



UNIVERSIDAD MICHOACANA DE SAN NICOLÁS DE HIDALGO

FACULTAD DE BIOLÓGIA

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 2024 por:

M.E. Mariela Roque Flores
Q.F.B. Francisco Javier Gaona Zamudio
I.Q. María Silvia Aguilera Ríos

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	9
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	
Factores que afectan la velocidad de reacción	63
Práctica No.7	
Agentes oxidantes y reductores (proceso redox)	71
Práctica No.8	
Soluciones	81
Práctica No. 9	
Ácidos, bases y sales	91
Práctica No. 10	
Compuestos de coordinación	103
Bibliografía	109

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) 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 Erlenmeyer
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 químico

Conclusiones

Bibliografía

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 las ecuaciones químicas, anotando los nombre de los compuestos

**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.

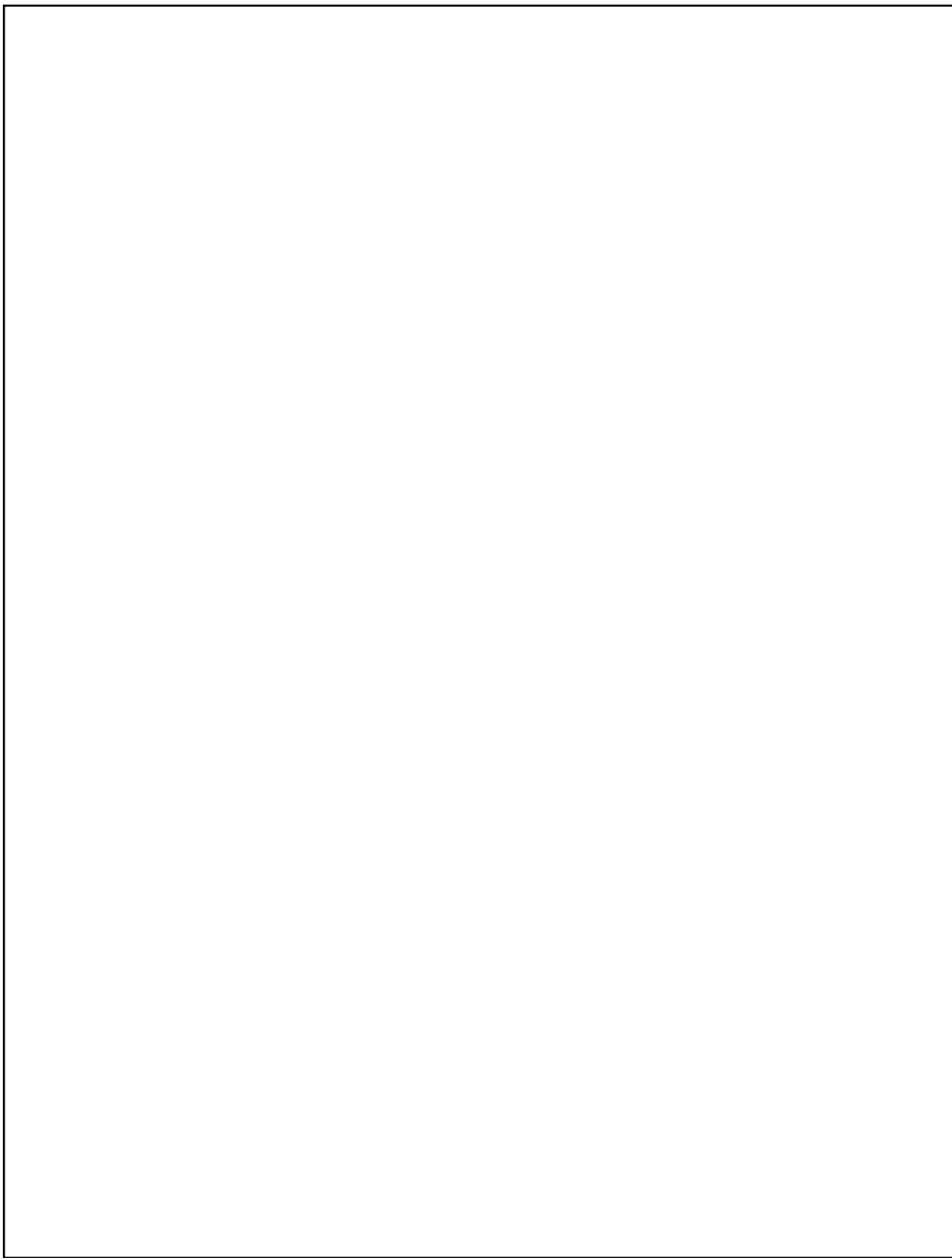
¿Qué ocurrió?

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

A large, empty rectangular box with a thin black border, occupying most of the page. It is intended for drawing or writing diagrams related to the 'Esquemas' (Schemes) section.

Cuestionario

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

Aire		Arena de mar	
Agua de mar		Planta	
Agua destilada		Vidrio	
Vapor de agua		Cloruro de sodio	
Gasolina		Leche	
Piedra		Oxígeno molecular	
Madera		Hielo	
Caracol		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

Conclusiones

Bibliografía

Práctica 3

Breve estudio experimental de la periodicidad química

Introducción

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 AgNO_3 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

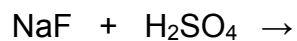
--	--

--	--

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 H₂SO₄ 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

--	--

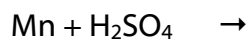
Experimento 4

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 H₂SO₄.

