaborado por:

**Q. Rosa María Torres Ponce de León
I.Q. María Silvia Aguilera Ríos
M.C. Idolina Molina León
I.Q. José Luis Montañez Sánchez**

UNIVERSIDAD MICHOACANA DE SAN NICOLÁS DE HIDALGO

FACULTAD DE BIOLOGÍA
ÁREA ACADÉMICA DE QUÍMICA

**MANUAL DE PRÁCTICAS DE
LABORATORIO DE QUÍMICA INORGÁNICA**

Nombre del alumno _____

Matrícula _____

Sección _____

Nombre del Profesor _____

Revisado en Agosto de 2026 por:

M.E. y D. Mariela Roque Flores

Q.F.B. Francisco Javier Gaona Zamudio

Presentación

En el estudio de la química, es importante comprobar de manera objetiva los conceptos aprendidos en el salón de clases, para comprender y describir rigurosamente los fenómenos naturales. De este modo, el aprendizaje de la ciencia se realiza en forma directa y se convierte en un proceso dinámico que enriquece su conocimiento y contribuye a la formación como profesional de la Biología.

CONTENIDO

	página
Reglamento	
Práctica No.1	
Reconocimiento y aplicación del material de laboratorio	11
Práctica No.2	
Elementos, moléculas y mezclas	19
Práctica No.3	
Breve estudio experimental de la periodicidad química	31
Práctica No.4	
Propiedades de las sustancias de acuerdo con el tipo de enlace que poseen	43
Práctica No.5	
Reacciones químicas	53
Práctica No.6	
Agentes oxidantes y reductores (proceso redox)	63
Práctica No.7	
Soluciones	73
Práctica No.8	
Determinación del Factor de Van't Hoff	83
Práctica No. 9	
Sistemas coloidales	89
Práctica No. 10	
Compuestos de coordinación	97
Bibliografía	103

Reglamento interno del laboratorio

1. El estudiante deberá asistir puntualmente a la hora señalada.
2. Para el ingreso al laboratorio es obligatorio portar la bata de manga larga, mostrar el cuestionario resuelto correspondiente a esa práctica.
3. Está prohibido, fumar, comer, tomar bebidas y jugar.
4. Todo material o reactivo que sea dañado será repuesto por el equipo de trabajo en un plazo no mayor de 30 días.
5. Al término de la práctica, el equipo de cada mesa entregara limpio el material y área de trabajo.
6. Guardar respeto hacia sus compañeros así como al profesor.
7. El uso y manejo de sustancias tóxicas será guiado por el profesor del laboratorio.

Sistema de Evaluación

- 1) Se requiere mínimo el 80% de asistencia al laboratorio
- 2) La calificación del Laboratorio se divide de la siguiente manera:
 - a. Trabajo de laboratorio 10%
 - b. Reporte en el manual y/o actividad individual o por equipo 40%
 - c. Exámenes (2 en el semestre) 50%
- 3) Si el estudiante no cumple con la asistencia o el promedio de las calificaciones obtenidas es inferior al mínimo aprobatorio, es decir 6.0, deberá presentar el examen extraordinario departamental.
- 4) La calificación de laboratorio corresponde al 30% de la calificación total de la materia.
- 5) El estudiante que recursa deberá asistir al laboratorio sin excepciones.

Práctica 1

Reconocimiento y aplicación del material de laboratorio

Introducción

El conocimiento y manejo preciso del material y equipo de laboratorio, utilizado para la experimentación y comprobación de las propiedades de las sustancias y reacciones químicas, es necesario para la determinación de la confiabilidad de los resultados.

No obstante de que en la actualidad los materiales y el equipo de laboratorio son diversos y en algunos casos sofisticados, solo pocos son básicos y de uso común, de ahí lo importante de conocer su manejo y uso correcto, además de su aplicación en cada actividad en específico.

Objetivo

Reconocer el uso y manejo de material de laboratorio a través de las operaciones básicas de manejo y seguridad.

Material

De vidrio, porcelana, metálico y equipo de laboratorio.

Procedimiento

Dibujar y describir el uso y manejo del material y equipo de laboratorio en el espacio correspondiente.

Observaciones

Escuchar atentamente la presentación y describir el uso que se le da a cada material anotando en el espacio correspondiente.

Material de Vidrio	Uso
Tubo de ensayo	
Vaso de precipitado	
Matraz Erlenmeyer	
Matraz balón	
Matraz Kitazato	
Vidrio de reloj	

Material de Vidrio para medir volumen	Uso
Pipeta graduada	
Pipeta volumétrica	
Probeta	
Bureta	
Matraz aforado	

Instrumentos para calentar	Uso
Mechero Bunsen	
Mechero Fisher	
Parrilla con agitador magnético	
Horno	
Mufla	

Material de porcelana	Uso
Cápsula de porcelana	
Mortero con pistilo	
Crisol	

Material de uso general	Uso
Desecador	
Rejilla metálica	
Soporte universal	
Pinzas para tubo de ensayo	
Agitador de vidrio	
Gradilla	
Espátula	

Material de uso general	Uso
Propipeta	
Frasco con gotero	
Frasco para reactivo	
Termómetro	
Pinzas de tres dedos	
Pinzas para bureta	
Embudo	

Equipo	Uso	Manejo
Balanza digital		
Balanza analítica		

Dibuja los materiales en el espacio correspondiente

Material		
tubo de ensayo	vaso de precipitado	matraz Erlemeyer
matraz balón	matraz Kitazato	pipeta graduada
pipeta volumétrica	probeta	bureta
matraz volumétrico	mechero Bunsen	mechero Fisher
parrilla con agitador magnético	horno	mufla

Material		
cápsula de porcelana	mortero con pistilo	crisol
dsecador	agitador de vidrio	gradilla
espátula	propipeta	frasco gotero
frasco para reactivo	termómetro	pinzas de 3 dedos
pinzas para bureta	embudo	tripie

vidrio de reloj	soporte universal	pinzas para crisol

Cuestionario

1. Enlista el material que se usa para medir líquidos de mayor a menor precisión

2. ¿Qué diferencia existe entre una balanza digital, granataria y balanza analítica?

3. ¿Qué significa que el mechero Bunsen tenga una flama de color amarillo ?

4. ¿Qué cuidados debemos de tener al manejar el material de vidrio?

5. ¿Qué cuidados debemos de tener para manejar el material caliente ?

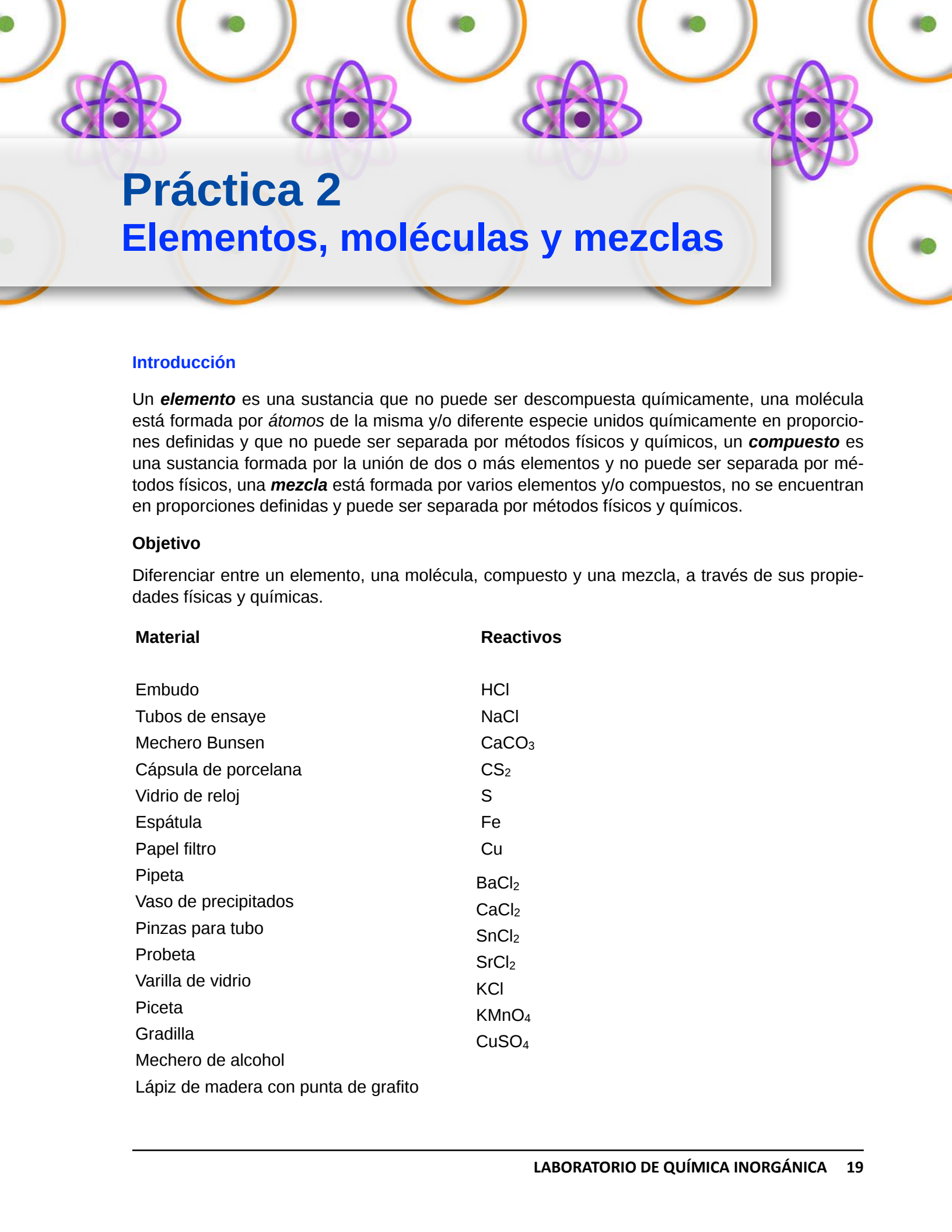
6. Describir el procedimiento para encender el mechero Bunsen

7. ¿Por qué se utiliza el agua destilada en el laboratorio y no agua de uso común?

9. Mencione el equipo de seguridad que se debe utilizar en un laboratorio donde se trabaje con químicos y donde se puedan generar residuos peligrosos.

