

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN

QUÍMICA ANALÍTICA I
(MANUAL DEL LABORATORIO PARA QUÍMICA)



*JOSÉ FRANCO PÉREZ ARÉVALO
MARÍA DEL CARMEN CAMPO GARRIDO MORENO
MARÍA EUGENIA CARBAJAL ARENAS
DELIA REYES JARAMILLO*

Edición UNAM **es** FESC

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN

DEPARTAMENTO DE CIENCIAS QUÍMICAS
SECCIÓN DE QUÍMICA ANALÍTICA

QUÍMICA ANALÍTICA I
(MANUAL DEL LABORATORIO PARA QUÍMICA)

CLAVE CARRERA: 211

CLAVE ASIGNATURA: 1417

*JOSÉ FRANCO PÉREZ ARÉVALO
MARÍA DEL CARMEN CAMPO GARRIDO MORENO
MARÍA EUGENIA CARBAJAL ARENAS
DELIA REYES JARAMILLO*

REVISIÓN ENERO 2012

VIGENCIA 2012-II

• ANTECEDENTES.....	9
• INTRODUCCIÓN.....	11
• OBJETIVOS GENERALES DE LA ASIGNATURA.....	12
• OBJETIVOS DE LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL DE LA ASIGNATURA DE QUÍMICA ANALÍTICA I (Q).....	13
• REGLAMENTO INTERNO DE LABORATORIO.....	15
• ACTIVIDADES GENERALES.....	18
• RELACIÓN DE PRÁCTICAS CON EL CONTENIDO DE LA ASIGNATURA.....	20
• SISTEMA DE EVALUACIÓN.....	21
• PRÁCTICAS.....	23
• Semana 1	25
PRÁCTICA 1. Equipo, material y reactivos de uso más común en el laboratorio. Preparación de soluciones.....	27
• Semana 2	
PRÁCTICA 2. Determinación de la fuerza, la acidez y la constante de disociación de ácidos monopróticos en solución acuosa.....	35
• Semana 3	
PRÁCTICA 3. Preparación de soluciones amortiguadoras de pH.....	47
• Semana 4	
PRÁCTICA 4. Estandarización de HCl con un estándar primario.....	56

•	<i>Semana 5</i>	
	PRÁCTICA 5. Determinación de bicarbonato en agua mineral...	64
•	<i>Semana 7</i>	
	PRÁCTICA 6. Formación de complejos: estabilidad y escalas de pP.....	73
•	<i>Semana 8</i>	
	PRÁCTICA 7. Determinación de cinc (II) en una muestra comercial.....	88
•	<i>Semana 10</i>	
	PRÁCTICA 8. Solubilidad y precipitación de sólidos en agua.....	95
•	<i>Semana 11</i>	
	PRÁCTICA 9. Determinación gravimétrica de bario.....	107
•	<i>Semana 13</i>	
	PRÁCTICA 10. Reacciones de óxido-reducción.....	115
•	<i>Semana 14</i>	
	PRÁCTICA 11. Cuantificación de Fe (II) por medio de una valoración redox.....	127
•	<i>ANEXO 1</i>	
	Preparación de soluciones.....	139
•	<i>ANEXO 2</i>	
	Fundamentos de la medición del pH.....	144
•	<i>ANEXO 3</i>	
	Problema resuelto de soluciones amortiguadoras de pH.....	147
•	<i>ANEXO 4</i>	
	Estabilidad de anfolitos de complejos.....	149

• ANEXO 5	
	Constantes de disociación de ácidos monopróticos (K_a's)..... 150
	Constantes de acidez de ácidos polipróticos (pK_a's)..... 151
• ANEXO 6	
	Indicadores químicos ácido–base..... 152
• ANEXO 7	
	Constantes de parciales formación de iones complejos..... 153
• ANEXO 8	
	Constantes de producto de solubilidad..... 154
• ANEXO 9	
	Valores de potenciales estándares de reducción..... 155
• ANEXO 10	
	Balaceo de ecuaciones de óxido-reducción, por el método de ión electrón (en medio ácido)..... 156
• ANEXO 11	
	Exponenciales, logaritmos y ecuación cuadrática en Química Analítica..... 157
• APÉNDICE 1	
	Manejo de residuos..... 159
• APÉNDICE 2	
	Hojas de seguridad de los reactivos más utilizados..... 161
	ÁCIDO–BASE..... 161
	COMPLEJOS..... 169
	SOLUBILIDAD..... 175
	REDOX..... 183
• BIBLIOGRAFÍA GENERAL.....	188
• RECURSOS ELECTRÓNICOS.....	189

La asignatura de Química Analítica I de la carrera de Química del nuevo plan de estudios se impartió por primera vez en el periodo 2006-II. Este plan de estudios contempla la enseñanza de la Química Analítica con una orientación exclusiva a los estudiantes de la carrera de Química.

El mapa curricular del nuevo plan de estudios de la carrera Química muestra que la asignatura de Química Analítica I corresponde a una materia del campo profesional y, por consiguiente, obligatoria; que se imparte en el 4º semestre de la carrera; y que consta de 10 créditos con tres horas de teoría y 4 horas de práctica (asignatura teórico-práctica). Además de que se encuentra seriada, previamente, con la asignatura de "Cálculos Químicos" y, posteriormente, con la asignatura de "Química Analítica II".

El hecho de que la asignatura sea teórico-práctica implica que existen dos cursos en la misma asignatura: el curso teórico y el curso práctico. Así que para evaluar la asignatura se considera que el curso teórico contribuye con el 50 % y el curso práctico con el otro 50 %.

El presente "Manual del Laboratorio de la Asignatura de Química Analítica I" tiene que ver con el curso práctico de la asignatura, el cual consiste en: actividades experimentales (prácticas) y el tratamiento de los datos (informe) en este mismo manual (cuaderno de trabajo).

Este manual se encuentra bajo un proceso de revisión y actualización dentro del "Programa de Apoyo para Cátedras de Investigación, Vinculación y Educación (PACIVE) 2010" para la cátedra "Manuales de laboratorio de Química Analítica" con clave CD-04 vigente durante los años 2010-2012. Donde el responsable de cátedra es el Dr. José Franco Pérez Arévalo y las profesoras integrantes son: Q. Ma. del Carmen Campo Garrido, QFB Delia Reyes Jaramillo, QFB Dalia Bonilla, QFB Angélica Villegas, M en C Verónica Altamirano y Q. Ma. Eugenia Carbajal Arenas.

La asignatura de Química Analítica I involucra el estudio de las reacciones entre dos o más compuestos, en las que se involucra el intercambio de una sola partícula.

Este manual de laboratorio comprende el estudio cualitativo y cuantitativo del equilibrio químico de las disoluciones acuosas en sistemas homogéneos y heterogéneos como parte del curso experimental de la asignatura de Química Analítica I.

El contenido del manual se divide en cuatro bloques: Ácido-Base, Complejos, Precipitación y Oxido-Reducción; donde cada tema se trata por separado, con el fin de conocer los conceptos básicos de cada uno, a través de prácticas cualitativas, y posteriormente aplicarlos en determinaciones cuantitativas.

El manual está diseñado como un cuaderno de trabajo que incluye once prácticas en las que se establecen: actividades previas a la práctica, el título de la práctica, los objetivos generales y particulares de cada práctica, una introducción, material y equipo a utilizar, el procedimiento experimental, cuadros y tablas donde el alumno pueda asentar inmediatamente sus observaciones y resultados experimentales, orientación para el tratamiento y disposición de residuos de las sustancias que se utilizan, un informe que tendrán que resolver con ayuda y asesoría del profesor con el propósito de asegurar que se cumplan los objetivos de cada práctica, y finalmente la bibliografía.

El manual también incluye una serie de problemas de consolidación para que el alumno, al resolverlo, refuerce los conocimientos adquiridos en cada práctica.

OBJETIVOS GENERALES DE LA ASIGNATURA

El programa de Química Analítica I de la carrera de Química pretende alcanzar el siguiente objetivo general:

Que el estudiante desarrolle un razonamiento sistemático que le permita aplicar los conceptos de equilibrio químico de intercambio de una partícula en solución acuosa, esto es, equilibrios: Ácido-base, de Complejación, de Solubilidad y Precipitación, y de Óxido-reducción, en la comprensión de los métodos experimentales de determinación cualitativa y cuantitativa de la composición química de una muestra de interés.

Las habilidades y destrezas que debería alcanzar el estudiante al terminar de cursar la asignatura de Química Analítica I son las siguientes:

- Identificar, con base en los reactivos inicialmente presentes, el tipo de reacción (o interacción) que podría ocurrir, entre las siguientes: Ácido-Base, de Formación de Complejos, Solubilidad y Precipitación, y Oxidorreducción.
- Clasificar con base en su estabilidad a las especies en solución, cuando se conocen los parámetros de fisico-químicos como K_a , K_c , K_s y E , antes de que participen en una reacción química.
- Identificar entre una reacción y una interacción por medio de escalas de pH, pL y E (diferencia de potencial eléctrico a intensidad nula).
- Escribir la ecuación química balanceada de la reacción (o interacción), asociándole un valor a la constante de equilibrio.
- Aplicar la Ley de Acción de Masas en términos de la concentración (molaridad) de las especies involucradas, reconociendo que esta constante se denomina constante aparente.
- Expresar el estado de equilibrio de la reacción (o interacción) una vez que son conocidas las concentraciones iniciales de los reactivos.

- Calcular las concentraciones de equilibrio, por medio de la constante de equilibrio, siempre y cuando las ecuaciones algebraicas obtenidas (más complicadas) correspondan a polinomios de segundo grado.
- Utilizar parámetros que permitan saber cuándo una reacción es casi completa y, por tanto, poder incorporar aproximaciones en los cálculos de las concentraciones de equilibrio, sobre todo cuando las ecuaciones algebraicas obtenidas correspondan a polinomios de grado mayor que dos.
- Efectuar cálculos teóricos de las propiedades fisicoquímicas (que se pueden medir experimentalmente) y que están asociadas al equilibrio químico que se establece entre las especies involucradas (pH y E).
- Aplicar los conocimientos adquiridos en los puntos anteriores para la comprensión de algunas técnicas de análisis químico como son: "Volumetría" y "Métodos Gravimétricos".

OBJETIVOS DE LA ENSEÑANZA EXPERIMENTAL DE LA ASIGNATURA DE QUÍMICA ANALÍTICA I (Q)

Los objetivos de la enseñanza experimental para la asignatura de Química Analítica I de la carrera de Química son:

- Identificar y manejar los reactivos químicos de uso más frecuente en las sesiones experimentales tales como: estándares primarios, ácido clorhídrico, ácido acético, sal disódica de edta, carbonato de sodio, hidróxido de amonio, hidróxido de sodio, permanganato de potasio, cloruro de níquel, sulfato de cobre, cromato de potasio, etc.
- Identificar y manejar el material de vidrio de uso más frecuente en las sesiones experimentales como son: las pipetas volumétricas, matraces aforados, pipetas graduadas, buretas, etc.

- Identificar y manejar el equipo de uso más frecuente en las sesiones experimentales como son: la balanza analítica, pH-metros, potenciómetros, las estufas, etc.
- Preparar soluciones acuosas a partir de reactivos analíticos sólidos y líquidos.
- Preparar soluciones amortiguadoras de pH.
- Verificar experimentalmente la capacidad de amortiguamiento de las soluciones amortiguadoras.
- Verificar que las soluciones han sido preparadas de manera correcta utilizando técnicas volumétricas.
- Utilizar las soluciones preparadas para la determinación de las concentraciones y/o purezas de sustancias químicas de interés comercial.
- Utilizar las soluciones preparadas en experiencias cualitativas que permitan la comprensión de los conceptos teóricos básicos.
- Efectuar los experimentos con una calidad aceptable en lo que se refiere a: observaciones, adquisición, manejo y análisis de datos experimentales, repetitividad y limpieza. El manejo y análisis de los datos experimentales se debe realizar con base en los conocimientos adquiridos en las sesiones teóricas de la asignatura como son las relacionadas con el tipo de reacción, balance de ecuaciones químicas, expresión de las constantes de equilibrio, cálculo de concentraciones de equilibrio, cálculo de propiedades fisicoquímicas y cuantificaciones.
- Aplicar los conocimientos básicos para realizar algunas Técnicas de Análisis Químico como son: "Volumetría" y "Métodos Gravimétricos".
- Conocer el tipo de residuos generados en las sesiones experimentales y manejarlos en forma apropiada.