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.



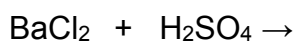
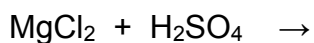
Esquemas

--	--	--

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.



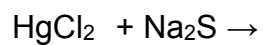
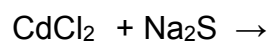
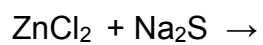
Esquemas

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

Bibliografía

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

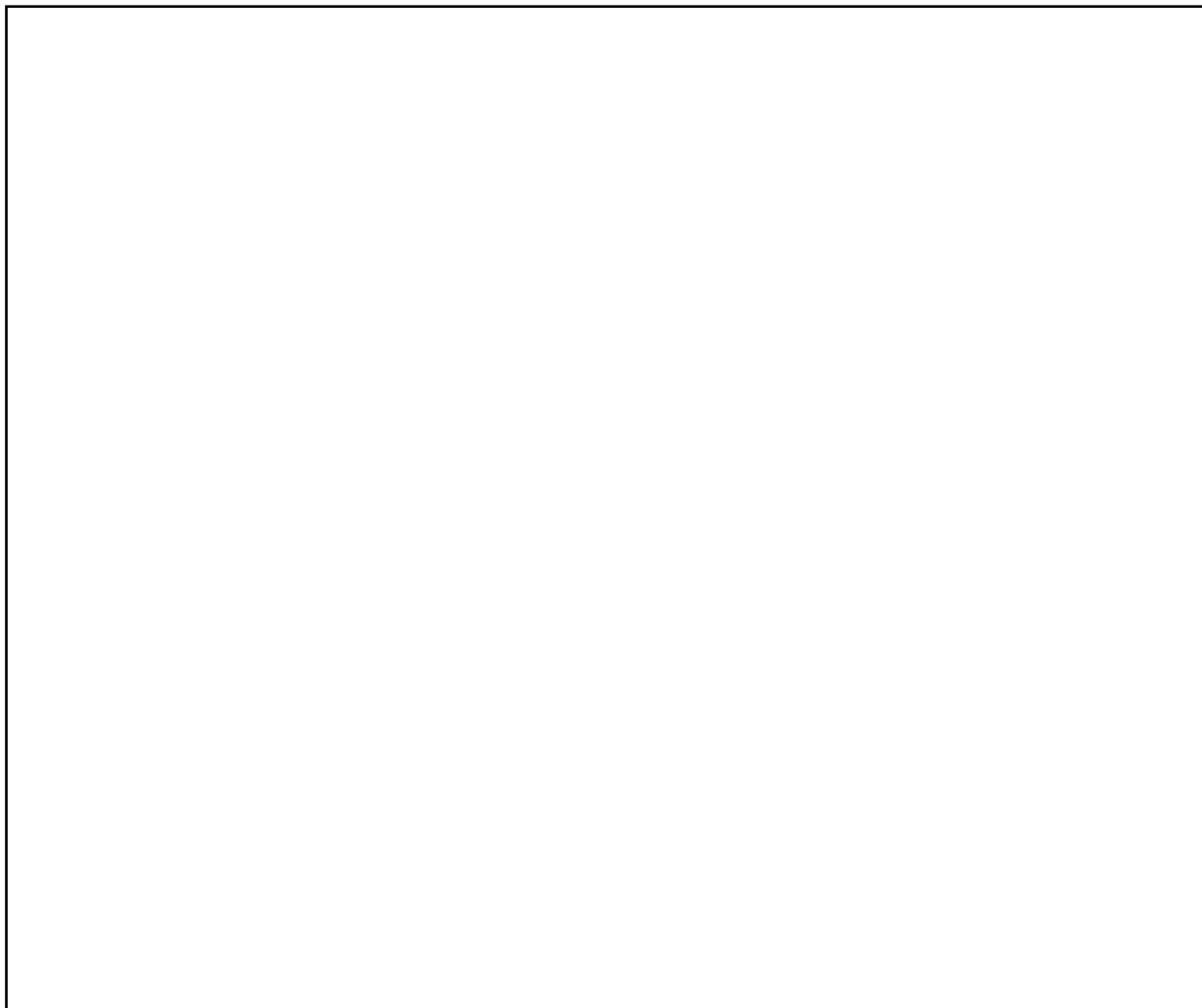
Matraz Erlenmeyer
Tubo de ensaye
Gradilla para tubos
Aparato para detectar electrolitos
Vasos de precipitado
Mechero Bunsen
Tripie
Tela de asbesto
Pipeta
Cápsulas de porcelana
Vidrio de reloj

Reactivos

I_2
 $CH_3 CH_2 OH$
 $CH_3 CO CH_3$
 KNO_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 nitrato de potasio 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. 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 reacciona, 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 a la ecuación en el espacio correspondiente y anota 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 a la ecuación en el espacio correspondiente y anota 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.

nitrate de plomo + ioduro 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 a la ecuación en el espacio correspondiente y anota 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 + MnO_2

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.

Conclusiones

Bibliografía

Práctica 6

Factores que afectan la velocidad de reacción

Introducción

Se define la velocidad de una reacción química como la cantidad de sustancia formada (si tomamos como referencia un producto) o transformada (si tomamos como referencia un reactivo) por unidad de tiempo.