This image shows a single sheet of white paper with horizontal blue or grey ruling lines. The lines are evenly spaced and run across the width of the page. There are approximately 20 lines visible. The paper has a slight shadow on its right side, suggesting it's resting on a surface.

[illegible]



Práctica 2

Elementos, moléculas y mezclas

Introducción

Un **elemento** es una sustancia que no puede ser descompuesta químicamente, una molécula está formada por **átomos** de la misma y/o diferente especie unidos químicamente en proporciones definidas y que no puede ser separada por métodos físicos y químicos, un **compuesto** es una sustancia formada por la unión de dos o más elementos y no puede ser separada por métodos físicos, una **mezcla** está formada por varios elementos y/o compuestos, no se encuentran en proporciones definidas y puede ser separada por métodos físicos y químicos.

Objetivo

Diferenciar entre un elemento, una molécula, compuesto y una mezcla, a través de sus propiedades físicas y químicas.

Material	Reactivos
Embudo	HCl
Tubos de ensaye	NaCl
Mechero Bunsen	CaCO ₃
Cápsula de porcelana	CS ₂
Vidrio de reloj	S
Espátula	Fe
Papel filtro	Cu
Pipeta	BaCl ₂
Vaso de precipitados	CaCl ₂
Pinzas para tubo	SnCl ₂
Probeta	SrCl ₂
Varilla de vidrio	KCl
Piceta	KMnO ₄
Gradilla	CuSO ₄
Mechero de alcohol	
Lápiz de madera con punta de grafito	

Procedimiento

Identificación de elementos a la flama

1. Afilar el lápiz con ayuda de una navaja para exponer al menos 2 centímetros el grafito; para que la coloración que los elementos den a la flama no se altere; lavar el grafito en una solución de ácido clorhídrico preparada previamente con 30 gotas de HCl concentrado en un vaso de precipitado de 50 mL y agregar 60 gotas de agua destilada. Introducir el grafito en la solución y colocarlo sobre la flama. Si observas alguna coloración repetir el lavado (calentar hasta que la flama no se coloree). Para calentar debes utilizar un mechero de alcohol.
2. Introducir el grafito en ácido y tomar una de las sustancias enlistadas a continuación, pasarlo por la flama y observar la coloración que presenta.
3. Repetir este procedimiento para cada una de las sustancias que te sean proporcionadas.
4. Llenar la tabla con el nombre de las sustancias, el metal que contienen, el color que presentan al exponerlas a la flama y elabora los respectivos esquemas iluminados de acuerdo al nivel universitario.

	Sustancia	Fórmula	Metal que contiene	Coloración a la flama
1	Cloruro de bario			
2	Cloruro de calcio			
3	Cloruro de estaño			
4	Cloruro de estroncio			
5	Cloruro de potasio			
6	Permanganato de potasio			
7	Sulfato de cobre			

Esquemas

1	2	3
4		5
6	7	

Moléculas

1. En un tubo de ensaye, colocar 0.5 g de permanganato de potasio.
2. Sujetar el tubo con las pinzas de tres dedos al soporte universal de forma que quede inclinado.
3. Calentar con cuidado de no quemar las pinzas, cuando empiece a desprenderse un gas, introducir una astilla con punto de ignición, para observar la combustión.

¿Qué ocurrió? Explícalo

Escribir y balancear la ecuación química, anotando los nombres de los reactivos y productos.

Esquemas

Mezclas y su separación

1. Observar por separado una pequeña cantidad de cloruro de sodio y carbonato de calcio en un vidrio de reloj. Describir su forma, color, estado de agregación, tipo de cristal y anotar sus fórmulas.

2. Colocarlos en un vaso de precipitados y mezclar.

3. Disolver en 15 mL de agua destilada.

4. Filtrar.

5. Recibir el filtrado en una cápsula de porcelana.

6. Evaporar hasta sequedad.

¿Qué observó? Explícalo.

Esquemas

Mezcla y compuesto

1. Observar por separado una pequeña cantidad de hierro en polvo, azufre en polvo. Describir ambas sustancias.

2. Mezclar el azufre y el hierro en un vidrio de reloj.
3. Colocar la mitad de la mezcla en un tubo de ensaye y agregar lentamente unas 20 gotas de disulfuro de carbono.
4. Agitar la mezcla y dejar reposar.
5. Extraer con una pipeta de plástico el líquido y colocar en un vidrio de reloj.
6. Esperar hasta evaporación total.

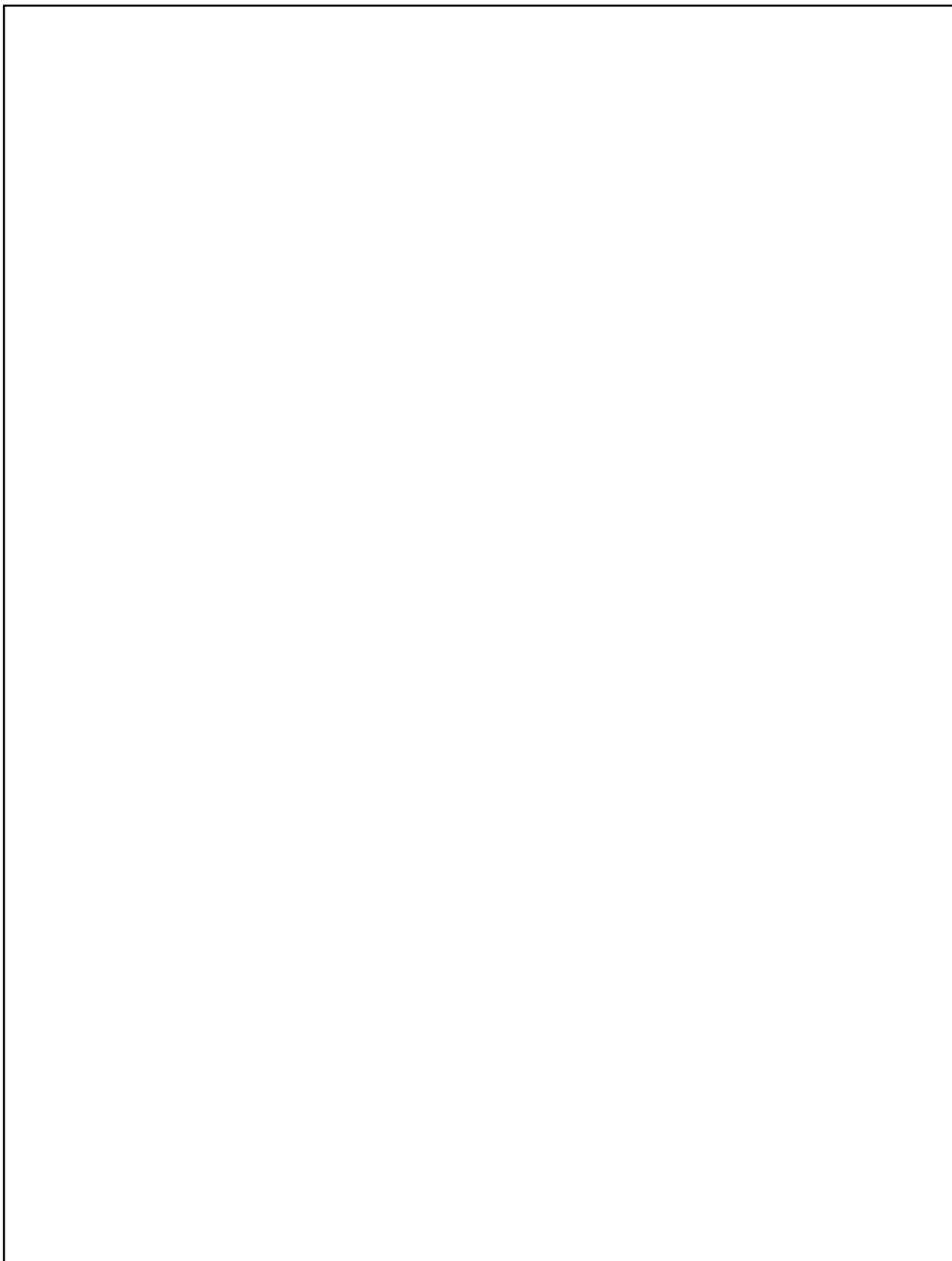
¿Qué ocurrió?

A la otra mitad de la mezcla

1. Transferir a un tubo de ensaye.
2. Agregar de 5 a 10 gotas de ácido clorhídrico concentrado.

¿Qué observó?

Esquemas



Cuestionario

1. De la siguiente lista indique ¿cuáles son? elemento, compuesto o mezcla.

Aire		Arena de mar	
Agua de mar		Planta	
Mercurio		Vidrio	
Vapor de agua		Cloruro de sodio	
Gasolina		Queso	
Piedra		Oxígeno molecular	
Madera		Hielo	
Erizo		Plasma	

2. Escribir la fórmula de cinco compuestos diferentes a los de la lista anterior y a los que utilizamos en práctica.

	Nombre del compuesto	Fórmula
1		
2		
3		
4		
5		

3. Definir

Elemento

Molécula

Mezcla homogénea

Mezcla heterogénea

Mezcla miscible

Mezcla inmiscible

Espectroscopía

Espectro electromagnético

4. ¿Qué aplicación en la biología brinda la identificación de los elementos cuando se exponen a la flama?

Conclusiones

Bibliografía

Introducción

Práctica 3

Breve estudio experimental de la periodicidad química

Los científicos tienden constantemente a agrupar los hechos, de tal manera que sean más aparentes sus diferencias o similitudes. En química, el instrumento más útil para este fin es el sistema periódico de los elementos. Como habrá podido notar, en el sistema periódico los elementos están distribuidos en filas, llamadas **periodos**, y en columnas, llamadas **grupos**. A medida que uno se desplaza a lo largo de un periodo o grupo, las propiedades de los elementos varían de una manera regular. Dentro de cada grupo las propiedades son muy semejantes.

Objetivos

Que el alumno compruebe algunas de las propiedades de los elementos de la tabla periódica de acuerdo a la posición que ocupan.

Que compruebe experimentalmente algunas propiedades de determinado grupo o familia de elementos de la tabla periódica.

Material

Tubos de ensaye
Tabla periódica
Pinzas para tubos
Pipetas
Gradilla para tubos

Reactivos

NaF	KI	NaOH
KBr	H ₂ SO ₄	SrCl ₂
AgNO ₃	NaCl	
CCl ₄	HgCl ₂	
AlCl ₃	CdCl ₂	
MgCl ₂	Na ₂ S	
CaCl ₂	Cu	
BaCl ₂	Zn	
ZnCl ₂	Mn	
NaClO		

Procedimiento**Experimento 1**

Estudio del grupo VII de los halógenos F, Cl, Br, I.