REGLAMENTO INTERNO DE LABORATORIO

- 1.- Es obligatorio el uso de bata y lentes de seguridad en el laboratorio. No está permitido quitarse el equipo de seguridad durante la sesión experimental.
- 2.- Se deberán conservar limpias las instalaciones (en especial campanas de extracción, canaletas y tarjas de las mesas de laboratorio), el material y el equipo de trabajo (incluyendo balanzas analíticas) al inicio y al final de cada sesión experimental.
- 3.- Antes de iniciar las actividades experimentales se le solicitará al laboratorista en turno el material y equipo necesarios; para ello una persona responsable del equipo dejará su credencial (de la UNAM) en depósito y firmará un vale por el material y equipo recibidos. En caso de que existiera un defecto en el material o equipo recibido, éste deberá ser anotado en el vale.
- 4.- En caso de extravío o daño del material o equipo de laboratorio, se extenderá un vale de adeudo con los nombres de todos los integrantes del equipo y quedará retenida la credencial del responsable del daño o extravío del material o equipo hasta su reposición.
- 5.- Se deberá guardar orden y disciplina dentro del laboratorio y durante la sesión experimental, y queda prohibida la entrada a personas ajenas al mismo.
- 6.- Queda estrictamente prohibido fumar y consumir alimentos dentro del laboratorio, ya que muchas de las sustancias químicas que se emplean son inflamables y/o tóxicas.
- 7.- Después de haber manipulado sustancias químicas es necesario lavarse las manos con agua y jabón.

8.- Los desechos resultantes de cada experimento deberán eliminarse adecuadamente, previa consulta de las fichas de seguridad y con el apoyo del asesor.

9.- Cuando el desecho no pueda ser eliminado deberá resguardarse, en un contenedor adecuado y debidamente etiquetado, posteriormente colocarlo en el anaquel destinado para ello.

10.- Al término de la sesión experimental, las disoluciones empleadas deberán regresarse a su lugar de resguardo ubicado en el anaquel.

11.- Para la extracción de líquidos que contengan sustancias químicas, se deberán emplear perillas de hule y nunca succionar con la boca.

12.- Los reactivos químicos no deberán ser manipulados con las manos, debiéndose usar los implementos adecuados como pipetas, espátulas, cucharas, etc.

13.- Si se utilizan mecheros, parrillas o cualquier otro aparato, se deberá estar atento en su manipulación para evitar un accidente.

14.- Es importante que antes de trabajar el usuario conozca las características de las sustancias químicas que va a utilizar para que puedan ser manipuladas adecuadamente (consultar fichas de seguridad).

15.- En caso de ingestión, derrame o algún accidente dentro del laboratorio éste deberá ser notificado al asesor o al laboratorista del grupo, con previa consulta de las fichas de seguridad.

16.- Los reportes de las prácticas y actividades realizadas deberán entregarse en la fecha señalada por el asesor.

17.- Cuando sea asignada a los alumnos una gaveta en el laboratorio, y en el caso de olvido o pérdida de la llave, queda prohibido forzarla. Deberán hacer la solicitud de apertura al responsable del laboratorio, previa autorización del profesor del grupo en el que están inscritos los alumnos. La gaveta podrá usarse hasta la semana 15 del semestre, por lo cual se deberá desocupar en dicha semana.

18.- Los alumnos que adeuden material de laboratorio deberán reponerlo a la mayor brevedad posible, o a más tardar el último día de realización de prácticas; de lo contrario, los deudores serán reportados al Departamento de Servicios Escolares y no podrán inscribirse en el siguiente semestre.

19.- El número máximo de alumnos que podrán permanecer en el cuarto de balanzas (L-101-102) será el mismo que el número de balanzas disponibles.

20.- Es responsabilidad del alumno revisar el estado en que recibe el material, ya que al término de la sesión experimental lo debe regresar en buenas condiciones y perfectamente limpio.

ACTIVIDADES GENERALES

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS QUÍMICAS

SECCIÓN DE QUÍMICA ANALÍTICA

Asignatura: _____ **Grupo:** _____ **Semestre:** _____

Semana	Actividad	Fecha	Observaciones
1	Introducción al Curso de Laboratorio; explicación del plan de trabajo. Práctica 1: Uso de equipo, reactivos y material de laboratorio y preparación de soluciones. Aplicación y resolución del examen de conocimientos previos.		
2	Fundamentos de la medición de pH. Práctica 2: Determinación de la fuerza, la acidez y la constante de disociación de ácidos monopróticos en solución acuosa.		
3	Práctica 3: Preparación de soluciones amortiguadoras.		
4	Práctica 4: Estandarización de una solución de HCl con un estándar primario.		
5	Práctica 5: Titulación de bicarbonatos en una muestra comercial.		
6	1er Examen.		
7	Práctica 6: Formación de Complejos: estabilidad y escalas de pP.		
8	Práctica 7: Determinación de cinc (II) en una muestra comercial por medio de una valoración de formación de complejos.		
9	2º Examen.		
10	Práctica 8: Solubilidad y precipitación de sólidos en agua.		

11	Práctica 9: Determinación de bario mediante el método gravimétrico.		
12	3er Examen.		
13	Práctica 10: Reacciones de oxidorreducción.		
14	Fundamentos de la medición de la diferencia de potencial eléctrico. Práctica 11: Cuantificación de Hierro (II) con KMnO ₄ mediante una titulación redox.		
15	Aplicación de cuestionarios del proceso de certificación a alumnos y profesores. Desocupar gavetas. 4º Examen.		
16	Entrega de calificaciones.		

Elaboró (nombre y firma)

**Profesor del grupo
(nombre y firma)**

RELACIÓN DE PRÁCTICAS CON EL CONTENIDO DE LA ASIGNATURA

No. de práctica	Nombre de la práctica	Número y nombre de la unidad temática en el programa de la asignatura
1	Uso de equipo, reactivos y material de laboratorio, y preparación de soluciones.	
2	Determinación de la fuerza, la acidez y la constante de disociación de ácidos monopróticos en solución acuosa.	Unidad 1, Equilibrio en ácido-base (1.1, 1.3 y 1.4)
3	Preparación de soluciones amortiguadoras.	Unidad 1, Equilibrio en ácido-base (1.3, 1.7 y 1.8)
4	Estandarización de una solución de HCl con un estándar primario.	Unidad 1, Equilibrio en ácido-base (1.5, 1.6 y 1.7)
5	Titulación de bicarbonatos en una muestra comercial.	Unidad 1, Equilibrio en ácido-base (1.5, 1.6, 1.7 y 1.9)
6	Formación de complejos: estabilidad y escalas de partícula.	Unidad 2, Equilibrio químico en complejos (2.1, 2.3, 2.4 y 2.8)
7	Determinación de cinc (II) en una muestra comercial por medio de una valoración de formación de complejos.	Unidad 2, Equilibrio químico en complejos (2.3, 2.4 y 2.5)
8	Solubilidad y precipitación de sólidos en agua.	Unidad 3, Equilibrio químico en solubilidad y precipitación (3.2, 3.3, 3.5, 3.6 y 3.8)
9	Determinación de bario mediante el método gravimétrico.	Unidad 3, Equilibrio químico en solubilidad y precipitación (3.4)
10	Reacciones de oxidorreducción.	Unidad 4, Equilibrio químico en óxido-reducción (4.1, 4.2, 4.4, 4.5 y 4.10)
11	Cuantificación de hierro (II) con KMnO_4 mediante una titulación redox.	Unidad 4, Equilibrio químico en óxido-reducción (4.2, 4.4, 4.6, 4.7 y 4.8)

La evaluación del curso de Laboratorio se realizará considerando los siguientes aspectos:

- La resolución y entrega, por parte del estudiante, de un examen de conocimientos previos al inicio de cada sesión experimental, el cual tiene el propósito de fomentar en el alumno la lectura y estudio de la práctica a realizar en cada sesión.
- El desempeño en el trabajo experimental por parte del grupo de trabajo de estudiantes por cada sesión experimental.
- La elaboración y entrega del informe experimental en cada sesión experimental. Los informes de trabajo consisten en contestar las preguntas que se incluyen en este manual, correspondientes a cada práctica, los que deberán ser entregados en la misma semana en la que se efectuó la práctica.
- Asimismo, la realización de cuatro exámenes, por parte del estudiante, durante el curso de laboratorio. La contribución de estos elementos en la evaluación es el siguiente:
 - Examen Previo (10 %)
 - Informe (35 %)
 - Trabajo de laboratorio (10 %).
 - Examen (45 %). ¹

¹ Para obtener una calificación aprobatoria, es necesario haber aprobado como mínimo un examen de bloque.

PRÁCTICAS

Las actividades que se realizarán en la primera semana del “Curso del laboratorio” son las siguientes:

1. El profesor expondrá una introducción sobre el curso de laboratorio, explicando las actividades por realizar y la forma de evaluación se incluirán las fechas en las actividades generalizadas calendarizadas.
2. Se le dará formato a la hoja de inscripción.
3. Se les solicitará el siguiente material a los estudiantes:

Por equipo (2 o 3 estudiantes)	Por grupo
Bata	Un candado con dos llaves
Jerga	Servi-toallas
Etiquetas o maskin	Detergente
2 copas tequileras	Escobillones
2 frascos goteros	Papel Whatman N° 41
2 frascos de plástico de 250 mL	
2 frascos de plástico de 50 mL	
1 embudo de plástico	
Lentes de seguridad	
Propipetas de 5 y 20 mL	
2 barras magnéticas	
Guantes de látex	

4. Se comentará el reglamento de laboratorio y los puntos más importantes de seguridad.

5. Se revisarán: el material, los reactivos y el equipo, que se utilizarán durante el "Curso de laboratorio".

6. Los estudiantes leerán el folleto de "Preparación de soluciones" y el profesor explicará, en detalle, los ejercicios resueltos.

7. Los estudiantes, primero, realizarán los cálculos necesarios para preparar las soluciones de la "Práctica 2"; enseguida, propondrán la forma en que deberán de prepararse (las soluciones) y; finalmente, las prepararán (de manera experimental).

8. El profesor realizará algunos comentarios sobre los residuos generados en el laboratorio y su manejo.

9. Se aplicará y resolverá el examen de conocimientos previos.

PRÁCTICA 1

Equipo, material y reactivos de uso más común en el laboratorio.

Preparación de soluciones

I. OBJETIVOS

Al finalizar esta sesión de laboratorio el alumno será capaz de:

- Conocer el equipo y material de uso común en el laboratorio de Química Analítica I, así como su aplicación en las diversas actividades experimentales.
- Conocer e identificar los datos y las especificaciones de las etiquetas de los reactivos analíticos.
- Reforzar sus conocimientos de cálculos de preparación de soluciones.
- Preparar soluciones a partir de reactivos analíticos sólidos y líquidos.
- Diferenciar entre una balanza granataria y una balanza analítica, sus límites de peso, la verificación y mantenimiento.
- Aprender el manejo de la balanza analítica para poder emplearla en las sesiones experimentales que así lo requieran.

II. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
1 matraz volumétrico de: 10, 25, 50 y 250 mL	1 pH-metro	Reactivos analíticos sólidos y líquidos
1 pipeta volumétrica de: 2, 5 y 25 mL	1 electrodo combinado (referencia y vidrio)	
1 pipeta graduada de 1, 5 y 10 mL	1 agitador magnético	

2 vasos de precipitado (de 50 y 100 mL)	2 barras magnéticas	
1 copa tequilera	Balanza	
1 bureta de 10, 25 y 50 mL	Espectrofotómetro	
soporte y pinzas para bureta	pH-metro	
1 espátula		
1 piseta		

III. PRESENTACIÓN DEL EQUIPO

A) *Balanza analítica*

A1. El asesor comentará los siguientes puntos (se sugiere revisar Harris 31-33).