La velocidad de reacción no es constante. Al principio, cuando la concentración de reactivos es mayor, también es mayor la probabilidad de que se den choques entre las moléculas de reactivo, y la velocidad es mayor, a medida que la reacción avanza, al ir disminuyendo la concentración de los reactivos, disminuye la probabilidad de choques y con ella la velocidad de la reacción. La medida de la velocidad de reacción implica la medida de la concentración de uno de los reactivos o productos a lo largo del tiempo, es decir, para medir la velocidad de una reacción necesitamos medir, correctamente la cantidad de reactivo que desaparece y la cantidad de producto que aparece por unidad de tiempo.

La velocidad de reacción se mide en unidades de concentración/tiempo, esto es, en moles/segundo.

La reacción que se realiza en esta práctica es:



En esta reacción la velocidad se mide por la desaparición de los reactivos, los cuales tienen un color rosado debido a la presencia del permanganato de potasio, la desaparición del color indica que la reacción es completa, ya que los productos son incoloros.

Objetivo

Determinar la acción de algunos factores que alteran la velocidad de una reacción (temperatura y catalizador)

Material

Pipeta de 1 mL
Pipeta de 5 mL
Propipeta
Tubo de ensayo
Termómetro
Plancha de calentamiento
Vaso de precipitados de 250 mL

Reactivos

KMnO_4
 $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$
 H_2SO_4
 MnSO_4

Procedimiento

1. Medir 2.5 mL de permanganato de potasio 0.0005 M y 0.5 mL de ácido sulfúrico 0.25M en seis tubos de ensayo.
2. Medir en otros 6 tubos de ensayo 4.5 mL de ácido oxálico 0.0025 M.
3. Colocar un tubo de ensayo con permanganato y uno con el ácido oxálico en baño maría a temperatura ambiente.
4. Después de aproximadamente 5 min., se puede suponer que la temperatura de los reactivos es igual a la del agua en el baño.
5. Vertir el ácido oxálico en el tubo de ensayo con la solución de permanganato.
6. Agitar el tubo hasta mezclar
7. Colocarlos de nuevo en el baño maría a 25°C
8. Registrar el tiempo requerido para que el ácido oxálico reaccione totalmente con el permanganato. El tubo debe conservarse a 25°C durante este tiempo. No permita que disminuya la temperatura durante el tiempo de reacción.
9. Repetir el procedimiento cambiando la temperatura a 35°C, 45°C, 55°C y 65°C.
10. Repetir el procedimiento a 25° C, agregando una gota de solución de sulfato de manganeso 4.5 M al tubo de ensayo que contiene el ácido oxálico, antes de proceder a mezclarlo.