Colocar por separado en cuatro tubos de ensaye cristales de NaF, NaCl, KBr, KI. Posteriormente agregar 10 gotas de agua destilada, agitar hasta disolver, agregar 3 gotas de AgNO₃ a cada uno de los tubos y observar lo ocurrido.

1.- Realizar las ecuaciones ocurridas en cada uno de los tubos, indicando cuál de las sustancias precipita, anotar también el nombre de reactivos y productos y realiza esquemas.



2.- ¿Se demostró la periodicidad del grupo de los halógeno?

Esquemas

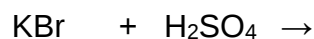
--	--

--	--

Experimento 2

En 4 tubos de ensayo que estén secos, colocar en cada uno de ellos cristales de los de los compuestos anteriores que contienen, cada halógeno. Posteriormente colocar con mucho cuidado máximo 2 gotas de H_2SO_4 concentrado en la campana.

Realizar las ecuaciones ocurridas en cada uno de los tubos, indicando cuál de las sustancias precipita, anota también el nombre de reactivos y productos y realiza esquemas.



Esquemas

Experimento 3

Estabilidad relativa de los haluros: el haluro más electronegativo elimina o sustituye al haluro de menor electronegatividad.

En dos tubos de ensayo colocar a uno KI y al otro KBr, posteriormente a cada tubo agregar CCl_4 , finalmente un volumen igual de agua de cloro y una gota de HCl concentrado.

¿Tomo algún color el tetracloruro de carbono? _____

Explica que ocurrió y realiza esquemas.

Esquemas

--	--

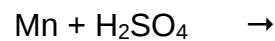
Experimento 4

Metales de Transición

Los metales presentan cualidades tanto de maleabilidad como de conductividad eléctrica y demás caracteres.

En tres tubos de ensaye, colocar por separado unas limaduras de Mn, Cu y Zn, posteriormente agregarles 5 gotas de H_2SO_4 .

Realizar las ecuaciones ocurridas en cada uno de los tubos, indicando cuál de las sustancias precipita, anota también el nombre de reactivos y productos y realiza esquemas.



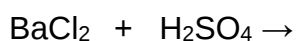
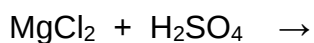
Esquemas

--	--	--

Experimento 5

Elementos alcalinotérreos; Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, los sulfatos de estos metales son muy insolubles y además todos son blancos.

1. Colocar en 4 tubos de ensayo 10 gotas de solución de MgCl_2 , CaCl_2 , SrCl_2 , BaCl_2 . Posteriormente a cada tubo agregar 3 gotas de H_2SO_4 y observa los resultados.
2. Realizar las ecuaciones ocurridas en cada uno de los tubos, indicando cuál de las sustancias precipita, anota también el nombre de reactivos y productos y realiza esquemas.



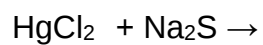
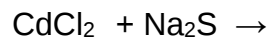
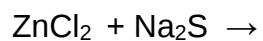
Esquemas

Experimento 6

Los metales de transición del grupo IIB presentan reacciones similares en cuanto a la formación de precipitados.

1.- Colocar en 3 tubos 10 gotas de solución de los siguientes compuestos; ZnCl_2 , CdCl_2 , HgCl_2 . posteriormente agregar 5 gotas de solución de Na_2S . ¿Qué ocurrió en cada uno de los tubos?

Realizar las ecuaciones correspondientes de cada uno de los tubos, escribir el nombre de reactivos y productos y balancearlas.



Esquemas

--	--	--

Cuestionario

1. Consultando una tabla periódica y sabiendo que la fórmula del permanganato de potasio es KMnO_4 , anote la fórmula del permanganato de litio y permanganato de aluminio.

2. Indica una lista posible de todos los óxidos de cada uno de los elementos del grupo V, anotando el nombre de los compuestos.

N

P

As

Sb

Bi

3. ¿Qué propiedades periódicas se comprobaron en esta práctica?

4. ¿Cómo se organizan los elementos en la tabla periódica?

5. ¿Qué son los electrones de valencia?

6. ¿Qué información nos da el número atómico?

7. Compara los tres metales alcalinos, litio, potasio y cesio, y predice cuál es el más reactivo, cuál el menos reactivo y por qué

Conclusiones

[illegible]

Bibliografía

[illegible]

Práctica 4

Propiedades de las sustancias de acuerdo con el tipo de enlace que poseen

Introducción

Un enlace es la unión química que existe entre dos átomos cargados eléctricamente, y que a través de fuerzas atractivas mantienen juntos a los átomos en los compuestos. Los principales tipos de enlace son: **enlace iónico**, **enlace covalente** (polar, no polar y coordinado), **enlace metálico**, etc. Los dos primeros enlaces se generan por transferencia o compartición de electrones, para observar mejor ambos procesos se representan con el símbolo electrónico de **Lewis** (puntos o cruces). La diferencia en las propiedades de los compuestos se explica por las diferencias de enlace entre los átomos o iones.

Objetivo

Identificar el tipo de enlace químico de las sustancias de acuerdo a las propiedades químicas que presentan.

Material

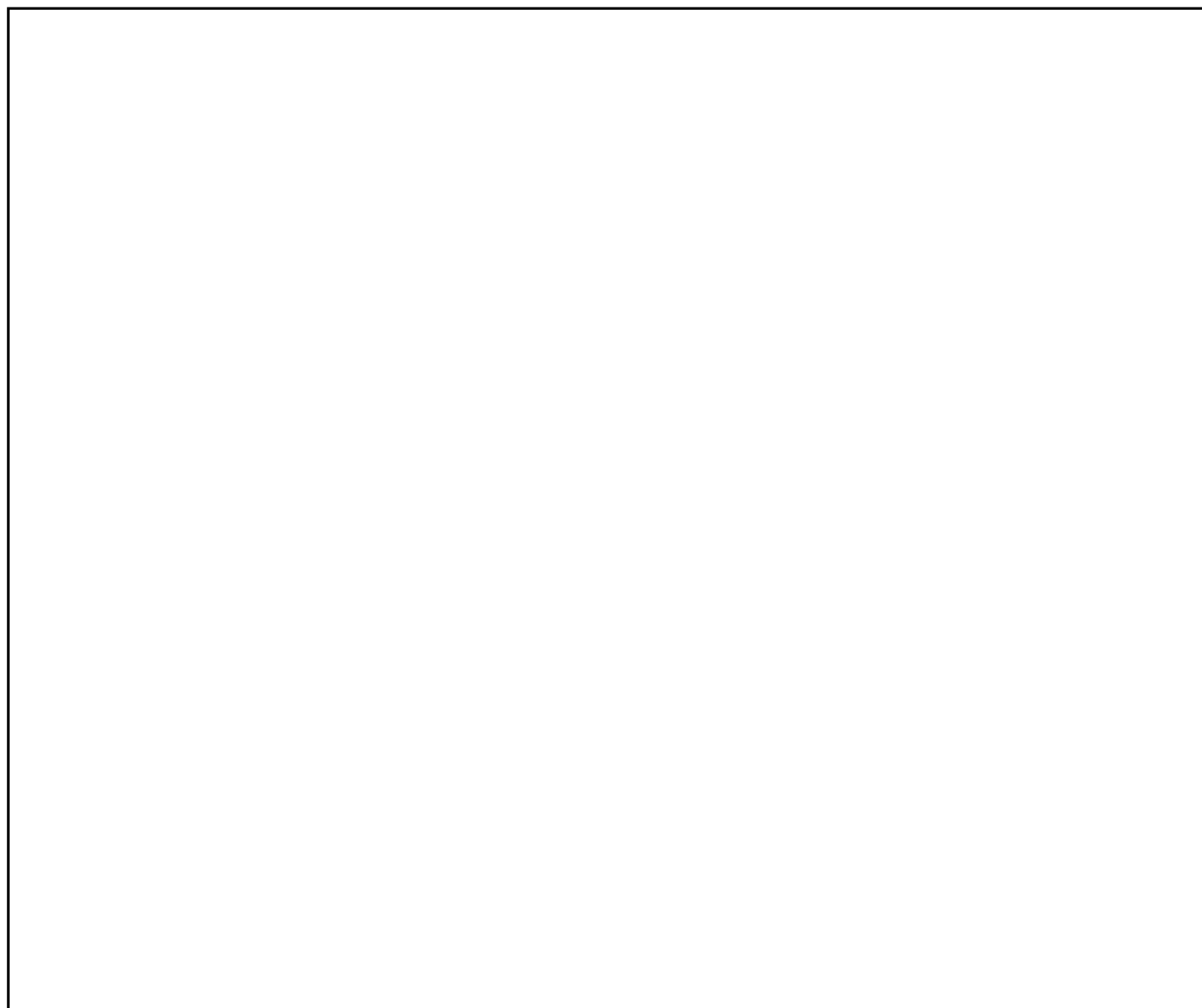
Matraz Erlenmeyer
Tubo de ensaye
Gradilla para tubos
Aparato para detectar electrolitos
Vasos de precipitado
Mechero Bunsen
Tripie
Tela de asbesto
Pipeta
Cápsulas de porcelana
Vidrio de reloj

Reactivos

I_2
 $CH_3 CH_2 OH$
 $CH_3 CO CH_3$
 $CaCO_3$
 $(NH_4)_2 SO_4$
 H_2O
 $C_6H_{12}O_6$
 $NaOH$
 KI
 $CuSO_4$
 $CH_3 COOH$
 $NH_4 OH$
 $NaCl$

Procedimiento

1. En un matraz Erlenmeyer que esté completamente exento de humedad, colocar la cantidad de yodo que te indique tu profesor, cubrirlo con un vidrio de reloj y calentar con cuidado, observar y anotar las observaciones y realizar esquemas.

Esquemas

2. Colocar 0.5 g de sulfato de amonio y de carbonato de calcio en 2 cápsulas de porcelana respectivamente. Colocarlas en el tripie y calentar al máximo con el mechero, sí y solo sí alguna funde después de determinado tiempo, colocar el aparato de detección de electrolitos (seguir las instrucciones del profesor) observar al principio y al final, anotar las observaciones y realizar esquemas.