- Diferenciar entre tipos de balanzas y sus usos
- Capacidad de cada balanza
- Explicar las partes de la balanza semimicro

A2. Los integrantes de los equipos deberán ubicarse en el cuarto de balanzas para que el profesor explique lo siguiente:

- Modo de empleo: nivelación, encendido (disparo), calibrado, proceso de pesado y cuidados.

A3. Los alumnos deberán pesar un objeto específico, indicado por el profesor, y reportar su masa.

B) *Material de vidrio de uso común*

Conocer físicamente el siguiente material:

- Pipetas (tipos, capacidades, manejo)
- Matraces volumétricos (tipo, capacidades, manejo)
- Buretas (capacidades, manejo)

- Estufa y desecador (uso, aplicación en preparación de estándares primarios)
- Material de análisis gravimétrico (técnicas de filtración, secado y calcinación)

C) Equipo de uso común

- Agitador magnético
- Parrilla
- Potenciómetro
- pH-metro
- Espectrofotómetro

IV. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

Los estudiantes, primero, realizarán los cálculos necesarios para preparar 50 mL de las soluciones de la Práctica 2: Ácidos: fórmico, acético, monocloroacético y cloruro de amonio, todos 0.1 M; además, ácido acético 10^{-3} y 10^{-5} M, enseguida, propondrán una forma de preparar las soluciones y la discutirán con el profesor; por último, prepararán experimentalmente las soluciones.

Cálculos para preparar 50 mL de disolución de:

<p>Ácido monocloroacético (ClCH₂COOH) 0.1 M</p> <p>Datos:</p> <p>Despeje o fórmula:</p> <p>MM = Pureza=</p> <p>Resultado_____</p>	<p>Cloruro de amonio (NH₄Cl) 0.1 M</p> <p>Datos:</p> <p>Despeje o fórmula:</p> <p>MM = Pureza=</p> <p>Resultado_____</p>
<p>Ácido acético (CH₃COOH) 0.1 M</p> <p>Datos:</p> <p>Despeje o fórmula:</p> <p>MM = § = Pureza=</p> <p>Resultado_____</p>	<p>Ácido fórmico (HCOOH) 0.1 M</p> <p>Datos:</p> <p>Despeje o fórmula:</p> <p>MM = § = Pureza=</p> <p>Resultado_____</p>

Ácido Acético (CH_3COOH) 0.001 M a partir de CH_3COOH 0.1 M

Datos:

Despeje o fórmula:

C1 =

V1 =

C2 =

V2 =

Resultado _____

Ácido Acético (CH_3COOH) 0.00001 M a partir de CH_3COOH 0.001 M

Datos:

Despeje o fórmula:

C1 =

V1 =

C2 =

V2 =

Resultado _____

V. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: Una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ Equipo: _____

1. Describir en forma breve la aplicación del siguiente material:

- | | |
|---|--------------|
| a) Pipeta graduada y volumétrica | c) Bureta |
| b) Matraz Erlenmeyer y matraz volumétrico | d) Propipeta |

2. Describir en forma breve y mencionar el uso que tiene el siguiente equipo:

- | | |
|----------------------------------|--------------|
| a) Parrilla y agitador magnético | c) Estufa |
| b) Campana de Extracción | d) Desecador |

3. Indicar la información que se puede obtener de las etiquetas de un reactivo sólido y líquido.

4. Señalar al menos cinco pasos a seguir para medir la masa de sustancias mediante la balanza analítica.

5. Mencionar al menos tres cuidados que el usuario debe tener al emplear la balanza analítica.

6. Señalar el principio de funcionamiento de la balanza utilizada en esta sesión.

7. Describir el procedimiento experimental en la preparación de las soluciones de:

a) Cloruro de amonio 0.1M

b) Ácido fórmico 0.1M

VI. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN

1) Realizar los cálculos necesarios para preparar 25 mL de ácido perclórico 0.5 M, a partir de ácido perclórico acuoso al 70.5 %, cuya densidad es de 1.67 g/mL.

2) ¿Cuántos gramos de acetato de sodio dihidratado de pureza 99 %, se requieren para preparar 50 mL de concentración 0.25 M?

VII. BIBLIOGRAFÍA

- Cañizares Ma. del Pilar y Duarte Georgina. *Fundamentos de química analítica*. UNAM, Facultad de Química, México, 2009, 2da. edición.
- Harris Daniel C. *Análisis químico cuantitativo* Ed. Reverté, México, 1999, 3ª edición.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Es necesario que el estudiante haya revisado el anexo 2.

(Fundamento de la medición de pH).

- 1) Las actividades que se realizarán en la segunda semana son las siguientes:
- 2) Iniciando la sesión de laboratorio el alumno llenará su vale de material.
- 3) A los 10 minutos de tolerancia se aplicará el examen de conocimientos previos.
- 4) El alumno solicitará el material, equipo y reactivos necesarios.
- 5) Se discutirá en forma general el procedimiento experimental de la Práctica 2.

PRÁCTICA 2

Determinación de la fuerza, la acidez y la constante de disociación de ácidos monoproticos en solución acuosa

I. OBJETIVO GENERAL

Comprender y diferenciar los conceptos de fuerza, acidez y pH de soluciones de diferentes ácidos a una misma concentración y de soluciones de un mismo ácido a diferentes concentraciones. Para que el alumno reconozca los parámetros (k_a y C_0) de los cuales dependen estos conceptos, según sea el caso.

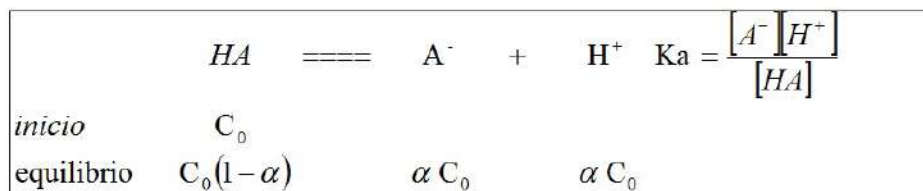
OBJETIVOS PARTICULARES

Al finalizar la práctica el alumno deberá ser capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Conocer el fundamento de la medición de pH.
- b) Identificar los elementos necesarios del montaje experimental para medir el pH.
- c) Comprender y diferenciar los conceptos de fuerza y acidez de ácidos monopróticos y su relación con la concentración y el pKa.
- d) Estimar los valores de pKa de ácidos monopróticos a partir de mediciones de pH.
- e) Obtener empíricamente una escala relativa de pH.
- f) Estimar el intervalo de pH de una solución utilizando un indicador ácido.

II. INTRODUCCIÓN

Un ácido, en la teoría de Brønsted-Lowry, es cualquier especie que puede donar un ión hidrógeno H^+ . En una solución acuosa de un ácido monoprótico existen dos procesos que ocurren en el sistema, la autoprotólisis del agua y la disociación del ácido, si el proceso más espontáneo fuese la disociación del ácido monoprótico (si $K_w C_0^2 \leq 10^{-3.05} K_A / C_0$), entonces es posible plantear la condición inicial y de equilibrio del proceso, utilizando sólo la ecuación química de la disociación con su correspondiente estado de equilibrio como se muestra a continuación:



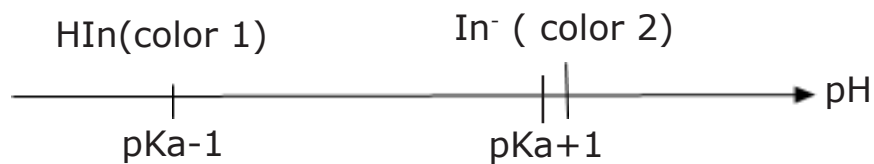
Donde: $\frac{K_a}{C_0} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$

K_a/C_0 es el parámetro de estabilidad, α es el grado de disociación y su valor indica la fuerza con que el ácido se disocia, así se tiene que:

<i>Intervalo de valores de $\alpha\%$</i>	<i>Parámetro de estabilidad</i>	<i>Fuerza (o estabilidad) del ácido</i>
$97 \leq \alpha\% < 100$	$K_a/C_0 \geq 10^{-1.5}$	Fuerte (inestable)
$3 < \alpha\% < 97$	$10^{-3.03} \leq K_a/C_0 \leq 10^{1.5}$	Fuerza media (semiestable)
$0 < \alpha\% \leq 3$	$K_a/C_0 \leq 10^{-3.03}$	Débil (estable)

En esta práctica se medirá el pH de distintos ácidos monoproticos, todos a concentración de 0.1M. A partir de esta medición se puede conocer la concentración de ion hidronio al equilibrio, el valor aproximado de grado de disociación y de la constante de acidez. Asimismo, se podrá trazar una escala relativa de pH. Por otro lado, se utiliza un indicador ácido-base para estimar el valor de pH de un ácido monoprotico a tres diferentes concentraciones.

Los indicadores ácido-base tienen un intervalo de transición de una a dos unidades de pH ($pK_{a_{ind}} \pm 1$), tienen un color cuando predomina la forma ácida HIn y otro color cuando predomina su forma básica In⁻. Al agregar pequeñas cantidades de indicador a una solución muy ácida o $pH \leq pK_a - 1$, se verá el color de la forma ácida; cuando la solución tenga una concentración de H⁺ tal que el $pH \geq pK_a + 1$, el color de la solución indicará que predomina la forma básica. Lo que nos permitirá establecer el valor aproximado de pH de soluciones a las que se les agregue indicador.



III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
6 vasos pequeños	1 pH-metro	Solución de cloruro de amonio 0.1 M
1 piseta con agua destilada	1 electrodo combinado (referencia y vidrio)	Solución de ácido monocloroacético 0.1 M
2 pipetas graduadas de 5 mL	1 agitador magnético	Solución de ácido fórmico 0.1 M
4 tubos de ensaye	2 barras magnéticas	Soluciones de ácido acético: 0.1, 0.001 y 0.00001 M
1 gradilla		Solución calibradora de pH
		Solución de verde de bromocresol

IV. EXPERIMENTACIÓN

A) Calibración del pH-metro

Sumergir el electrodo combinado (vidrio-referencia) en la solución calibradora de pH. Conectar el electrodo al pH-metro, conectar el pH-metro a la corriente eléctrica y calibrar el pH-metro.

B) Medición del pH de ácidos monoproticos de la misma concentración inicial.

En cuatro vasos pequeños, colocar el mismo volumen (aproximadamente 10 mL) de la solución de cada ácido, de concentración 0.1 M, introduciéndose los electrodos y la barra magnética, medir el pH de cada solución.