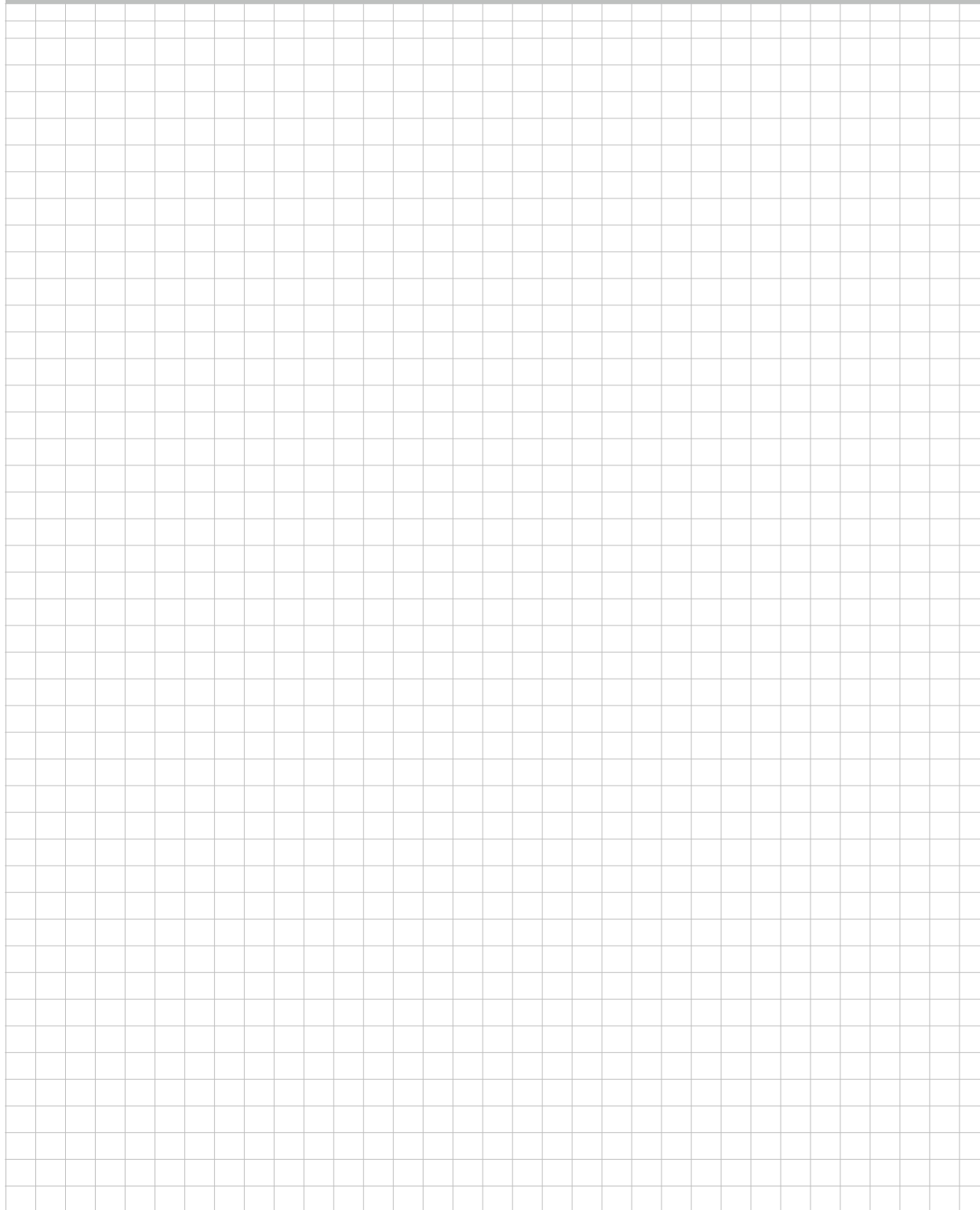
Resultados

	Temperatura	Tiempo inicial	Tiempo final	Tiempo transcurrido en segundos	Relación de tiempo	
					X	Y
					temperatura	t en segundos
1						
2						
3						
4						
5						
6						

Esquemas

Elaborar una gráfica con los valores de temperatura y tiempo de reacción en segundos.

Gráfica



Questionario

1. Definir

Velocidad de reacción.

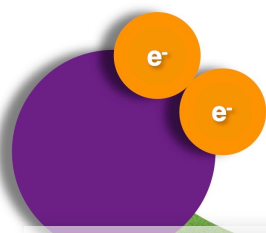
Concentración de reactivos.

Catalizador.

2. ¿Cómo identificaste que la reacción se completó?

Conclusiones

Bibliografía

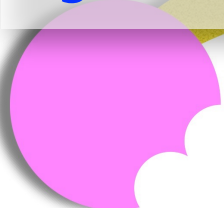


Oxidación

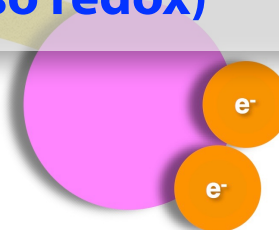


Práctica 7

Agentes reductores y oxidantes (proceso redox)



Reducción



Introducción

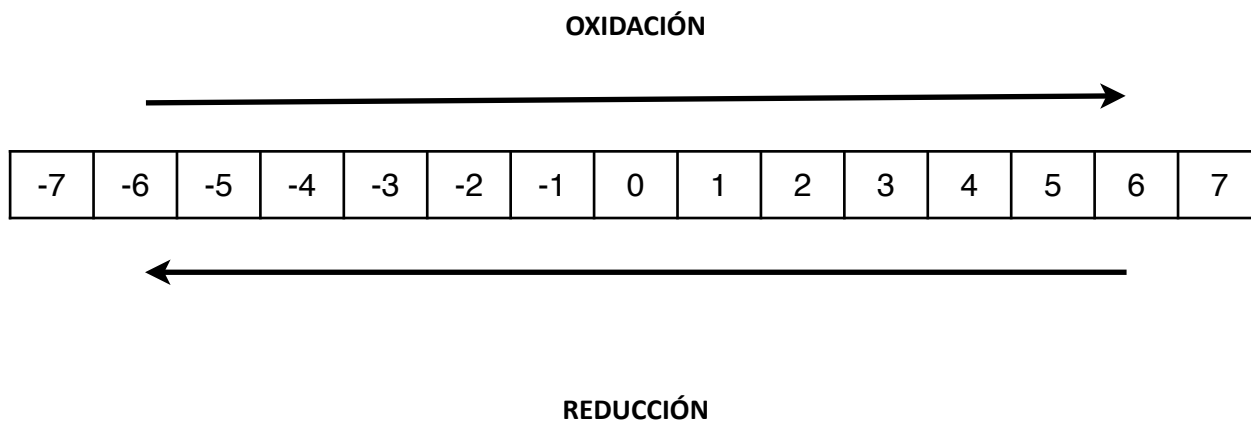
Las reacciones químicas de oxido-reducción presentan cambios en las valencias de los elementos al encontrarse formando parte de un compuesto, sin embargo al reaccionar con otro compuesto, sus estados de oxidación sufren cambios, presentándose la oxidación o reducción de los elementos.

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	Zn
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 zinc, ácido sulfúrico y permanganato de potasio.
2. Limadura de zinc, ácido sulfúrico y cromato de potasio.
3. Limadura de zinc, 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

--

Cuestionario

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

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

Conclusiones

Bibliografía

Práctica 8

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:

Nombre de la concentración	Fórmula
Porcentaje en masa (peso)	$\% P = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de la solución (g)}} \times 100$
Porcentaje masa-volumen (peso-volumen)	$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de la solución (mL)}} \times 100$
Fración molar de soluto	$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}}$
Molaridad	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}}$
Molalidad	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de solvente (kg)}}$
Normalidad	$N = \frac{\text{No. de equivalentes gramo de soluto}}{\text{Volumen de la solución (L)}}$

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

H₂SO₄
KMnO₄
CuSO₄

Procedimiento

Realizar el cálculo para preparar las soluciones siguientes:

25 mL de una solución al 0.2% p/v de KMnO₄
25 mL de una solución 0.2 M de CuSO₄
25 mL de una solución 0.2 N de H₂SO₄

El profesor revisará los cálculos y te asignara 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.