Escribir la reacción química completa del único compuesto que haya fundido completamente. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

Esquemas.

3. En tres tubos de ensayo colocar volúmenes iguales de agua, acetona y etanol respectivamente una sustancia por tubo, poner en baño maría por un minuto y anotar las observaciones y realizar esquemas.

Esquemas



4. En frascos para reactivo que contienen azúcar, hidróxido de sodio, hidróxido de amonio, agua, ácido acético, sulfato de cobre, etanol, yoduro de potasio, cloruro de sodio, respectivamente, pasar el aparato de detección de electrolitos a cada frasco y observar lo que ocurre, describir y realizar esquemas.

Esquemas

azúcar	hidróxido de sodio	hidróxido de amonio
agua	ácido acético	sulfato de cobre
etanol	yoduro de potasio	cloruro de sodio

Cuestionario

1. Realizar la configuración electrónica completa de cada uno de los elementos que se enlistan a continuación. (Es posible usar la configuración electrónica simple o la de Kernel)

H _____

C _____

N _____

O _____

Na _____

S _____

K _____

Cu _____

I _____

2. En los experimentos del procedimiento 4 escriba la fórmula e indique el tipo de enlace que tienen.

Compuesto	Fórmula	Tipo de enlace	Compuesto	Fórmula	Tipo de enlace
agua			hidróxido de sodio		
yoduro de potasio			hidróxido de amonio		
azúcar (Sacarosa)			acetona		
etanol			sulfato de cobre		

3. Definir

Enlace covalente

Enlace covalente polar

Enlace covalente no polar

Enlace covalente coordinado

Enlace iónico

Enlace metálico

4. ¿Qué características deben tener las sustancias para que permitan el paso de la corriente eléctrica?

5. ¿Cómo se llama el proceso por el cual una sustancia pasa del estado sólido al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido?

6. Explique por qué a pesar de que el agua tiene el peso molecular más bajo, es el compuesto que se evaporó en menos cantidad. Fundamente su respuesta

Conclusiones

Bibliografía

Práctica 5

Reacciones químicas

Introducción

El proceso mediante el cual los átomos de una o más sustancias se reorganizan para originar nuevas sustancias, se denomina, reacción química. Una reacción química es otro nombre que se le da a un cambio químico. A las sustancias presentes al inicio de una reacción, es decir los materiales originales o de partida, se les llama reactivos y las sustancias producidas en la reacción se conocen como productos. Los reactivos aparecen en el lado izquierdo de una ecuación química separados por el signo (+). Los productos se escriben en el lado derecho de la ecuación. Una flecha ($\longrightarrow$) que se lee como “reacciona para formar”, separa los reactivos de los productos.

Se pueden clasificar las reacciones químicas en:

1. Reacción de sustitución simple
2. Reacción de doble sustitución
3. Reacción de descomposición
4. Reacción de síntesis

Objetivo

Observar los cambios físicos y químicos que suceden durante una reacción química, describir y representar una ecuación química.

Material

Tubos de ensayo
Pinzas para tubo de ensayo
Probeta de 50 mL
Vaso de precipitado de 50 mL
Agitador de vidrio
Espátula

Reactivos

HCl
Fe
Al
Zn
H₂O
Clavo
Ca(OH)₂
KOH
KNO₃
KI
Pb(NO₃)₂
H₂O₂ al 30%
MnO₂

Procedimiento**Experimento 1**

1. En un tubo de ensaye colocar limadura de aluminio, en otro limadura de zinc y en el último limadura de hierro.
2. Agregar gota a gota y con mucho cuidado 5 gotas ácido clorhídrico concentrado
3. Observar, realizar esquemas, escribir la ecuación en el espacio correspondiente y anotar los nombres de los reactivos y productos.
4. Si no reaccionó, agregar 20 gotas de agua destilada y agitar.

¿Qué ocurrió? Explíquelo

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

Esquemas

--	--	--

Experimento 2

1. Pesar 1.0 g de sulfato de cobre.
2. Disolver en 15 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 50 mL.
3. Separar en tres tubos de ensayo con la misma cantidad.
4. En uno de esos tubos colocar un clavo.
5. Observar, realizar esquemas, escribir la ecuación en el espacio correspondiente y anotar los símbolos químicos de los reactivos y nombres de los productos con su fórmula.
6. Investigar el material del que está fabricado el clavo

¿Qué ocurrió? Explícalo

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

--

Esquemas

Experimento 3

1. Colocar en otro tubo con la solución de sulfato de cobre preparada en el experimento anterior.
2. Agregar 40 gotas de una solución al 5 % de Hidróxido de calcio, cuidando de no agitar el frasco y tomar solamente de la solución clara.
3. Observar, realizar esquemas, escribir la ecuación en el espacio correspondiente y anotar los símbolos químicos de los reactivos y nombres de los productos con su fórmula.

¿Qué ocurrió? Explíquelo

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

sulfato de cobre + hidróxido de calcio

Esquemas

Experimento 4

1. Colocar en el último tubo la solución de sulfato de cobre preparada en el experimento 2.
2. Agregar 40 gotas de una solución al 2% de Hidróxido de potasio, cuidando de no agitar el frasco y tomar solamente de la solución clara.
3. Observar, realizar esquemas, escribir la ecuación en el espacio correspondiente y anotar los símbolos químicos de los reactivos y nombres de los productos con su fórmula.

¿Qué ocurrió? Explíquelo

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

sulfato de cobre + hidróxido de potasio

Esquemas

Experimento 5

1. En un tubo de ensayo, añadir 20 gotas de una solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M.
2. Añadir 40 gotas de una solución de KI 0.1 M.
3. Calentar hasta disolver el precipitado directamente en la flama del mechero (cuidar que no llegue al punto de ebullición).
4. Dejar enfriar.
5. Colocar en baño de agua fría.
6. Filtrar.

¿Qué ocurrió? Explíquelo

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

nitrato de plomo + yoduro de potasio

Esquemas

Experimento 6

1. Colocar en un tubo de ensayo 20 gotas de peróxido de hidrógeno al 30%.
2. Agregar con cuidado la cantidad de MnO_2 que te de tu profesor.
3. Observar, realizar esquemas, escribir la ecuación en el espacio correspondiente y anotar los símbolos químicos de los reactivos y nombres de los productos con su fórmula.
4. Recuperar el MnO_2 , utilizando un papel filtro para los 6 equipos.

¿Qué ocurrió? Explíquelo

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

peróxido de hidrógeno

Esquemas



Cuestionario

1. Explica cómo se representa una reacción química.

2. Explica que significa una flecha hacia arriba al lado de un compuesto en una reacción química.

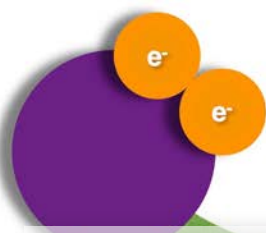
3. Explica que significa una flecha hacia abajo de un compuesto en una reacción química.

4. De acuerdo a tus resultados. Describe a qué tipo de reacción corresponde los experimentos anteriores.

This image shows a full page of white paper with horizontal blue or grey ruling lines. The lines are evenly spaced and run across the width of the page, providing a template for handwriting practice. There are no margins, text, or other markings on the page.

Conclusiones

Bibliografía



Oxidación



Práctica 6

Agentes reductores y oxidantes (proceso redox)



Reducción



Introducción

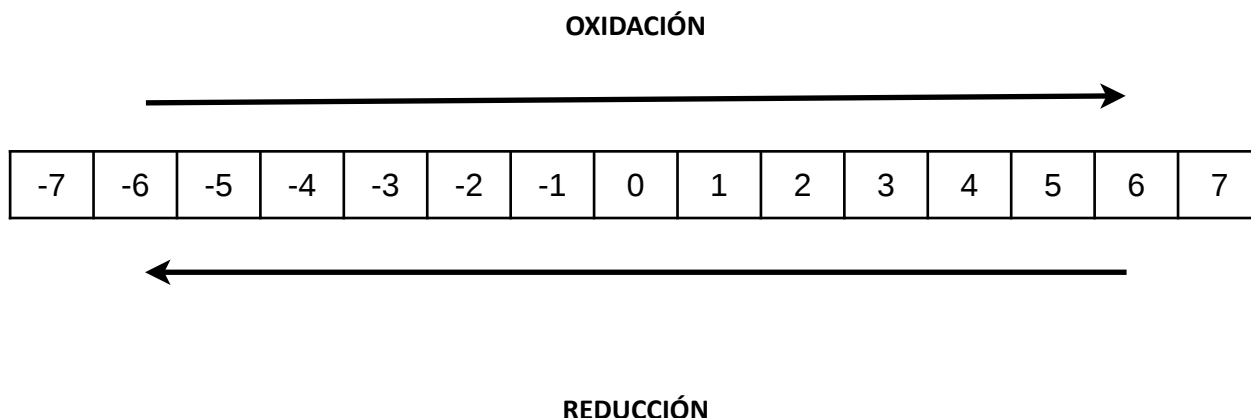
Las reacciones químicas de oxido-reducción presentan cambios en las valencias de los elementos al encontrarse formando parte de un compuesto, sin embargo al reaccionar con otro compuesto, sus estados de oxidación sufren cambios, presentándose la oxidación o reducción de los elementos.

En una reacción la liberación de electrones, formándose una carga eléctrica más positiva. Se llaman reacciones de oxidación.

En una reacción al aceptar electrones para hacer la carga más negativa. Se llaman reacciones de reducción.

Cada reacción de oxidación necesita una reacción simultánea de reducción para que se cumpla la transferencia.

La sustancia donadora de electrones se oxida y la receptora se reduce, agente reductor se oxida y el oxidante se reduce.



Objetivo

Comprobar los cambios de estado de oxidación que presentan los elementos al efectuarse una reacción.

Material**Reactivos**

Tubos de ensaye	Cu	H ₂ O ₂ al 30%
Mechero Bunsen	H ₂ SO ₄	Pb(NO ₃) ₂
Pinzas para tubo	HCl	Al
Papel filtro	H ₂ O	H ₂ O ₂
Vaso de precipitados	K ₂ CrO ₄	AgNO ₃
Gradilla para tubos	K ₂ Cr ₂ O ₇	
Embudo	KMnO ₄	
Espátula	Na ₂ S	

Procedimiento**Experimento 1**

Colocar en un tubo de ensaye seco unas limaduras de cobre, enseguida agregar con mucho cuidado 5 gotas de H₂SO₄ (siga las instrucciones del profesor), dejar enfriar la reacción y agregar 10 gotas de H₂O. Calentar ligeramente.