Ácido	Acético	Amonio	Fórmico	Monocloroacético
pH				
pH promedio (del grupo)				

Tabla 1.- Resultados de medición de pH de distintos ácidos a la misma concentración

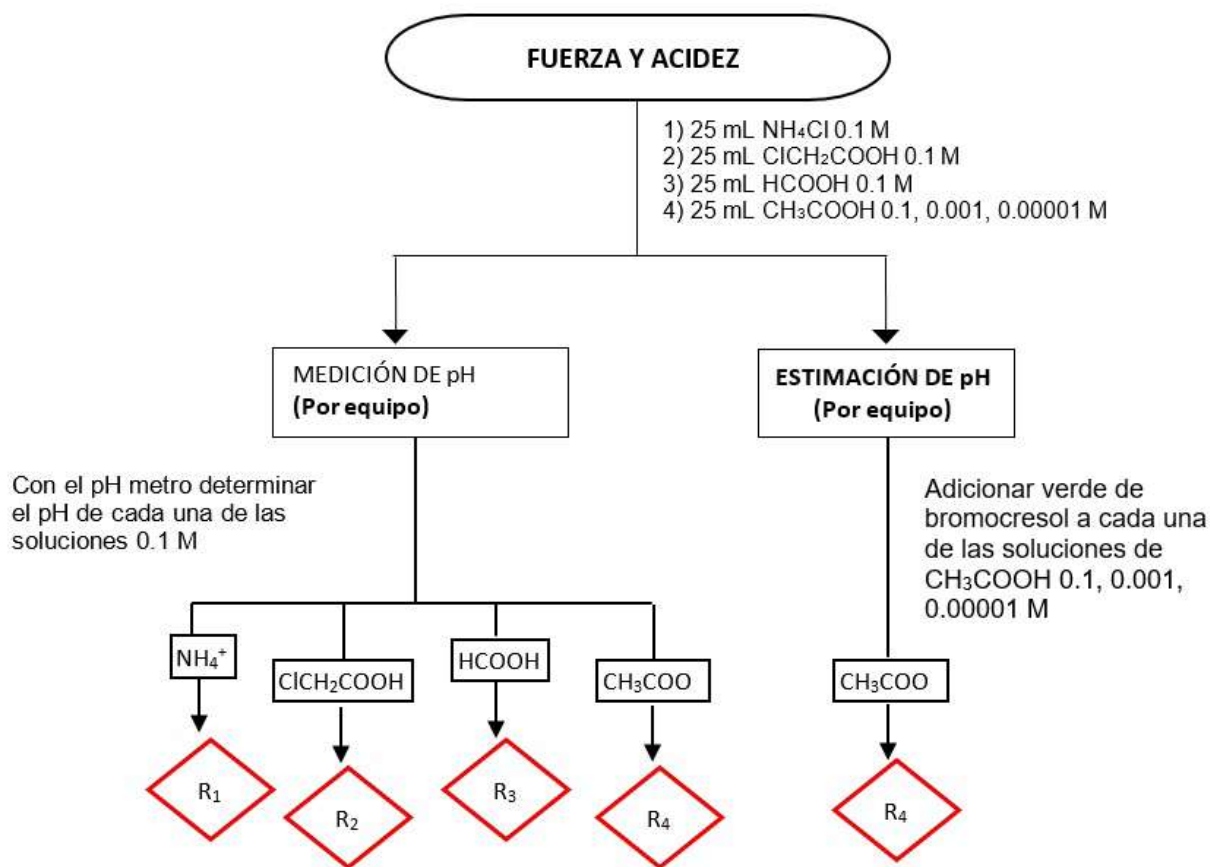
C) Color del verde de bromocresol en soluciones acuosas de ácido acético

En tres tubos de ensaye colocar 1 mL de las soluciones de ácido acético, 10⁻¹, 10⁻³ y 10⁻⁵ M, respectivamente, y se adicionan dos gotas del indicador verde de bromocresol en cada solución. Observar el color de cada solución.

Concentración de la solución			
Color			

Tabla 2.- Resultados de color de soluciones de ácido acético a diferente concentración, con verde de bromocresol

V. ORIENTACIÓN SOBRE MANEJO DE RESIDUOS



R₁ y R₄ Máximo 100 mL. Estos residuos ácidos pueden ser neutralizados con "cal" o bien con alguna solución básica proveniente como residuo de otra práctica hasta alcanzar en la disolución un pH entre 5 y 7, posteriormente la solución resultante debe diluirse y desechar al desagüe (manteniendo el grifo del agua abierto).

R₂ y R₃ Máximo 50 mL. Almacenar y etiquetar cada uno en un frasco aparte.

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: Una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ **Equipo:** _____

Resultados y análisis de resultados

Con relación al procedimiento experimental IV B:

1. Escribir la ecuación química y el estado de equilibrio que representa el comportamiento de un ácido monoprótico en solución acuosa:



Condición inicial:

Condición al equilibrio:

2. A partir de los resultados experimentales de pH completar la tabla

Valores experimentales							
	<i>C₀</i>	<i>pH</i>	<i>[H⁺]</i>	<i>α</i>	<i>% α</i>	<i>K_a</i>	<i>pK_a</i>
Ion amonio	0.1						
Ácido cloroacético	0.1						
Ácido fórmico	0.1						
Ácido acético	0.1						

Tabla 3.- Valores experimentales de pH, α y pKa's

Realizar los cálculos necesarios en el siguiente espacio:

3.- Ordenar a los ácidos en forma descendente con base en su fuerza relativa:

1.- _____ 2.- _____ 3.- _____ 4.- _____

4.- Ordenar a los ácidos en forma descendente con base en su acidez:

1.- _____ 2.- _____ 3.- _____ 4.- _____

5.- Con los valores de pKa's calculados con los datos experimentales trazar una escala de pH:

_____ →
pH

6.- Concluir sobre la relación que existe entre la fuerza y acidez de soluciones acuosas de diferentes ácidos monopróticos, de la misma concentración inicial.

7.- Con los valores de los Ka's reportados en el anexo 5 realizar los cálculos y completar la tabla 4.

Valores teóricos								
	K_a	pK_a	C_0	K_a/C_0	α	$\% \alpha$	$[H^+]$	pH
Ion amonio			0.1					
Ácido cloroacético			0.1					
Ácido fórmico			0.1					
Ácido acético			0.1					

Tabla 4.- Valores experimentales de pH, α y pK_a 's

Realizar los cálculos necesarios en el siguiente espacio:

8. Explicar por qué la escala de pH permite inferir acerca de la fuerza relativa de cada ácido cuando la concentración es la misma para todos.

Con relación al procedimiento experimental IV C:

1.- ¿Cuál es el intervalo de transición del verde de bromocresol? ¿Cuáles son los colores que presenta? Consultar anexo 5.

2.- Con base en la pregunta anterior, relacionar el color observado con el pH de la solución.

Molaridad solución ácido acético	10 ⁻¹	10 ⁻³	10 ⁻⁵
Color observado	_____	_____	_____
pH estimado según color observado	_____	_____	_____

3.- A partir del pKa teórico, completar la tabla 5:

Valor teórico para ácido acético (pKa = _____)					
Molaridad	Ka/Co	α	% α	[H ⁺]	pH
10 ⁻¹ M					
10 ⁻³ M					
10 ⁻⁵ M					

Tabla 5.- Valores teóricos de pH y α

Realizar los cálculos necesarios en el siguiente espacio:

4.- Con los valores de pH obtenidos y tabulados en la tabla 5, justificar el color observado en cada solución de ácido acético.

5.- Explicar qué sucede con la fuerza del ácido en cada una de las soluciones y cuál es su relación con la concentración:

VII. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN

1. Considerar tres disoluciones que contienen por separado a los ácidos monoproticos (HA, HB, HC) de concentración 0.2 M. A estas soluciones se les midió el pH, obteniéndose los valores que se muestran en la tabla.

Calcular el valor de α y pKa experimental de cada uno de los ácidos para completar la tabla.

Ácido	pH	A	% α	pKa
HA	1.7			
HB	3.5			
HC	5.2			

Indicar: cuál ácido es más fuerte, cuál solución es más ácida.

Señalar la diferencia fundamental entre fuerza y acidez y explicar cómo se relacionan en este caso.

2. El indicador naranja de metilo tiene un rango de vire de 3.1-4.4; su forma ácida es roja y su forma básica es amarilla. Se tienen dos disoluciones de ácido acético de concentración diferente: 0.25 M y 0.00005 M ($pK_a = 4.76$). Indicar el color que presentará cada solución al agregarle el indicador.

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- Pérez Arévalo J.F *Equilibrios ácido-base*. UNAM, FESC.
- Cañizares Ma. del Pilar y Duarte Georgina. *Fundamentos de química analítica*. UNAM, Facultad de Química, México, 2009, 2da. Edición.
- Sandoval Márquez, Rebeca. *Equilibrios en disolución en química analítica*, UNAM, Facultad de Química, México, 2011, 2da. ed.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Es necesario que el estudiante haya revisado el problema del anexo 3:

Las actividades que se realizarán en la tercera semana son las siguientes:

1. Se aplicará el examen de conocimientos previos.
2. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 3.
3. Se indicará a los estudiantes que deberán poner en la estufa a secar carbonato de sodio durante una hora mientras realizan la práctica 3 (éste se utilizará la próxima semana).

PRÁCTICA 3

Preparación de soluciones amortiguadoras de pH

I. OBJETIVOS

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Conocer el concepto y la utilidad de las soluciones amortiguadoras de pH.
- b) Realizar cálculos para la preparación de soluciones amortiguadoras de pH.
- c) Preparar dos soluciones amortiguadoras de pH de diferente concentración.
- d) Verificar cualitativamente la capacidad de las soluciones amortiguadora preparadas, mezclando cada una de estas con diferentes cantidades de un ácido fuerte y de una base fuerte.

II. INTRODUCCIÓN

Una solución amortiguadora, también llamada solución reguladora, tampón o buffer, es aquella que limita los cambios de pH cuando se la agregan ácidos o bases o cuando se efectúan diluciones. Estas soluciones pueden contener un ácido débil y su sal, por ejemplo, ácido acético y acetato de sodio, o una base débil y una sal de esa base, por ejemplo, hidróxido de amonio y cloruro de amonio.

Los fluidos de los organismos vivos están fuertemente tamponados, y el agua del mar y ciertas sustancias del suelo son otros ejemplos de disoluciones tampones existentes en la naturaleza. Las disoluciones tampones se utilizan en química para controlar reacciones y hacer que las reacciones alcancen altas conversiones.

Para preparar una solución amortiguadora es necesario:

- a) Conocer el pH que se desea amortiguar y el volumen de solución a preparar.
- b) Conocer la concentración total de par conjugado.
- c) Seleccionar un par conjugado cuyo pKa este cercano al pH a amortiguar.
- d) Resolver el sistema de ecuaciones dado por la ecuación de Henderson-Hasselbalch, que se expresa como:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{C_{\text{Base}}}{C_{\text{Ácido}}}$$

- e) En caso de que el par conjugado se forme por reacción, conocer el estado de equilibrio de la reacción.
- f) Realizar los cálculos de preparación de soluciones. El asesor de laboratorio explicará en detalle los anteriores pasos para que el alumno prepare adecuadamente soluciones amortiguadoras y verifique su capacidad de amortiguamiento.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
4 vasos pequeños (copas tequileras)	1 pH-metro	Ácido acético
3 vasos de pp. de 50 mL	2 barras magnéticas chicas (las debe traer el equipo)	Hidróxido de sodio
1 piseta con agua destilada		Ácido clorhídrico
2 matraces volumétricos de 25 mL		
2 pipetas volumétricas de 1 mL		
2 pipetas volumétricas de 5 mL		
2 pipetas graduada de 1 mL		
1 piseta		
1 espátula		

IV. EXPERIMENTACIÓN

A) Preparación de soluciones

Por equipo:

- 25 mL de solución amortiguadora de pH =4.76 en la que la concentración total de acetato sea 0.6 M o bien $[HAc]+[Ac^-]= 0.6 M$
- 25 mL de solución amortiguadora de pH =4.76 donde $[HAc]+[Ac^-] = 0.06 M$.

Por grupo:

- 100 mL de NaOH 0.1 M.
- 100 mL de HCl 0.1 M.

NOTA: Ponga las soluciones en frascos de plástico chicos y etiquételas. Guarde las soluciones sobrantes.

Los estudiantes establecerán la metodología experimental para preparar las soluciones amortiguadoras.

Mostrar a su asesor los resultados siguientes:

- Reactivos propuestos a partir de los cuales se prepararía la solución amortiguadora deseada:

Reactivo₁ _____ Reactivo₂ _____

- g o mL de Reactivo₁ necesarios para preparar la solución deseada:

Datos: Fórmula o despeje: Resultado _____

- g o mL de Reactivo₂ necesarios para preparar la solución deseada:

Datos: Fórmula o despeje: Resultado _____

B) Medición del pH de las soluciones amortiguadoras

1.- Calibrar el potenciómetro con una o dos soluciones buffer de pH conocido.

2.- Antes de aforar las soluciones amortiguadoras, colocar en un vaso de precipitados cada una de las soluciones amortiguadoras, etiquetar y medir el pH, si fuera necesario ajustar el pH al valor deseado agregando un poco de ácido o base para bajar o subir el pH según sea su caso, una vez hecho esto llevar al aforo deseado.

Solución amortiguadora	pH medido	pH ajustado
$C_{\text{TOTAL de Acetato}} = 0.6\text{M}$		
$C_{\text{TOTAL de Acetato}} = 0.06\text{M}$		

C) Capacidad de amortiguamiento de las soluciones

C.1 Capacidad de amortiguamiento de la solución amortiguadora de $C_{T \text{ Acetato}} = 0.6 \text{ M}$.

En 2 vasos pequeños colocar 5 mL de la solución amortiguadora de concentración total de acetato de 0.6 M.