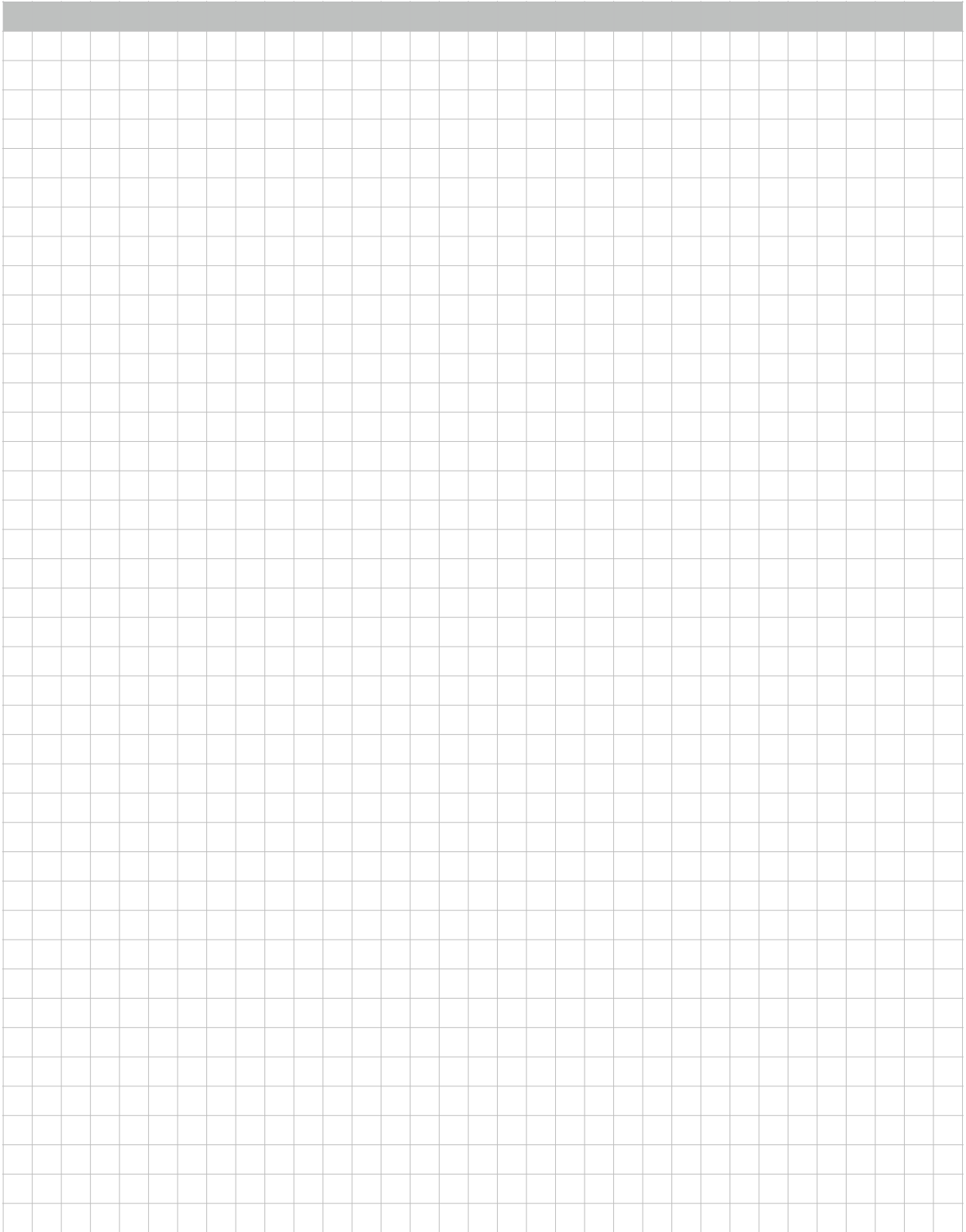
Fórmulas despejadas

A large grid of graph paper, consisting of approximately 30 columns and 40 rows of small squares, intended for writing chemical formulas. The grid is preceded by a solid grey horizontal bar.