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

Esquemas

--

Experimento 2

En un tubo de ensaye colocar 10 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, enseguida agregar también un volumen igual de Na_2S , se formara un precipitado negro, el cual decantará y enseguida agregar H_2O_2 al 30% gota a gota y agitando, ahora el precipitado negro cambiará a blanco lechoso.

¿A qué se debió este cambio?

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

Esquemas

--	--

Experimento 3

En 3 tubos de ensaye hacer reaccionar 10 gotas de H_2SO_4 y 10 gotas de los siguientes compuestos.

1. Limadura de aluminio, ácido sulfúrico y permanganato de potasio.
2. Limadura de aluminio, ácido sulfúrico y cromato de potasio.
3. Limadura de aluminio, ácido sulfúrico y dicromato de potasio.

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

Esquemas

--	--	--

Experimento 4

En un tubo de ensayo colocar 20 gotas de solución de nitrato de plata, a continuación introducir un alambre de cobre, observar el cambio.

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

--

Esquemas

--

1. Indique los estados de oxidación, de cada una de los elementos de las ecuaciones que se realizaron:

This image shows a blank sheet of white paper with horizontal ruling lines. The lines are evenly spaced and run across the width of the page. There are no margins, text, or other markings on the paper.

2. Cite 6 ejemplos de agentes reductores y agentes oxidantes

	Agentes reductores		Agentes Oxidantes
1		1	
2		2	
3		3	
4		4	
5		5	
6		6	

3. Describa cuales fueron (si los hubo) agentes oxidantes y reductores en esta práctica

[illegible]

Conclusiones

Bibliografía

Práctica 7

Soluciones

Introducción

Las disoluciones son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. Las disoluciones binarias tienen dos componentes que son **soluto** y **solvente**. Si se trata de soluciones diluidas, el soluto es el componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve, en cambio el solvente es el componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto. Las disoluciones más frecuentes son las que usan al agua como disolvente y se conocen como disoluciones acuosas.

La concentración de una disolución constituye una de sus principales características ya que muchas propiedades de las disoluciones dependen exclusivamente de la concentración, la cual se puede expresar de diferentes formas como son:

FÓRMULAS DE CONCENTRACIÓN
Herramientas clave para soluciones exactas

1 PORCENTAJE EN MASA (PESO)
Indica cuántos gramos de soluto hay en cada 100 g de solución.
$$\% P = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de la solución (g)}} \times 100$$

2 PORCENTAJE MASA-VOLUMEN (PESO-VOLUMEN)
Indica cuántos gramos de soluto hay en cada 100 mL de solución.
$$\% P = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de la solución (mL)}} \times 100$$

3 FRACCIÓN MOLAR DE SOLUTO
Expresa la proporción de moles de soluto respecto al total de moles en la solución.
$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}}$$

4 MOLARIDAD
Número de moles de soluto por cada litro de solución.
$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}}$$

5 MOLALIDAD
Número de moles de soluto por cada kilogramo de solvente.
$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de solvente (kg)}}$$

6 NORMALIDAD
Equivalentes-gramo de soluto por cada litro de solución.
$$N = \frac{\text{No. de equivalentes gramo de soluto}}{\text{Volumen de la solución (L)}}$$

En la parte experimental, principalmente a nivel laboratorio, el uso de soluciones se hace indispensable, por lo que es necesario conocer los procedimientos para su preparación.

Objetivo

Que el alumno prepare soluciones de concentración porcentual, molar y normal.

Material

Vaso de precipitado de 10 mL
Matraz volumétrico de 25 mL
Agitadores de vidrio
Espátula
Balanza analítica
Gotero
Probeta

Reactivos

H_2SO_4
 KMnO_4
 CuSO_4

Procedimiento

Realizar el cálculo para preparar las soluciones siguientes:

25 mL de una solución al 0.2% p/v de KMnO_4
25 mL de una solución 0.2 M de CuSO_4
25 mL de una solución 0.2 N de H_2SO_4

El profesor revisará los cálculos y te asignará la preparación de dos soluciones por equipo.

Preparación de la solución.

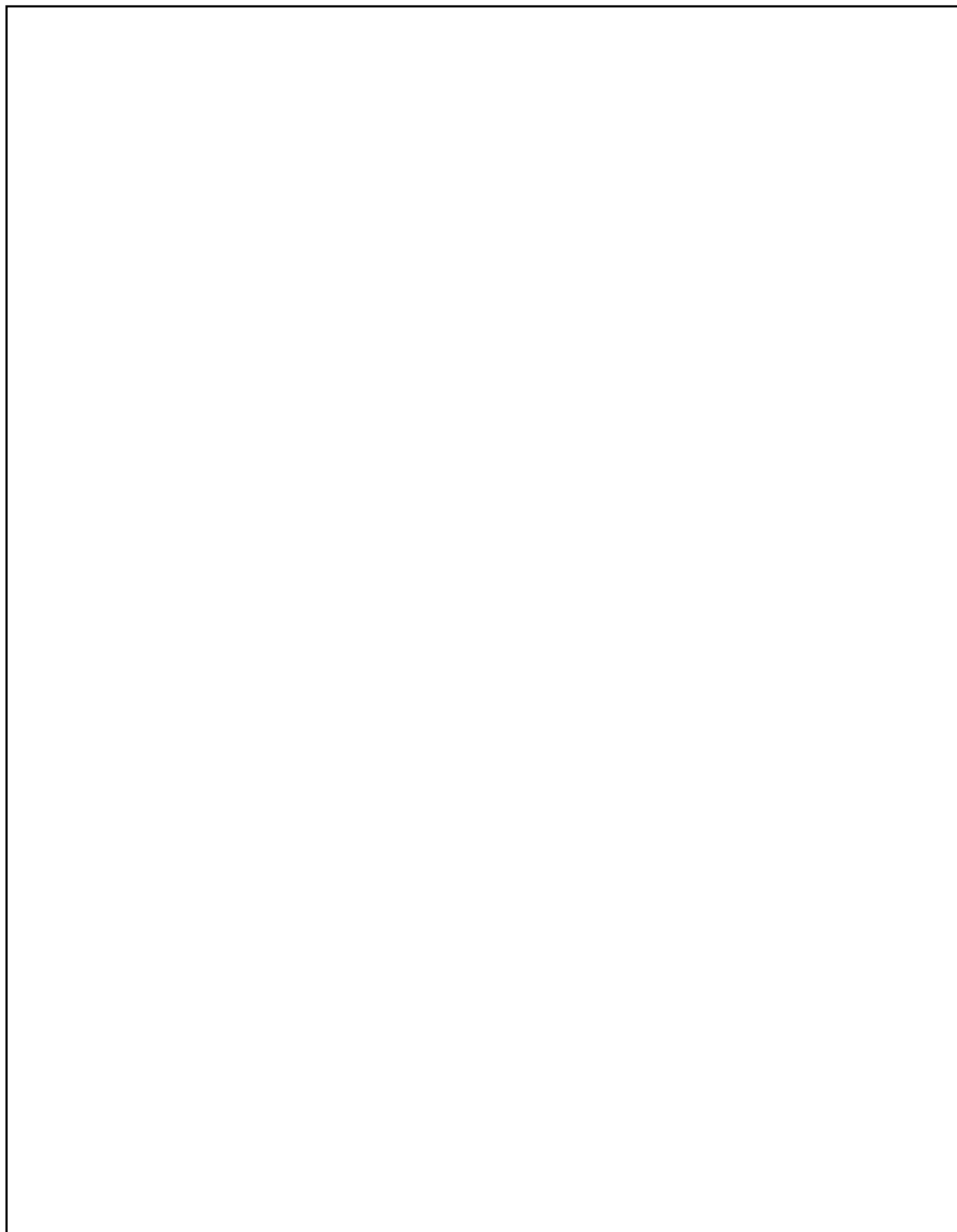
1. Pesar exactamente la cantidad de reactivo necesaria en un vaso de precipitado.
2. Agregar 10 mL de agua destilada.
3. Agitar hasta disolución completa.
4. Verter el líquido en un matraz aforado.
5. Si no se disuelve agregar un poco de agua destilada, cuidando de no sobrepasar el volumen final.
6. Aforar a 25 mL.
7. Guardar y etiquetar correctamente.

This image shows a full page of graph paper. It features a uniform grid of small squares across the entire surface. The grid lines are thin and light gray, set against a white background. There is no text or other markings on the page.

[illegible]

Cálculos

Esquemas



Cuestionario

1. ¿Qué es una solución?

2. ¿Cuántas tipos de soluciones existen y descríbelas brevemente?

3. Definir

Mol

Solución molar

This image shows a single sheet of white paper with horizontal ruling lines. The lines are evenly spaced and extend across the width of the page. There are no margins, text, or other markings on the paper.

5. ¿Cuáles son los tipos de soluciones que existen en los seres vivos y o en el trabajo del profesional de la biología? Mencionar al menos 5 ejemplos.

[illegible]

Conclusiones

Bibliografía

Práctica 8

Determinación del Factor de Van't Hoff

Introducción

El factor de van't Hoff es un parámetro que indica la cantidad de especies presentes que provienen de un soluto tras la disolución del mismo en un solvente dado. Se le denomina “*i*”.

Muchos solutos al disolverse se disocian en dos o más especies, como en el caso de los compuestos iónicos, entonces la concentración de especies en disolución no coincide con la del soluto, necesitamos un factor que al multiplicarlo por la concentración del soluto nos dé la concentración total de especies en disolución. Este dato es particularmente importante para las propiedades coligativas.

En el caso de solutos que se disocian parcialmente, es necesario conocer la constante de disociación y calcular la concentración de cada especie en disolución, que sumadas nos dará la concentración total de las especies en disolución. Si queremos calcular el factor de van't Hoff tendremos que dividir la concentración total de las especies en disolución entre la concentración de soluto.

En los cálculos, si no se dispone del valor real, se puede realizar la aproximación antes mencionada.

DEPRESIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

FÓRMULA DEL FACTOR DE VAN'T HOFF

$$i = \frac{\Delta T_f}{K_f m}$$

donde:

- T_1 : temperatura final de la solución
- T_2 : temperatura de congelación del H_2O
- ΔT_f : $\Delta T_f = T_2 - T_1$
- K_f : constante del punto de congelación del H_2O
- m : concentración molar
- i : factor de van't Hoff

¿QUÉ SIGNIFICA?