Sistema 1: Agregar 1 mL de solución de HCl 0.1 M. Agitar y medir el pH.

- Al sistema anterior adicionar 1 mL más de HCl 0.1 M. Agitar y medir el pH_____

Sistema 2: Agregar 1 mL de solución de NaOH 0.1 M. Agitar y medir el pH.

- Al sistema anterior adicionar 1 mL más de NaOH 0.1 M. Agitar y medir el pH_____

C.2 Capacidad de amortiguamiento de la solución amortiguadora de $C_{T \text{ en Acetato}} = 0.06 \text{ M}$.

En dos vasos pequeños ponga 5 mL de la solución amortiguadora de concentración total de acetato de 0.06 M.

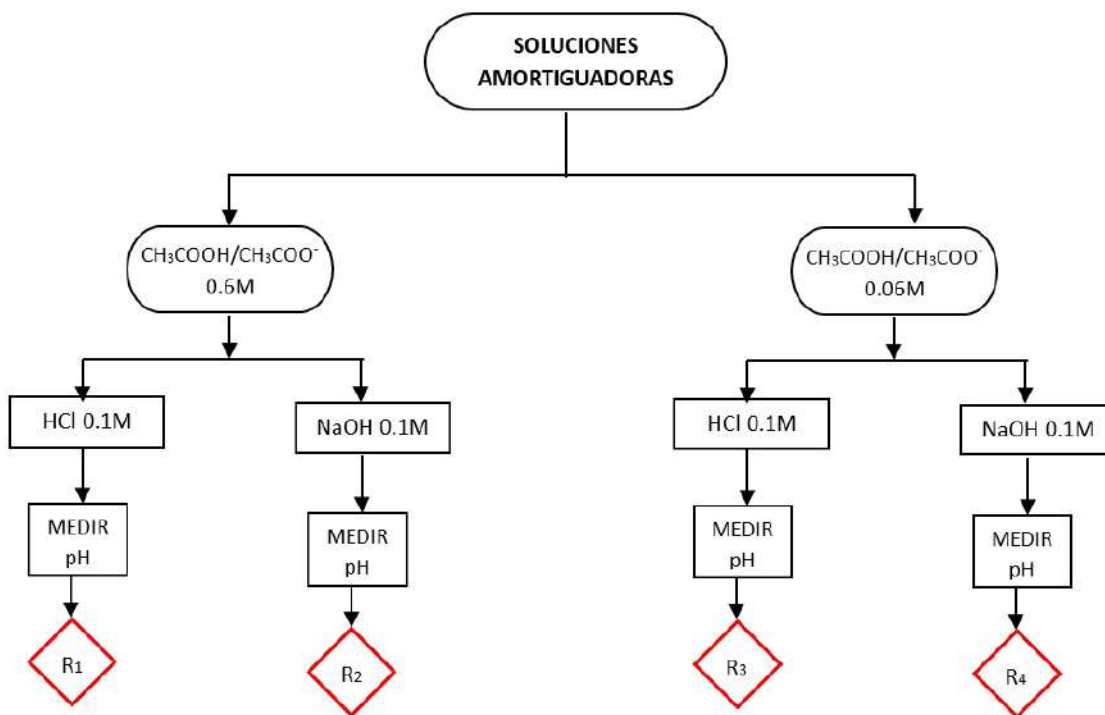
Sistema 3: Agregar 1 mL de solución de HCl 0.1 M. Agitar y medir el pH.

- Al sistema anterior adicionar 1 mL más de HCl 0.1 M. Agitar y medir el pH_____

Sistema 4: Agregar 1 mL de solución de NaOH 0.1 M. Agitar y medir el pH.

- Al sistema anterior adicionar 1 mL más de NaOH 0.1 M. Agitar y medir el pH_____

V. ORIENTACIÓN SOBRE MANEJO DE RESIDUOS



* Mezclar los residuos R_1 , R_2 , R_3 y R_4 para neutralizar y desechar en la tarja.

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: Una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ **Equipo:** _____

a) Reportar en una tabla los resultados obtenidos experimentalmente de pH para cada solución amortiguadora.

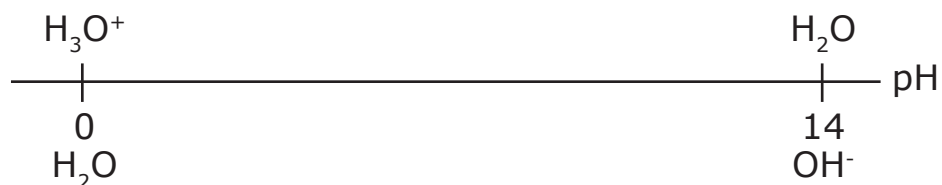
Buffer	Sistema	Adición de:	pH experimental
PARTE (C₁) [HAc]=[Ac ⁻]= 0.3 M [Amort.]= 0.6 M	1,2	5mL Sol. Amortiguadora 0.6 M	
	1	1 mL HCl 0.1 M	
	1	2 mL HCl 0.1 M	
	2	1 mL NaOH 0.1 M	
	2	2 mL NaOH 0.1 M	
PARTE (C₂) [HAc]=[Ac ⁻]= 0.03 M [Amort.]= 0.06 M	3,4	5mL Sol. Amortiguadora 0.06 M	
	3	1 mL HCl 0.1 M	
	3	2 mL HCl 0.1 M	
	4	1 mL NaOH 0.1 M	
	4	2 mL NaOH 0.1 M	

Tabla 1. Resultados experimentales

Trazar una escala de pH en la cual se señale la reacción que ocurrió entre una de las especies que forman, parte de la solución amortiguadora y el HCl. Escribir la ecuación balanceada y calcular el valor de la constante de reacción.



b) Trazar una escala de pH, señalar y escribir la reacción que ocurrió entre una de las especies que forman parte de la solución amortiguadora y el NaOH. Calcular su valor de la constante de reacción.



c) Realizar los cálculos teóricos de pH, relacionados con cada uno de los sistemas experimentales.

d) Llenar la tabla en la que se comparan los resultados experimentales y teóricos.

<i>Buffer</i>	<i>Sistema</i>	<i>Adición de:</i>	<i>pH experimental</i>	<i>pH teórico</i>
PARTE (C₁) [HAc]=[Ac ⁻]= 0.3 M [Amort.]= 0.6 M	1,2	5mL Sol. Amortiguadora 0.6 M		
	1	1 mL HCl 0.1 M		
	1	2 mL HCl 0.1 M		
	2	1 mL NaOH 0.1 M		
	2	2 mL NaOH 0.1 M		
PARTE (C₂) [HAc]=[Ac ⁻]= 0.03 M [Amort.]= 0.06 M	3,4	5mL Sol. Amortiguadora 0.06 M		
	3	1 mL HCl 0.1 M		
	3	2 mL HCl 0.1 M		
	4	1 mL NaOH 0.1 M		
	4	2 mL NaOH 0.1 M		

f) Justificar con base en los resultados obtenidos experimentalmente y los cálculos teóricos de pH correspondiente, ¿cuál de las dos soluciones (0.6 M ó 0.06 M) tiene mayor capacidad amortiguadora de pH?

VII. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN

1. Se requiere preparar 100 mL de una solución amortiguadora de $\text{pH}=6.20$ y de concentración total de 0.5 M de hipoclorito de sodio (electrolito fuerte) y ácido hipocloroso. ($\text{pK}_a \text{ HClO} / \text{ClO}^- = 7.53$).

a) ¿Cuántos gramos de NaClO ($\text{MM}=74.5 \text{ g/mol}$, $\% \text{Pureza}=99.5$) y cuántos mL de HClO ($\text{MM}=57.46 \text{ g/mol}$; densidad= 0.9 g/mL , $\% \text{Pureza}=28.7$) hay que mezclar para preparar esta solución?

b) Mediante una escala de pH , señale las reacciones que se presentan cuando a la solución se agrega NaOH . Escriba la ecuación química de la reacción.

2. Realice los cálculos considerando que se desea preparar 50 mL de la misma solución a $\text{pH}=7$ en la cual el par conjugado se forma por reacción con HCl y NaClO . Considere que el HCl tiene una pureza del 33% , $\text{MM} 36.45 \text{ g/mol}$ y densidad de 1.16 g/mL .

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- [4] Harris Daniel C. *Análisis químico cuantitativo* Ed. Reverté, México, 1999, 3a edición.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Las actividades que se realizarán en la cuarta semana son las siguientes:

- 1.- Se aplicará el examen de conocimientos previos a la práctica 4.
- 2.- Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 4.
- 3- Se indicará a los estudiantes que deberán traer una muestra comercial de bicarbonato (agua mineral) en la que se conozca el contenido de bicarbonato, la cual deberán gasificar agitándola un día antes.

PRÁCTICA 4

Estandarización de HCl con un estándar primario

I. OBJETIVOS

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Comprender la utilidad de una valoración ácido-base
- b) Conocer la utilidad de un estándar primario
- c) Predecir y expresar reacciones a partir de una escala de pH
- d) Calcular las constantes de equilibrio de las reacciones ácido-base
- e) Comprender el principio del funcionamiento de un indicador ácido-base
- f) Determinar la concentración de un estándar secundario

II. INTRODUCCIÓN

La normalización o estandarización es un procedimiento que consiste en determinar la concentración de una disolución patrón, por medio de su titulación con un patrón primario o su disolución. En este caso se dice que la disolución normalizada o estandarizada es un patrón secundario.

La reacción que ocurre entre el reactivo a titular o estandarizar y la sustancia seleccionada como estándar primario, debe tener como requisitos: estequiometría definida, ser rápida y cuantitativa. Además de esto, el estándar primario debe tener las siguientes características:

1. Debe encontrarse en forma pura o pureza alta y conocida, las impurezas no deben exceder de 0.01 a un 0.02 %
2. La sustancia debe ser estable, fácil de secar y no debe ser higroscópica.
3. Es conveniente que el estándar primario tenga un peso equivalente razonablemente elevado.

Toda titulación tiene un punto inicial en el que aún no se ha agregado nada de titulante y un punto de equivalencia, este último puede ser detectado a través de un medio visual, utilizando un indicador que cambie de color en el punto de equivalencia o cerca de él.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
1 bureta de 10mL		Carbonato de sodio anhidro
1 soporte con pinzas para bureta		Solución concentrada de HCl
1 pipeta volumétrica de 5 mL y de 10 mL		Solución de verde de bromocresol
2 matraces volumétricos de 25 mL	1 agitador magnético	
3 copas tequileras grandes	Barras magnéticas	
1 pipeta volumétrica de 5 mL		

1 pipeta graduada de 1 mL		
2 vasos de precipitados de 50 mL		
1 piseta con agua destilada		
1 pro pipeta		
1 pro pipeta		

IV. EXPERIMENTACIÓN

A) Preparación de soluciones

1. De HCl

Preparar, a partir del reactivo analítico de HCl, 25 mL de una solución acuosa de concentración aproximadamente 0.1 M (solución 1).

Especificaciones/Cálculos

2. De carbonato de sodio (reactivo analítico)

Secar durante 1/2 hora, el carbonato de sodio (reactivo analítico) a una temperatura entre 95 y 100°C, después dejar en el desecador hasta enfriar el sólido. A partir del reactivo analítico sólido (secado con antelación), pesar aproximadamente la masa necesaria de carbonato

de sodio para preparar 25 mL de una solución 0.05 M (anote el peso exacto de sólido). Disolver el sólido en agua destilada y preparar la solución (estándar primario, sol. 2).

Especificaciones	Cálculos	Cantidad de reactivo a pesar
Masa del vaso _____		Masa del vaso + reactivo _____
Masa del reactivo _____		Concentración exacta del Na_2CO_3 _____

B) Estandarización de la solución de HCl

Medir de manera exacta 5 mL de la solución de carbonato de sodio (solución 2) y agregarle tres gotas de verde de bromocresol (indicador químico ácido-base). Realizar la valoración agregando con una bureta la solución de ácido clorhídrico (solución 1). Medir el volumen en el cual la solución cambia de color (volumen de vire). Repetir la valoración dos veces más.