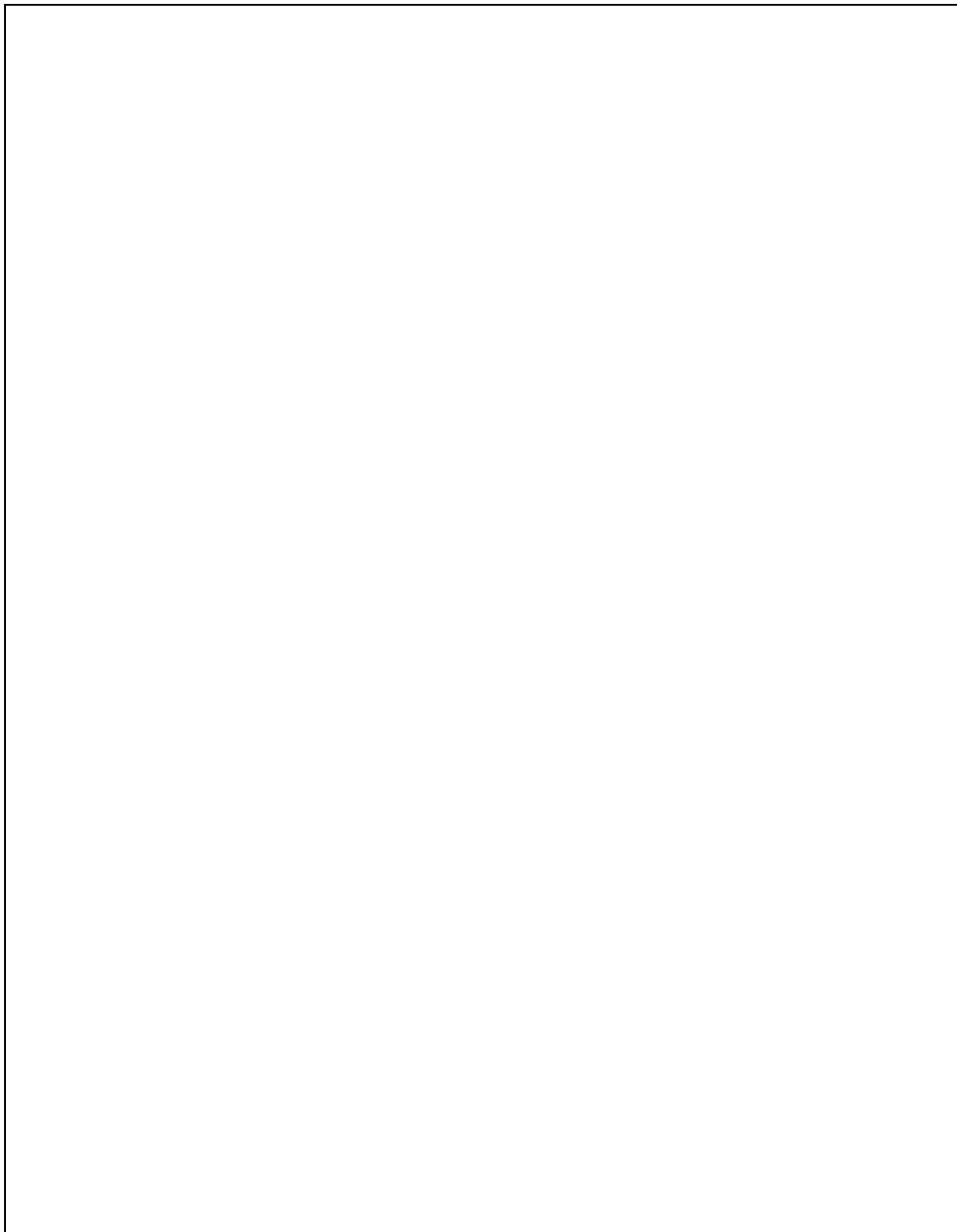
Cálculos

A large grid of graph paper for calculations. The grid consists of 20 columns and 30 rows. The top row is shaded gray, serving as a header. The remaining 29 rows are white with light gray grid lines.

Cálculos



Esquemas

A large, empty rectangular box with a thin black border, occupying most of the page. It is intended for drawing or writing diagrams related to the 'Esquemas' (Schematics) section.

Cuestionario

1. ¿Qué es una solución?

2. ¿Cuántas clases de soluciones existen?

3. Definir

Mol

Solución molar

Solución normal

4. ¿Qué significa y cómo se preparan las soluciones porcentuales % v/v, % p/v, % p/p y ppm?

Conclusiones

Bibliografía

Práctica 9

Ácidos, bases y sales

Introducción

De acuerdo a la teoría de Arrhenius un ácido es aquella sustancia que al agregarle agua, aumenta la concentración de los iones hidronio, y una base es cuando aumenta los iones oxhidrilo, y en las reacciones entre un ácido y una base se neutraliza formando sal y agua.

Objetivo

Comprender las diferencias entre ácidos, bases y sales, así como propiedades comunes en la experimentación química.

Material

Tubos de ensayo
Vidrios de reloj
Portaobjetos
Mechero de Bunsen
Cápsula de porcelana
Pipetas
Espátula
Goteros
Vaso de precipitado
Papel indicador de pH

Reactivos

HCl
H₂SO₄
CH₃COOH
AgNO₃
NaOH 20%
NH₄OH
Ca(OH)₂ 20%
Zn
KI
KOH 20%

Indicadores

Fenolftaleína
Anaranjado de metilo

Procedimiento

1. En 3 tubos de ensaye colocar 5 mL de agua, en seguida agregar por las paredes del tubo con precaución 10 gotas de las siguientes sustancias: ácido clorhídrico, ácido sulfúrico y ácido acético concentrado respectivamente, luego humedezca un papel indicador de pH y registre el pH de cada uno de los tubos. Dividir cada solución en 3 tubos, rotulando correctamente.

¿Qué ha observado?

Solución	pH
Ácido clorhídrico	
Ácido sulfúrico	
Ácido acético	

2. A una de la serie de tubos del punto anterior agregar dos gotas de fenolftaleína.
¿Qué observó?

Esquemas

--	--	--

3. Proceda igual que en el paso anterior, pero ahora agregar unas gotas de anaranjado de metilo.
¿Qué observó?

Esquemas

--	--	--

4. A otra de la serie de tubos del paso 1, agregar unas gotas de nitrato de plata.
¿Qué observó? Realice las ecuaciones correspondientes. Anotar los nombres de reactivos y producto, si suceden las reacciones.