Al disolver un soluto no volátil en agua, el punto de congelación disminuye.

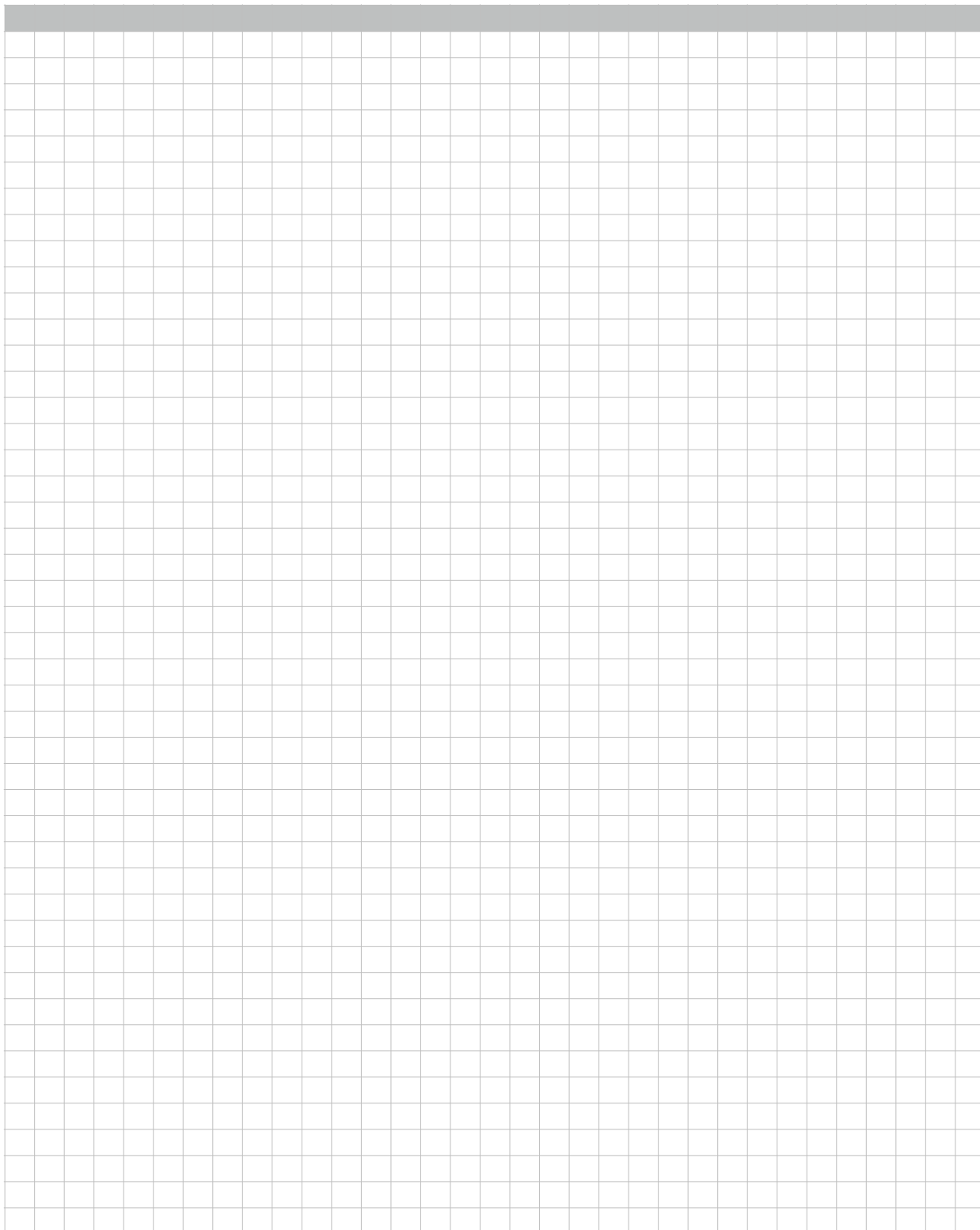
Agua pura T_2 → Solución (con soluto) T_1

$T_1 < T_2$ el punto de congelación disminuye.

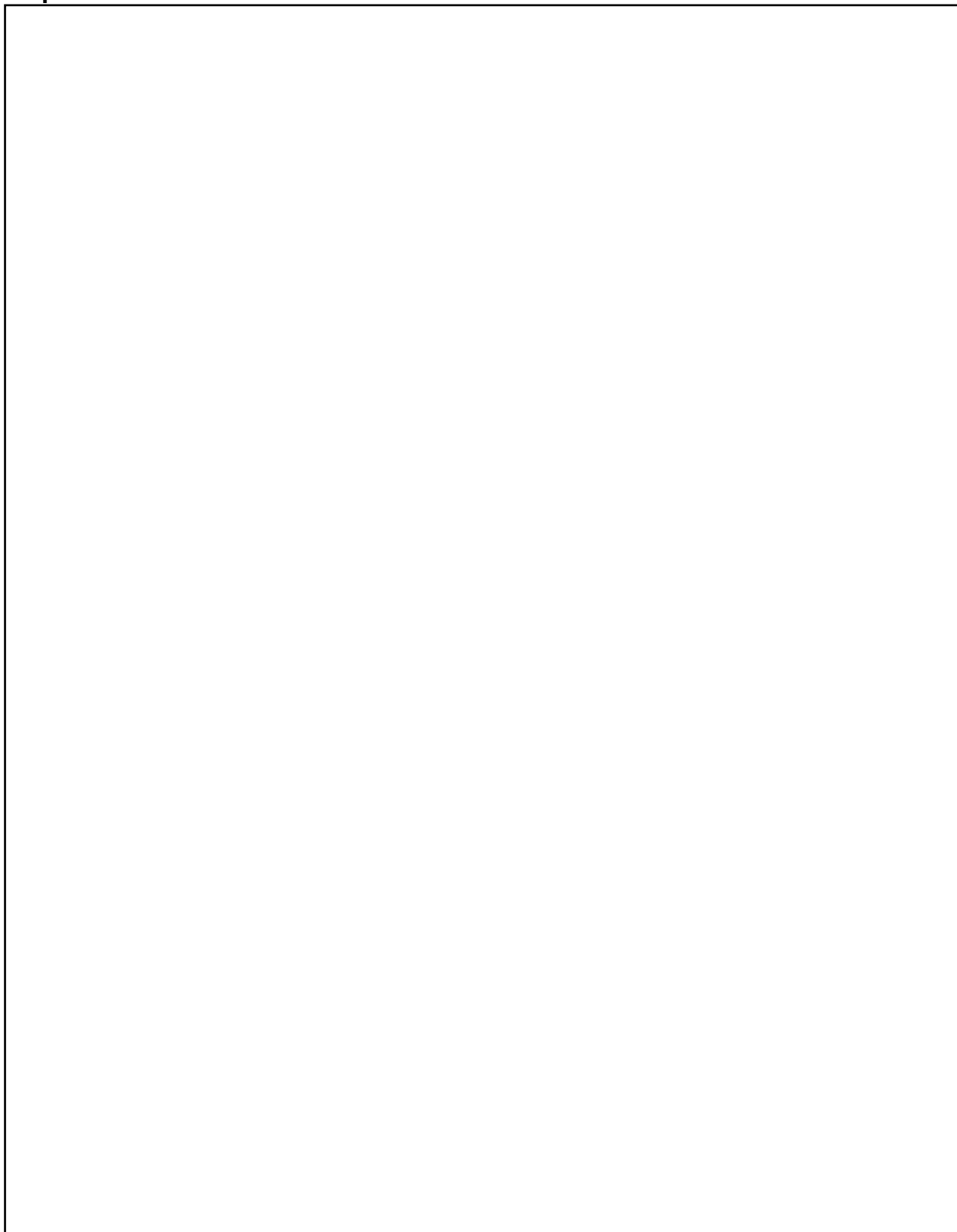
El factor de van't Hoff (*i*) indica el número efectivo de partículas en solución.
¡A MAYOR *i*, MAYOR DEPRESIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN!

Mide, calcula y entiende la solución.

Calcular el abatimiento del punto de congelación del agua a partir de la molalidad obtenida y comparar con el valor registrado con el termómetro. ¿Existe diferencia entre el valor registrado con el termómetro y el calculado? Explicar.



Esquemas

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for drawing or writing. It occupies the majority of the page below the 'Esquemas' header.

CUESTIONARIO

1. ¿Qué efecto tiene sobre la temperatura de congelación de un disolvente la adición de un soluto no volátil?

2. ¿Cómo se determina la temperatura de congelación de una solución en el Laboratorio?

3. ¿Qué sucede si el soluto es un electrólito? ¿Qué efecto tiene sobre las propiedades coligativas?

4. ¿Qué es el factor de van't Hoff? ¿Cómo se calcula?

5. ¿Cuál es el factor de Van't Hoff para el cloruro de sodio?

Conclusiones

Bibliografía

Práctica9

Sistemas coloidales

Introducción

Los coloides son sustancias que consisten de un medio homogéneo y de partículas dispersas en dicho medio. Las partículas coloidales son pequeñas, gruesas filtrables, pero más grandes que los átomos y pequeñas moléculas. Cualquier coloide contiene partículas cuyo diámetro es alrededor de $0.000001 - 0.0005 \text{ mm}$, es decir $10 - 5000 \text{ \AA}$ (angstrom). Este estado no es característico de ninguna sustancia en particular pero es muy común en la naturaleza. Por ejemplo: todos los tejidos vivos son coloidales; la parte de la corteza terrestre que se denomina tierra cultivable está compuesta en parte de materiales coloidales; en la industria, la química coloidal reviste gran importancia en la fabricación de pinturas, cerámica, plásticos, telas, papel fotográfico, pegamentos, tintas, cementos, hule, cuero, condimentos alimenticios, mantequilla, queso y otros productos alimenticios, lubricantes, jabones, detergentes, etc.

En estos sistemas las partículas coloidales reciben el nombre de sustancia dispersada y la materia continua en la que están dispersas se llama sustancia dispersante.