Anotar los valores de volumen de Vire:

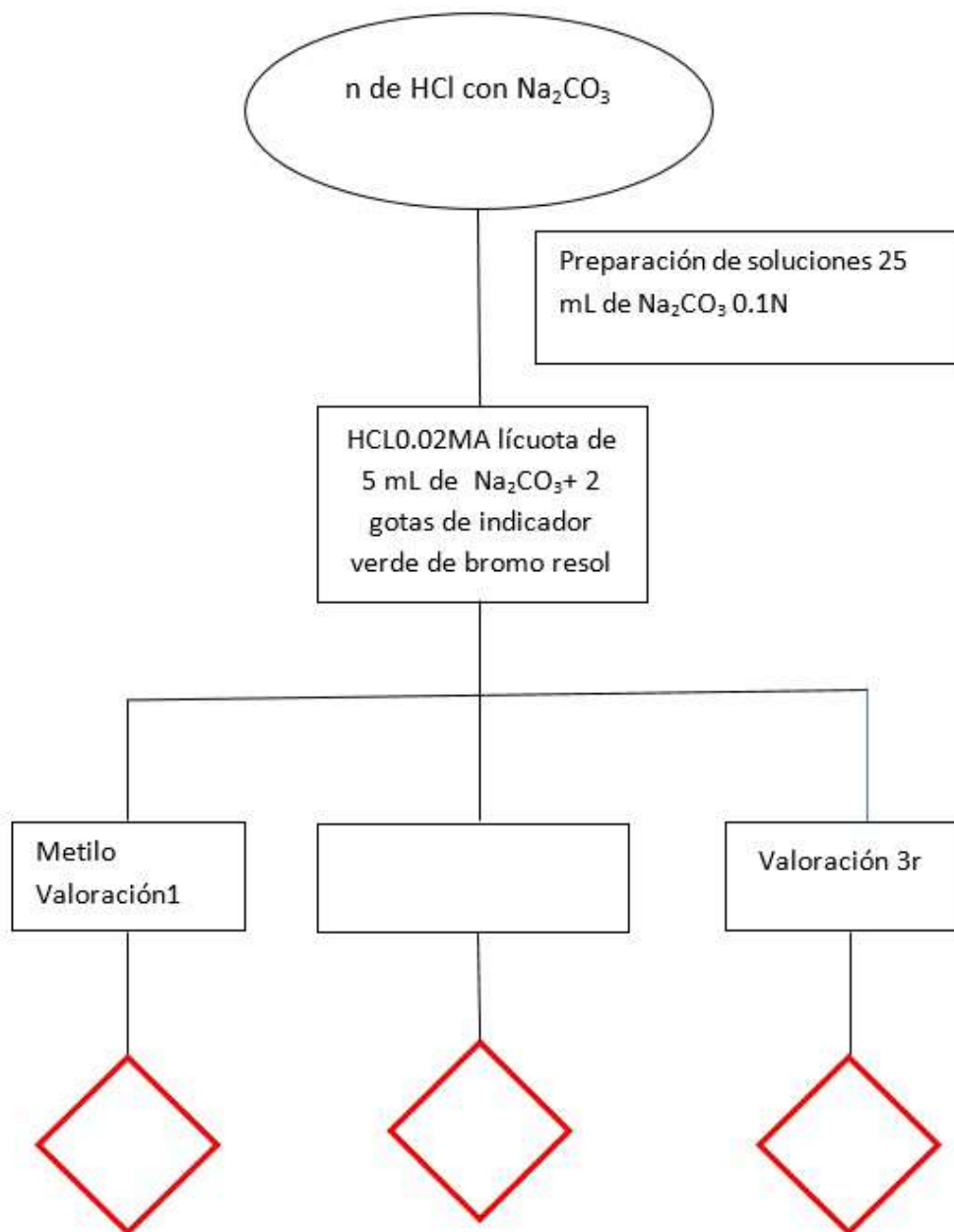
Vol.1 _____ Vol.2 _____ Vol.3. _____

Volumen promedio _____

NOTA: guardar el HCl sobrante en un frasco etiquetado para uso en la siguiente práctica.

V. ORIENTACIÓN SOBRE MANEJO DE RESIDUOS

DIAGRAMA ECOLÓGICO Y MANEJO DE RESIDUOS



R₁, R₂ y R₃ se pueden desechar directamente en la tarja

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ **Equipo:** _____

1) Indicar y explicar cuál de todas las soluciones que se prepararon y utilizaron se considera como una solución que contiene un patrón primario.

2) Trazar una escala de predicción de reacciones y señalar sobre ella las especies involucradas en la estandarización del HCl y la o las reacción(es) que se presentan en el sistema de valoración, considerando el rango de vire del indicador. (consultar anexos 5 y 6)



3) Indicar si el volumen de vire observado corresponde al volumen del primer punto de equivalencia o al volumen de la neutralización global. Justificar su respuesta.

4) Con base en la respuesta del inciso anterior, escribir la o las reacciones que ocurren en el transcurso de la valoración y calcular su o sus respectivos valores de constante de equilibrio (K_{eq}):

Reacción parcial en el 1er p.e.		$K_{reacción} =$
Reacción parcial en el 2° p.e.		$K_{reacción} =$
Reacción global		$K_{reacción} =$

5) De acuerdo a lo expresado en el inciso anterior, determinar la molaridad inicial experimental del ácido clorhídrico.

Datos	Ecuaciones y operaciones	Resultado

6) Explicar cuál es la finalidad de haber valorado la solución preparada de ácido clorhídrico.

VII. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN

1) Una solución de hidróxido de sodio se estandariza utilizando ftalato ácido de potasio $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ (KHP) como estándar primario. Una muestra de 0.8148 g de KHP se disolvió en 10 mL en un matraz volumétrico y alícuotas de 2 mL requirieron un volumen promedio de 4.15 mL de NaOH en la titulación con indicador. Calcular la molaridad de la solución problema de hidróxido de sodio.

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- Harris Daniel C. *Análisis químico cuantitativo* Ed. Reverté, México, 1999, 3a edición.
- Day, R. A., et al., *Química analítica cuantitativa*, Ed. Prentice Hall, México 1989, 5ta edición.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Cada equipo deberá degasificar una muestra de agua mineral, con anticipación a la práctica, cuya etiqueta especifique el contenido de HCO_3^- .

Las actividades que se realizarán en la quinta semana son las siguientes:

- 1.- Se aplicará el examen de conocimientos previos de la práctica 5.
- 2.- Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 5.
- 3.- Se les recordará a los estudiantes que en la siguiente semana (semana 6) se realizará el examen del tema Ácido-Base.

PRÁCTICA 5

Determinación de bicarbonato en agua mineral

I. OBJETIVO

Al finalizar la práctica el estudiante será capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Conocer el concepto de dilución.
- b) Identificar y utilizar una solución estandarizada (concepto de estándar secundario).
- c) Realizar la valoración potenciométricamente y con un indicador químico.
- d) Interpretar la curva de valoración.
- e) Predecir reacciones a partir de una escala de pH.

- f) Escribir las ecuaciones químicas de las reacciones involucradas en la valoración.
- g) Calcular los valores de las constantes de equilibrio.
- h) Cuantificar el contenido de bicarbonato de una muestra comercial con propiedades ácido-base mediante una valoración seguida potenciométricamente y con un indicador ácido-base.
- i) Realizar cálculos del contenido de analito expresados en diferentes unidades.

II. INTRODUCCIÓN

Las valoraciones ácido-base se utilizan de manera sistemática en prácticamente todos los campos de la Química. En las valoraciones ácido-base se emplean ácidos fuertes (como HCl) y bases fuertes (como NaOH) como sustancias valorantes, que han sido estandarizadas con antelación utilizando un patrón primario y que las convierte en estándares secundarios. Las valoraciones potenciométricas ácido-base experimentales permiten obtener una curva de titulación, que se obtiene al graficar la variación de pH en función de la cantidad de titulante agregado; a partir de la cual es posible deducir la cuantitatividad de las reacciones efectuadas, el valor aproximado del pKa de cada grupo funcional titulable o valorable y lo más importante, permite realizar la cuantificación del analito cuando se determina el volumen de punto de equivalencia a partir de la curva de valoración utilizando un método gráfico.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
1 bureta de 10 mL	Un potenciómetro	
1 soporte con pinzas para bureta	Electrodo combinado de vidrio/referencia	Solución Estandarizada de HCl
1 matraz volumétrico de 50 mL	Un agitador magnético	Solución de naranja de metilo

3 copas tequileras grandes	Barras magnéticas	Muestra de agua mineral
1 pipeta volumétrica de 5 mL		Solución calibradora de pH
1 pipeta volumétrica de 10 mL		
2 vasos de precipitados de 50 mL		
1 piseta con agua destilada		
1 pro pipeta		

IV. EXPERIMENTACIÓN

A) Preparación de soluciones

1. De HCl

A partir de la solución estandarizada de HCl, obtenida en la práctica 4, preparar 50 mL de una solución del ácido de concentración 0.02 M.

B) Calibración del pH-metro

Sumergir el electrodo combinado (vidrio-referencia) en la solución amortiguadora de pH conocido. Conectar el electrodo al pH-metro y conectar el pH-metro a la corriente eléctrica. Finalmente, calibrar el pH-metro.

C) Determinación de bicarbonato en agua mineral

1. Mediante un indicador químico (por triplicado)

Medir de manera exacta 10 mL de la solución del agua mineral y agregarle tres gotas de naranja de metilo (indicador químico ácido-base). Realizar la valoración agregando con una bureta la solución de ácido clorhídrico. Medir el volumen en el cual la solución cambia de color (volumen de vire).

No.	V(mL)
1	
2	
3	

2. Mediante una curva de valoración

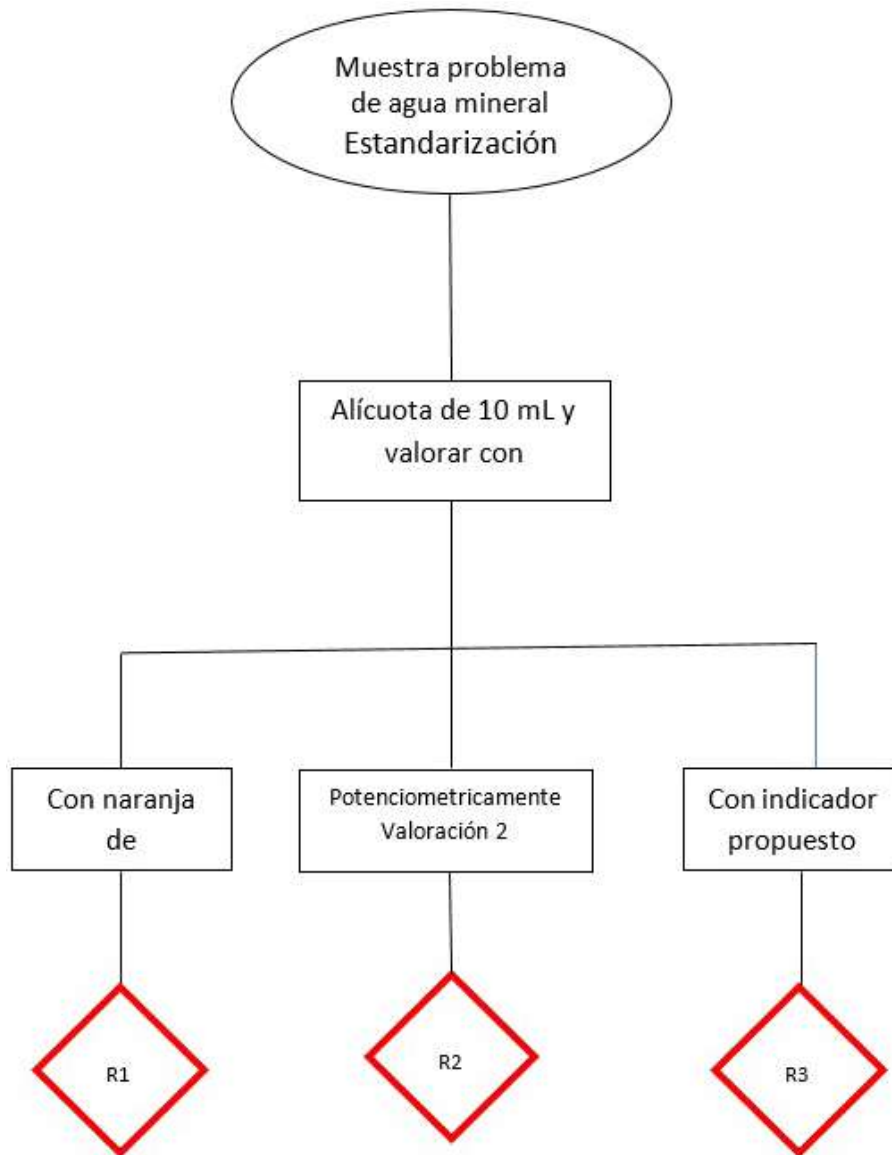
Medir de manera exacta 10 mL del agua mineral. Sumergir el electrodo combinado en la solución. Realizar la valoración agregando, con una bureta, la solución de ácido clorhídrico. Medir el pH inicial y los pH's para cada adición de la solución de HCl y, anotar los valores de $\text{pH} = f$ (volumen agregado de ácido clorhídrico) en la página 70 y graficar.