Esquemas

--	--	--

5. En 3 tubos de ensayo colocar zinc en polvo, agregar 10 gotas de ácido clorhídrico, ácido sulfúrico y ácido acético respectivamente, colocar el tapón, agitar y enseguida acercar la flama de un cerillo.

¿Qué observó? Realice las ecuaciones correspondientes. Anotar los nombres de reactivos y producto, si suceden las reacciones.

Esquemas

--	--	--

6. En 3 tubos de ensayo colocar 2 mL de agua. A uno de ellos 20 gotas de hidróxido de sodio, al segundo 20 gotas de hidróxido de amonio y al tercero 20 gotas de hidróxido de calcio, agitar hasta homogeneizar, en seguida introduzca un papel indicador y registre el pH de cada uno de los tubos. Dividir cada solución en 2 tubos, rotulando correctamente.

¿Qué observó?

Solución	pH
Hidróxido de sodio	
Hidróxido de amonio	
Hidróxido de calcio	

7. A una de la serie de tubos del punto anterior agregar unas gotas de fenolftaleína.
¿Qué observó?

Esquemas

--	--	--

8. De la misma forma que en el paso anterior, pero ahora agregar anaranjado de metilo.
¿Qué observó?

Esquemas

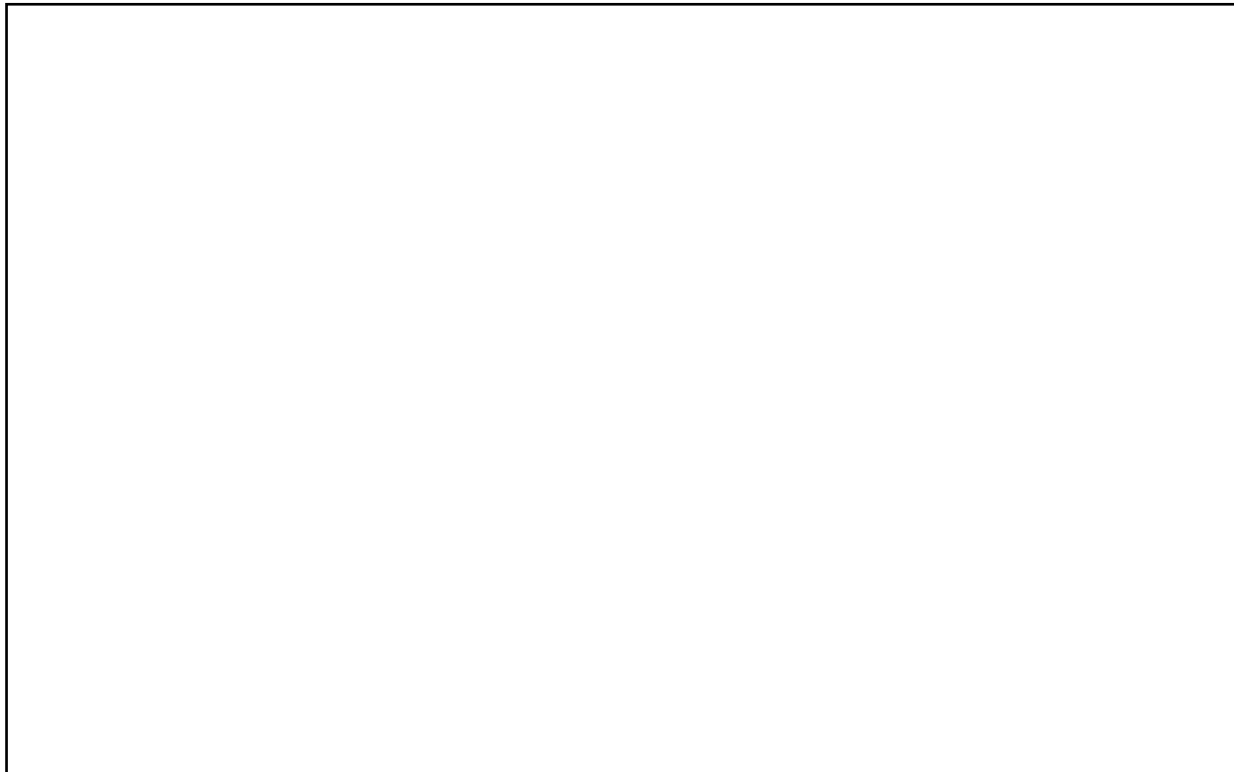
--	--	--

9. Neutralización entre una base y un ácido: en una cápsula de porcelana agregar 2 mL de una solución de hidróxido de sodio, enseguida una gota de fenolftaleína, adquirirá un color violeta, luego agregar lentamente unas gotas de solución de ácido clorhídrico hasta que desaparezca este color. Evaporar lentamente y con mucho cuidado, observar y responder.

¿Qué observó?

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

--

Esquemas

10. Obtención de una sal a partir de un ácido y un metal: en dos tubos colocar un pedazo de cinta de magnesio, agregar con cuidado a uno de los tubos 5 gotas de ácido clorhídrico y al otro ácido sulfúrico concentrado respectivamente.