Las suspensiones coloidales reciben el nombre de soles. Las propiedades y el comportamiento de los coloides dependen principalmente del tamaño y forma de las partículas dispersas. Algunas de sus propiedades son las siguientes:

Filtración

Los coloides pasan a través de papeles filtros comunes. El papel esta compuesto de fibras de celulosa las cuales están entretejidas en una red irregular que contiene poros de diferentes tamaños y formas a través de los cuales pasan las finas partículas coloidales. Sin embargo, no pueden difundirse a través de las membranas porosas, como el pergamino o el celofán, los cuales sólo permiten el paso de moléculas menores a las coloidales. La estructura de la membrana es la misma que la del papel pero el tamaño del poro es mucho más pequeño.

Difusión

Puesto que las partículas coloidales se están moviendo continuamente, ellas deben difundirse, es decir, esparcirse dentro del solvente. La difusión es así el resultado del movimiento Browniano. Las dispersiones coloidales presentan muy poco poder de difusión, la cual en las jaleas está relacionada con la ultrafiltración y la diálisis: aquí el sol es separado del solvente puro con una membrana semipermeable a través de la cual la penetración de una sustancia es observada.

Si una sustancia se dializa, es decir, penetra a través de la membrana introduciéndose en el solvente puro, sus partículas deben estar formadas de no menos de 1000 átomos. Así, por medio de la diálisis podemos estimar el tamaño de las partículas, sin embargo, la meta de la diálisis es la de liberar a un sol de los electrolitos que lo acompañan, y de otras impurezas macromoleculares.

Floculación

La coagulación o floculación es el aumento del tamaño de partículas en un sol, por lo cual el sol usualmente se enturbia o puede, inclusive, precipitarse. Hay varias maneras para causar la coagulación: la acción de los electrolitos, la radiación, el calor, agentes deshidratantes, aunque hay diferencias en sus efectos.

Los coloides como el sol de plata y el de hidróxido férrico, los cuales son fácilmente floculados por electrolitos, son liofóbicos o hidrofóbicos.

Los soles Hidrofílicos de albúmina o gelatina, sin embargo, son estables a la acción de los electrolitos pero son floculados por el alcohol.

PROPIEDADES ÓPTICAS

Opalescencia

En la precipitación de soluciones muy diluidas de los halogenuros con iones de plata, aparece una turbiedad lechosa muy fina, observando a través de la solución esta aparece anaranjada, pero observando por sobre ellas desde un lado se ve azulosa. Este fenómeno se llama opalescencia, y se explica como sigue: las ondas cortas de la luz son fuertemente dispersadas por la partícula, mientras que las ondas largas pasan sin afectarse a través del sol.

Fenómeno de Tyndall

Las partículas coloidales suspendidas dispersan la luz en todas direcciones. La magnitud de la dispersión de la luz depende de las dimensiones de la unidad coloidal, así como de la relación de los índices de refracción de la fase dispersa y dispersora. Muchas soluciones coloidales son completamente claras pero si un brillante e intenso rayo de luz atraviesa tales soles claros, el trayecto aparece turbio. La mejor fuente de luz para tales experimentos es un iluminador de proyección que produce un rayo cónico. Observando desde un lado el trayecto de la luz a través del sol tiene la forma de un cono. Ese es el cono de Faraday-Tyndall. La razón de este fenómeno es la misma que en la opalescencia: la luz es dispersada por las distintas partículas coloidales. Si esto se observa bajo un microscopio sobre un fondo oscuro, se observan partículas separadas y brillantes. Ese es el principio del ultramicroscopio.



TIPOS DE COLOIDES



⇒ Clasificación según la fase dispersa y el medio de dispersión ⇒

FASE DISPERSA	MEDIO DE DISPERSIÓN	NOMBRE	EJEMPLOS TÍPICOS
 Sólido	 Líquido	Sol	Oro en agua, trisulfuro de arsénico en agua, azufre en agua 
 Líquido	 Líquido	Emulsión	Agua en benceno, leche, mayonesa 
 Gas	 Líquido	Espuma	Espuma de cerveza, merengue, crema batida 
 Sólido	 Sólido	Sol solido	Rubies y otras piedras preciosas 
 Líquido	 Sólido	Espuma sólida	Cuarzo lechoso, ópalo 
 Gas	 Sólido	Emulsión Sólida	Piedra pómez, lava 
 Sólido	 Gas	Aerosol Sólido	Humo, polvo volcánico, humos de cloruro de amonio 
 Líquido	 Gas	Aerosol líquido	Niebla, neblina 



Los coloides están presentes en la naturaleza y en nuestra vida diaria.

⇒ ¡PEQUEÑAS PARTÍCULAS, GRANDES EFECTOS! ⇒

 Sólido
  Líquido
  Gas

Objetivo

El alumno será capaz de comprobar las propiedades de los coloides.

Material

Vasos de precipitados de 50 mL
 Agitador
 Gradilla
 Tubos de ensayo
 Lupa
 Lámpara

Reactivos

Leche
 Nitrato de plata
 Alcohol etílico absoluto
 Cloruro de Sodio
 Yoduro de Potasio
 Grenetina
 Sulfato de cobre
 Sacarosa
 Agua

Procedimiento

Propiedades de Coloides

a. Floculación

En un tubo de ensayo que contiene 1 mL de leche adicionar 2 mL de alcohol etílico absoluto, mezclando suavemente y observar con una lupa, anotar sus observaciones.

b. Movimiento Browniano

En un vaso de precipitado que contiene 25 mL de agua de la llave, dejar en la mesa y adicionar unas gotas de AgNO_3 con cuidado de no mezclar, hasta que aparezca una turbiedad lechosa muy fina, observar a través de la solución y a contraluz ya sea de la ventana o de una luz puntual (puede ser la de tu teléfono celular). Observar y describir

c. Opalescencia

Al vaso anterior adicionar 3 gotas más de AgNO_3 y 5 gotas de una solución de KI, pareciendo esta anaranjada, observar por sobre ella desde un lado, de donde se ve azulosa.

d. Comparación de soluciones y coloides

Colocar en vasos de precipitado:

1. 25 mL de sulfato de cobre
2. 25 mL de leche
3. 25 mL de gelatina
4. 25 mL de coloide de azufre
5. 25 mL de sacarosa

Observar a simple vista la transparencia de cada muestra.

Registrar si el líquido es transparente, turbio o presenta partículas en suspensión.

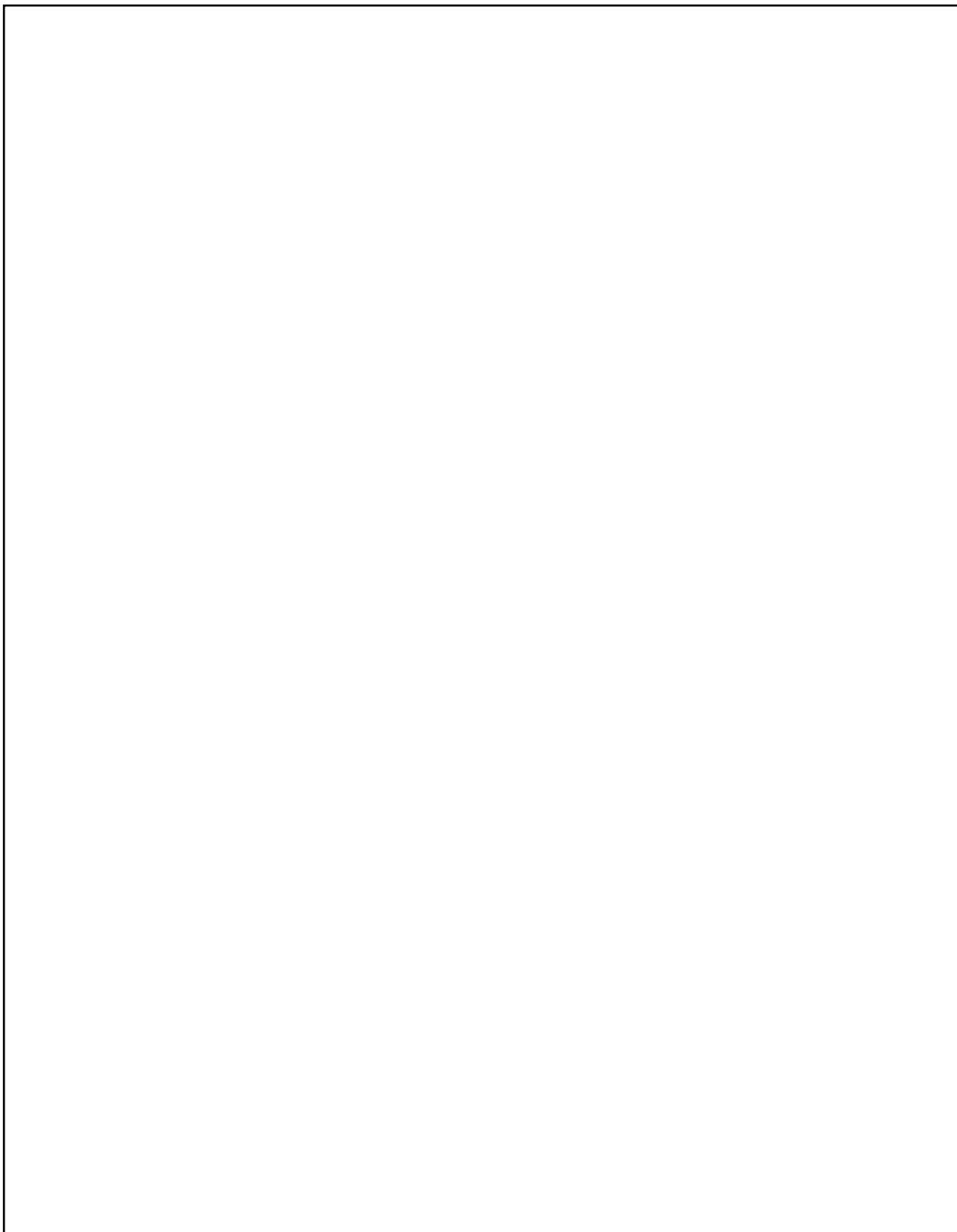
Colocar cada vaso frente a un fondo oscuro (papel negro).

Hacer pasar un haz de luz (linterna o puntero láser) a través de cada líquido.

Observar si el haz de luz se hace visible dentro del líquido.

Registrar en qué muestras se observa el efecto Tyndall (dispersión de la luz), característico de los coloides.

Esquemas



Define los siguientes conceptos:

1.-Fase dispersa:

2.- Fase dispersante:

3.- Coloide:

4.- Floculación:

5.- Movimiento browniano:

6.- Efecto Tyndall:

Cuestionario

1.- ¿Para qué nos sirve saber las propiedades fisicoquímicas de las dispersiones coloidales?