3. Selección de un indicador con base en la curva de valoración experimental

Utilizando la curva obtenida seleccione otro indicador ácido-base que considere adecuado para la valoración de la solución problema (realice tres valoraciones).

V_{vire1}	V_{vire2}	V_{vire3}	Vol promedio

V. DIAGRAMA ECOLÓGICO Y TRATAMIENTO DE RESIDUOS



R_1 y R_3 desechar directamente en la tarja.

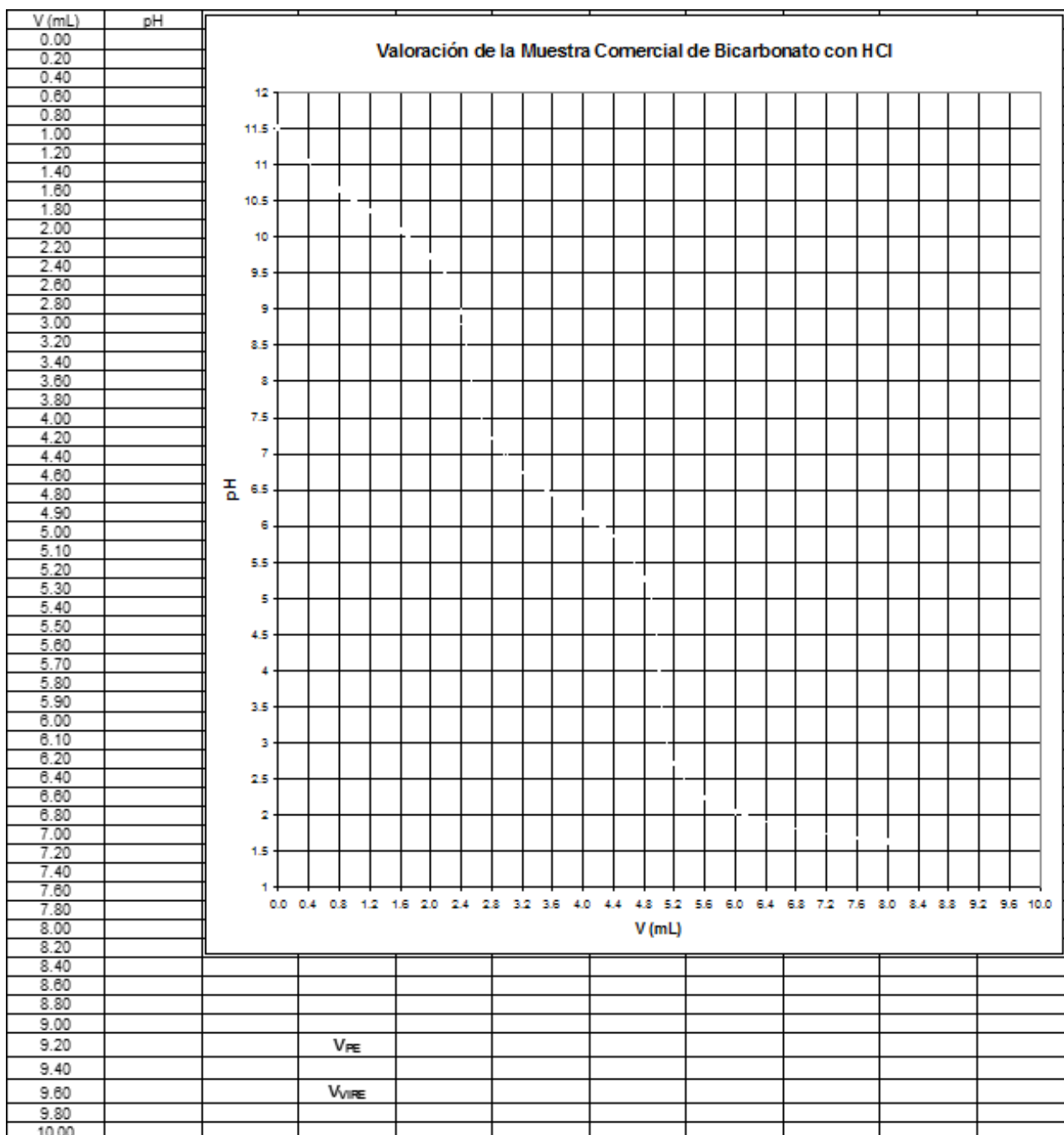
R_2 neutralizar utilizando agua mineral hasta pH 5-6 y desechar en la tarja.

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

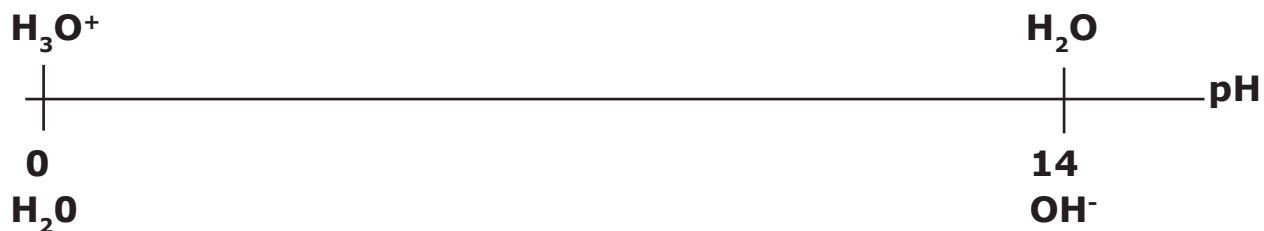
Nombre: _____ Equipo: _____

Para la cuantificación de bicarbonato en agua mineral, mediante una curva de valoración, C2.



1) Graficar los datos experimentales $\text{pH}=\text{F}(\text{V})$.

2) Elaborar una escala de predicción (de reacciones) y escribir las reacciones que ocurren en la valoración y calcular los valores de la constante de reacción.



3) Utilizando el método gráfico de las "tangentes", determinar el volumen del punto de equivalencia.

4) Con el resultado del inciso anterior determinar la molaridad inicial experimental de bicarbonato en el agua mineral.

5) Determinar el contenido de bicarbonato de sodio, en partes por millón (ppm), en el agua mineral.

6) Comparar el valor anterior con el reportado por el fabricante.

7) Sobre la curva de valoración señalar el valor de pKa experimental del par ácido base involucrado.

Mediante una valoración, utilizando un indicador químico.

8) Escribir la reacción ácido-base que ocurrió en el "volumen de vire".

9) Determinar la molaridad inicial experimental del bicarbonato de sodio en la muestra comercial.

10) Determinar el contenido de bicarbonato de sodio en ppm en el agua mineral.

11) Comparar los valores del contenido de bicarbonato obtenidos mediante la valoración pH métrica y con indicador(es). Concluir sobre la validez del método visual, tomando como referencia el método instrumental, en la determinación de bicarbonato en agua mineral.

VII. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN

1) Una mezcla de NaCl y NaHCO₃ que pesa 7.5422 g se disuelve y se lleva a 250 mL en un matraz aforado. Se toma una alícuota de 10 mL y se valora con HCl 0.1 M gastándose 4.2 mL para valorar una de las sales.

a) ¿Cuál es la reacción iónica de valoración?

b) ¿Cuál es el porcentaje de cada una de las sales?

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- Harris Daniel C. *Análisis químico cuantitativo*. Ed. Reverté, México, 1999, 3a edición.
- Gary Christian. *Química analítica cuantitativa*. Ed. Prentice Hall 6ª edición.
- Day, R. A. *Química analítica cuantitativa*. Ed. Prentice Hall, México 1989, 5a edición.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Las actividades que se realizarán en la séptima semana son las siguientes:

- 1.- Se aplicará el examen de conocimientos previos a la práctica 6.
- 2.- Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 6.
- 3.- Se le indicará al estudiante que tendrá que traer en la siguiente semana una muestra comercial que contenga óxido de cinc para que realice la práctica 7.

PRÁCTICA 6

Formación de complejos: estabilidad y escalas de pP

I. OBJETIVOS

Que el estudiante se familiarice con las reacciones de formación y estabilidad de complejos mono donadores, poli donadores y anfolitos.

OBJETIVOS PARTICULARES

Al finalizar la práctica el alumno deberá ser capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Relacionar a los iones metálicos y ligandos con el modelo: donador/receptor/partícula.
- b) Efectuar mezclas de reacción para formar complejos.
- c) Escribir la ecuación química de la reacción de formación de mono-complejos (ML) y complejos sucesivos (ML_n).
- d) Analizar la estabilidad relativa de diversos complejos.

- e) Construir escalas de logaritmo negativo base 10 de la concentración de la partícula (pL o pM).
- f) Calcular las constantes teóricas de equilibrio de los equilibrios de reacción o interacción presentes en las mezclas experimentales.
- g) Analizar la estabilidad de los anfolitos.
- h) Escribir las ecuaciones químicas que representan el equilibrio de dismutación de los anfolitos.
- i) Calcular los valores teóricos de las constantes de dismutación de los anfolitos.

II. INTRODUCCIÓN

La química de coordinación es la parte de la Química que tiene que ver con las reacciones en solución acuosa entre los iones metálicos (Cu^{2+} , Al^{3+} , Fe^{3+} , etc.) y los ligandos (especies del tipo OH^- , SCN^- , NH_3 , etc.).

Los iones metálicos (M) se comportan como ácidos de Lewis; es decir, reciben uno o más pares de electrones libres, mientras que los ligandos (L) son bases de Lewis que ceden pares de electrones.

Los compuestos que resultan de la combinación del ion metálico y el ligando se denominan complejos. Por ejemplo, la siguiente ecuación iónica representa la reacción entre un ion Fe^{3+} y el ligando OH^- .



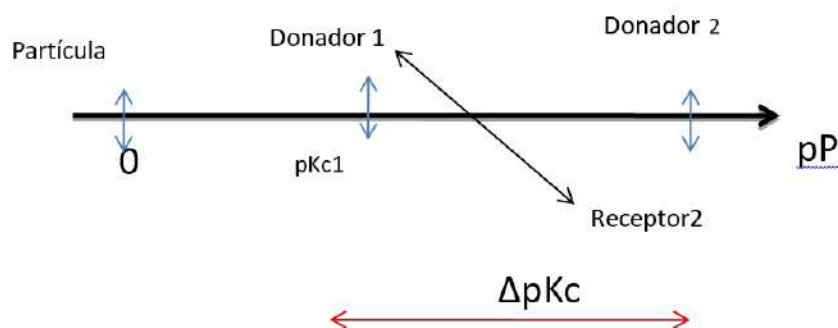
El ion hidróxido es un ligando monodentado que se encuentra presente en las soluciones acuosas, sobre todo en soluciones alcalinas (o básicas).

La teoría donador-receptor define a los donadores (ML) como las especies que ceden partículas y a los receptores como las especies que aceptan. Los anfolitos son donadores y receptores simultáneamente. Las partículas intercambiadas (P) pueden ser los ligando o los iones metálicos.