¿Qué sal se formó?

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



--

Esquemas

--	--

11. Obtención de una sal a partir de dos sales: colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de yoduro de potasio y 10 gotas de nitrato de plata, ¿qué sal se formó?

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

Esquemas

Cuestionario

1. Definir ácido y base por su modo de acción en el agua:

2. Definir ácido y base según los conceptos de Brönsted

3. Definir ácido y base según Lewis

4. ¿Qué es un indicador?

5. Investigar 6 indicadores, mencione el cambio de color y diga el intervalo de su pH.

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.

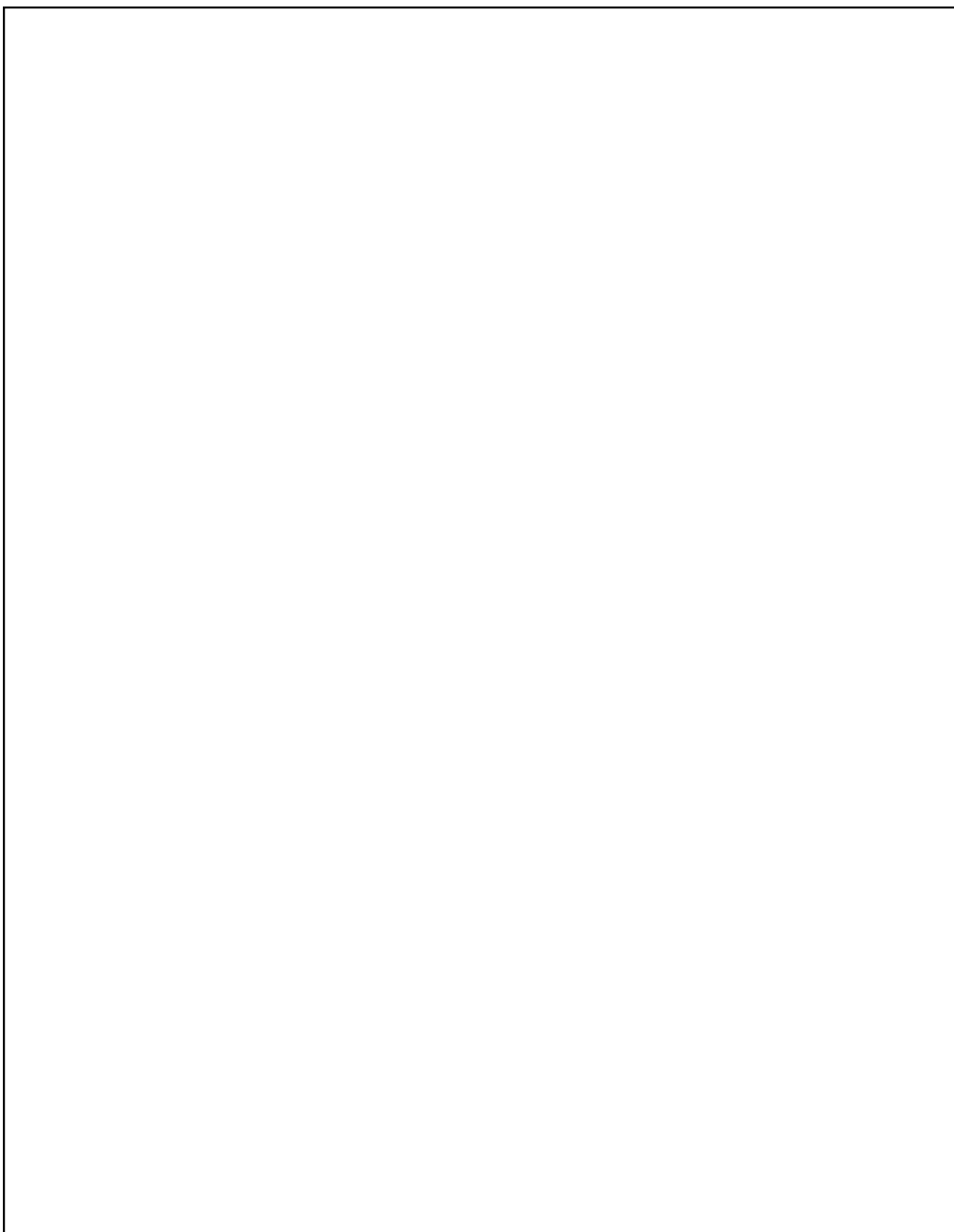
Calentar la cápsula en baño de arena hasta reducir volumen a la mitad. (Hacer la prueba de formación de cristales en el agitador)

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

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for drawing or writing. It occupies the central portion of the page.

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.W. (2006). Principios de Química. Editorial Panamericana
- Barajas, Castanedo y Vidrio (2002). Química Inorgánica. Editorial McGraw-Hill
- Chang Raymond (2013). Química. Editorial McGraw-Hill
- Dickson T.R. (1998). Química Enfoque Ecológico. Editorial Limusa
- Hein Morris (2001). Fundamentos de Química. Editorial Thompson
- Housecroft y Sharpe (2019). Química inorgánica. Prentice Hall
- Kotz Jhon (2003). Química y Reactividad Química. Editorial Thomson
- Ramirez Regalado (2019) Química general. Editorial Patria
- Whitten/Davis/Peck/Stanley (1998). Química. 5a. Edición. Editorial McGraw-Hill