2.- Enlista 8 tipos de coloides que conoces e indica a que tipo corresponde.

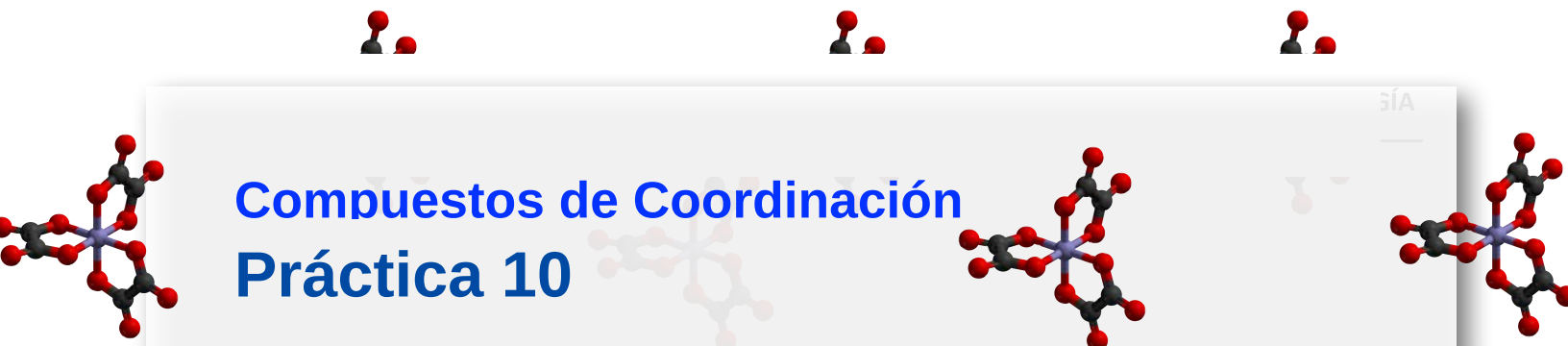
Coloide		Tipo de coloide
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		

3.- ¿Cuál es la diferencia entre un coloide hidrófilo y hidrófobo?

4.- ¿Porqué se debe observar el fenómeno Tyndall sobre un fondo oscuro?

Conclusiones

Bibliografía



Compuestos de Coordinación

Práctica 10

Introducción

Los metales de transición tienen una tendencia particular a formar iones complejos, que a su vez se combinan con otros iones o iones complejos para formar compuestos de coordinación. Un compuesto de coordinación es una especie neutra que contiene uno o más iones complejos.

Los compuestos de coordinación son una importante clase de sustancias inorgánicas que contienen un ion metálico central al que se unen otros iones o moléculas mediante enlaces covalentes coordinados. Estos iones o moléculas unidos al ion metálico se denominan **ligandos**, y todo el conjunto de metal central y ligandos forman el **complejo**.

Objetivo

Preparar un compuesto de coordinación en el que coexisten especies oxidantes y reductoras.

Material

Cápsula de porcelana
Bomba de vacío
Embudo
Agitador
Espátula
2 vasos de precipitados de 250 mL
Probeta de 50 mL
Probeta de 100 mL
2 Vidrios de reloj
Papel filtro
Parrilla eléctrica
Piceta
Baño de arena
Embudo Büchner

Reactivos

FeCl_3
 KOH
 $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} / (\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{KOCOCOOK} \cdot \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
 H_2O destilada
Agua fría

Procedimiento**Vaso uno:**

Pesar 1.75 g. de FeCl_3 ; adicionar 25 mL de H_2O destilada, agitar hasta disolver completamente.

Vaso dos:

Pesar 2 g. de KOH ; adicionar 25 ml de H_2O destilada, agitar hasta disolver completamente.

Verter la solución del vaso dos, en la solución del vaso uno, poco a poco, sin dejar de agitar.

Observar la formación de un precipitado.

Filtrar la solución con ayuda de un embudo Büchner y una bomba de vacío. (Obtención del Hidróxido de hierro)

Recuperar el precipitado y colocarlo en un vidrio de reloj.

Pesar 2 g. de $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ / $(\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ y 2.75 g. de $\text{KOCOCOOK} \cdot \text{H}_2\text{O}$; disolver ambos en 50 mL de H_2O destilada, agitar hasta disolver completamente.

Adicionar el $\text{Fe}(\text{OH})_3$ poco a poco, agitando constantemente para disolver completamente el $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Calentar la solución hasta observar un color verde.

Filtrar con ayuda de un embudo, para lograr separar impurezas.

Recolectar el filtrado en una cápsula de porcelana.

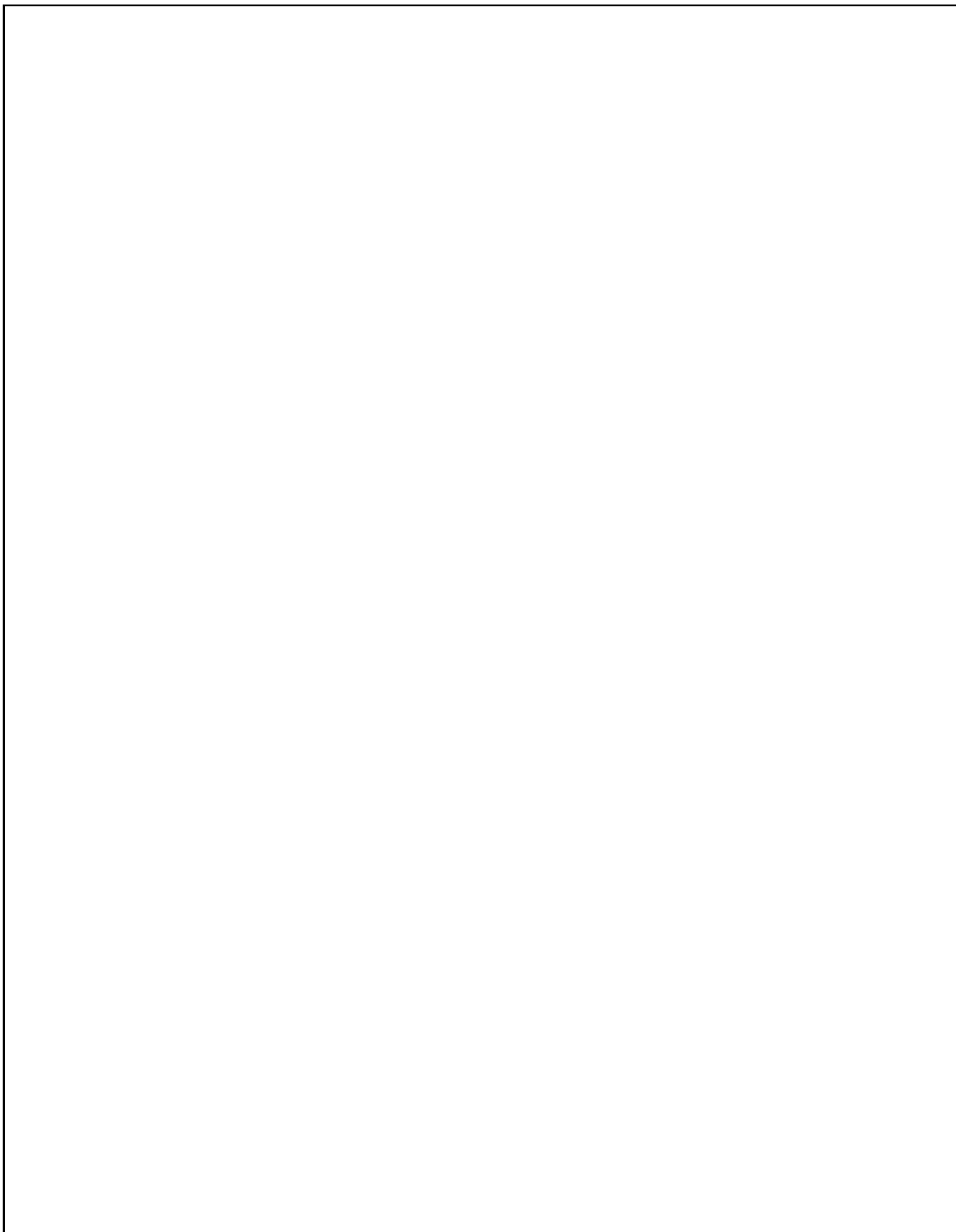
Calentar la cápsula en baño de arena hasta reducir volumen a la mitad. (Hacer la prueba de formación de cristales en el agitador)

Retirar la cápsula y esperar a que se atempere; posteriormente colocarla en baño de hielo o agua fría hasta la aparición de cristales.

Decantar para recuperar cristales y lavarlos con etanol.

Filtrar para recuperar cristales.

Esquemas



Define los siguientes conceptos:

1.-Compuesto de coordinación:

2.- Número o índice de coordinación:

3.- Centro de coordinación:

4.- Ligando:

5.- Átomo ligante:

6.- Quelato:

Cuestionario

1.- ¿Qué color tiene el producto obtenido en la práctica?

2.- ¿Cuál es el átomo central del complejo, su estado de oxidación y su índice?

3.- ¿Cuál es la carga del complejo obtenido?

4.- ¿Cuál es la estructura del complejo y a qué grupo de simetría pertenece?

5.- ¿Qué reacciones ocurrieron en esta práctica?

Conclusiones

Bibliografía

Bibliografía

- Atkins, P., y Jones, L. (2006). Principios de Química. 3ª edición, Ed. Panamericana.
- Barajas, G. C. C., Castaneda C. M. A., y Vidrio, J. M. G. (2002). Química inorgánica. Ed. McGraw-Hill.
- Chang, R., (2013). Química. Ed. McGraw-Hill.
- Dickson, T. R. (2012). Química: Un Enfoque Ecológico. Editorial Limusa.
- Hein, M., y Arena, S. (2001). Fundamentos de Química. Ed. International Thompson
- Housecroft, C. E., y Sharpe, A. G. (2012). Química inorgánica. Ed. Pearson Prentice Hall
- Kotz, J. C., Treichel , P. M., y Harman, P. A. (2003). Química y Reactividad Química. Ed. International Thompson
- Ramírez, R. V. M. (2019). Química General. Ed. Patria
- Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., y Stanley, G. G., (1998). Química. Ed. Cengage Learning