Si comparamos dos especies donadoras lo común a ellos se define como la partícula, en sistemas poli donadores la especie que aumenta en los complejos sucesivos se define como la partícula. Por ejemplo, en la siguiente tabla se muestra a dos donadores y lo común a ellos es el EDTA (Y^{4-}) y a un poli donador, anfolito, receptor y partícula del sistema: $Ag(NH_3)_2^+/Ag(NH_3)^+/Ag^+/NH_3$.

Donador/complejo	Receptor	Anfolito	Partícula
AlY^-	Al^{3+}		Y^{4-}
PbY^{2-}	Pb^{2+}		Y^{4-}
$Ag(NH_3)^+$	$Ag(NH_3)^+$	$Ag(NH_3)^+$	NH_3
$Ag(NH_3)_2^+$	Ag^+		NH_3

Para poder predecir equilibrios de reacción o interacción trazamos escalas de pL o pM ($-\log [L]$ o $-\log [M]$ respectivamente) en las que son colocados los pares conjugados Don1/Rec1. Cuando en la escala se unen con una línea las especies que se mezclan, Don1+ Rec2, y se muestra una línea con pendiente negativa, se dice entonces que hay una reacción para dar como productos sus pares conjugados, como lo muestra la siguiente figura:



El valor de $pKc2$ es mayor que el valor de $pKc1$ mostrando una reacción química entre donador 1 y donador 2, dando como productos sus pares conjugados



Con un valor de constante de reacción igual a:

$$K_r = 10^{\Delta pKc}$$

El donador que se encuentre sobre la línea hacia la izquierda será relativamente más fuerte que el donador que está a la derecha.

En un sistema polidonador ($ML_n/ML_{n-1}/\dots/M/L$) las especies ML_{n-1} , ML_{n-2} , etc. se denominan anfolitos, puesto que en una escala de pL, éstos interactúan (o reaccionan) consigo mismos; sus constantes de equilibrio se llaman constantes de Dismutación (KD) y los valores se calculan como se muestra en la figura anterior, éstos pueden ser mayores a uno o menores a uno, según reaccionen o interaccionen. Si un anfolito está en posición de interacción y su KD es menor a uno se dice que es relativamente estable y puede ser una especie presente en solución. Se puede saber de la estabilidad de un anfolito en solución cuando se calcula la fracción que dismuta, a partir del valor de K D (Consultar Anexo 4).

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Soluciones
1 gradilla	KSCN 0.1 M
12 tubos de ensaye	$CuSO_4$ 0.1 M
1 piseta con agua destilada	$Fe(NO_3)_3$ 0.1 M
	Na_2H_2Y 0.1 M (EDTA)
	$C_2H_8N_2$ (Etilendiamina) 0.1 M

IV. EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

A) Formación de complejos

Preparare las siguientes mezclas en cuatro tubos de ensaye, siguiendo el orden indicado. Observar y anotar los colores de todas las soluciones individuales y de las mezclas.

<i>Tubo de ensaye</i>	<i>CuSO₄ / color</i>	<i>Fe(NO₃)₃ / color</i>	<i>EDTA /color</i>	<i>KSCN/color</i>	<i>Color del complejo</i>
1	10 gotas		10 gotas		
2	10 gotas			10 gotas	
3		10 gotas	10 gotas		
4		10 gotas		10 gotas	

Tabla 1: Formación de complejos

B) Estabilidad relativa de complejos

En otros cuatro tubos de ensaye forme por duplicado los siguientes complejos y agregue la solución que contenga un ión metálico o un ion ligado como se indica en la tabla. Anote el color de las soluciones individuales y color final de la mezcla, así como la fórmula del complejo formado (compare el color final con los tubos de la parte A para identificar al complejo más estable):

<i>Tubo de ensaye</i>	<i>Complejo/ color</i>	<i>EDTA</i>	<i>CuSO₄</i>	<i>Fe(NO₃)₃</i>	<i>COLOR FINAL</i>	<i>Fórmula del complejo más estable</i>
5	CuSCN ⁺ /			10 gotas		
6	CUSCN ⁺ /	10 gotas				
7	FeSCN ²⁺ /		10 gotas			
8	FeSCN ²⁺ /	10 gotas				

Tabla 2: Estabilidad relativa de los complejos

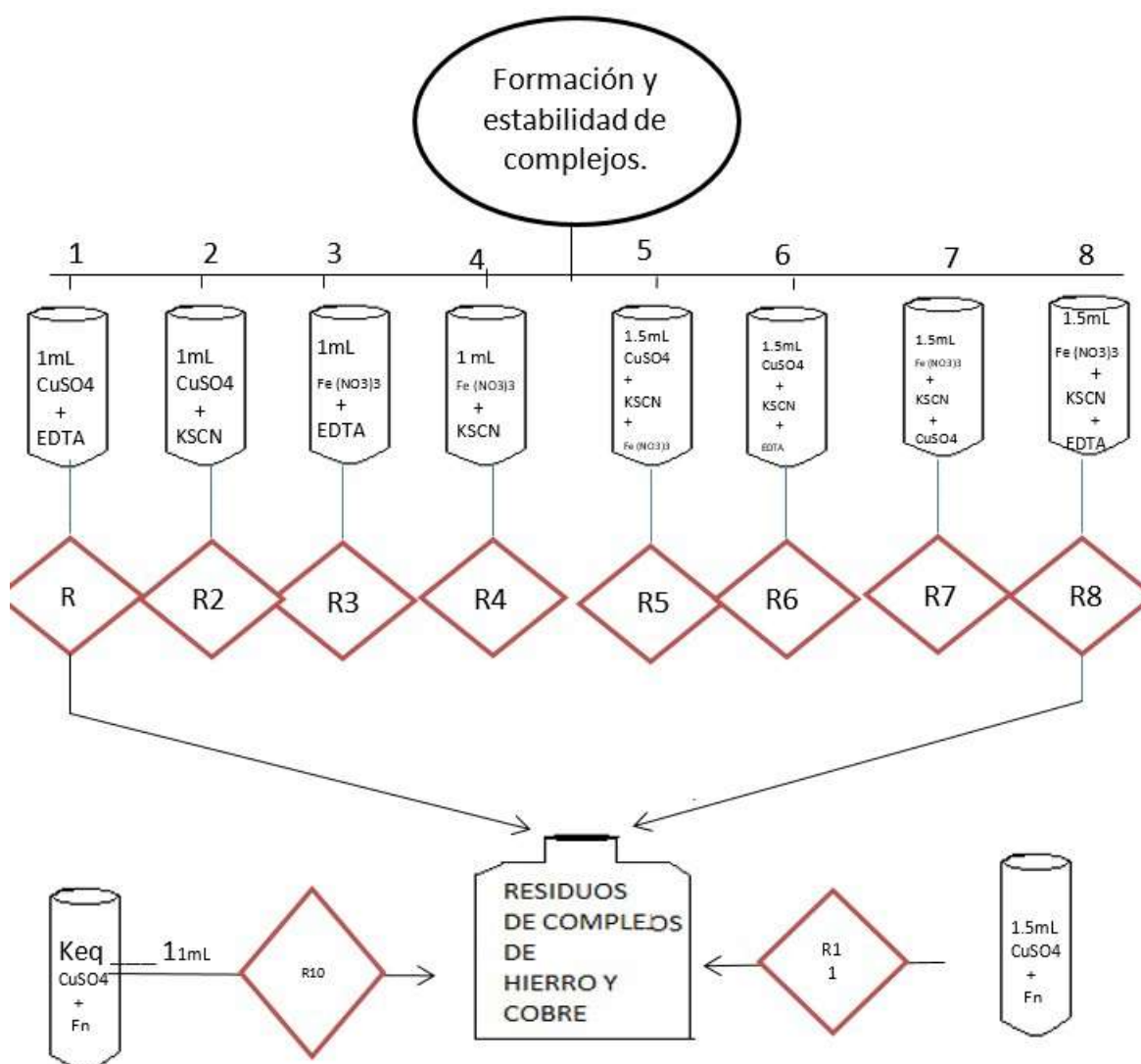
C) Formación de complejos sucesivos y anfolitos

En tres tubos prepare las siguientes mezclas como se indica en la tabla.

Tubo de ensaye	CuSO_4 0.1 M/ Color _____	Etilendiamina 0.1 M Color _____	Color final
1	5 gotas		
2	5 gotas	5 gotas	
3	5 gotas	10 gotas	

Tabla 3: Formación de complejos sucesivos y anfolitos

V. DIAGRAMA ECOLÓGICO Y MANEJO DE RESIDUOS



Resguardar R_1 al R_{10} en un frasco de residuos debidamente etiquetado.

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ Equipo: _____

A) Formación de complejos

Si consideramos que todas las soluciones contienen sales que se comportan como electrolitos fuertes en agua, y con base en las observaciones experimentales, escribir la ecuación química de la reacción iónica ocurrida y responder lo siguiente (escriba sólo los iones que participan en la formación del complejo):

Tubo 1 ¿Ocurre reacción? _____

Tubo 2 ¿Ocurre reacción? _____

¿Por qué? _____

¿Por qué? _____

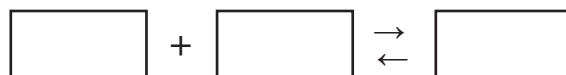
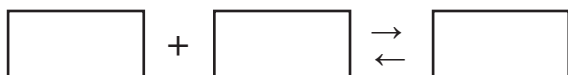


Tubo 3 ¿Ocurre reacción? _____

Tubo 4 ¿Ocurre reacción? _____

¿Por qué? _____

¿Por qué? _____

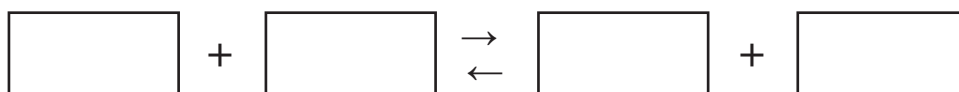


B) Estabilidades relativas entre complejos

Tomando en cuenta los colores de los complejos formados en la parte A y sus fórmulas, analice cual es la partícula intercambiada al agregarle la solución indicada y cuál es el color final y el complejo más estable; asimismo, escriba las ecuaciones químicas de los equilibrios de reacción o interacción que se presentaron e indicar, además, si $K > 1$ o $K < 1$.

Tubo de ensaye 5

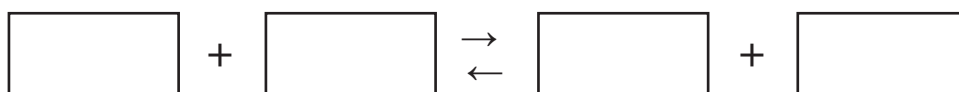
¿Ocurre reacción? _____ ¿Por qué? _____



¿Qué complejo es más estable? _____ ¿Por qué? _____

Tubo de ensaye 6

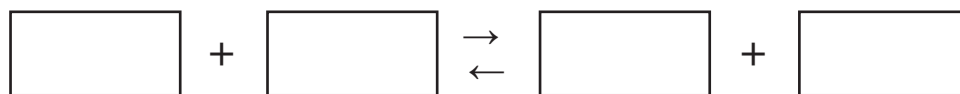
¿Ocurre reacción? _____ ¿Por qué? _____



¿Qué complejo es más estable? _____ ¿Por qué? _____

Tubo de ensaye 7

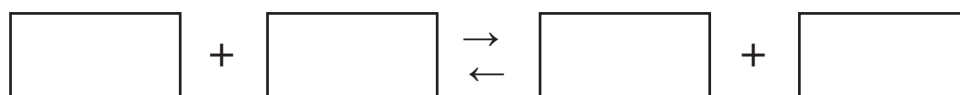
¿Ocurre reacción? _____ ¿Por qué? _____



¿Qué complejo es más estable? _____ ¿Por qué? _____

Tubo de ensaye 8

¿Ocurre reacción? _____ ¿Por qué? _____



¿Qué complejo es más estable? _____

Escalas relativas de pP o pM

Identificar cuál es la partícula que se intercambia en las reacciones o interacciones de complejos y proponer las escalas que sean necesarias señalando la posición relativa de los pares conjugados donador/receptor involucrados. Explique sus observaciones experimentales.

_____ → p _____ → p _____

_____ → p _____

Consultar los valores de $\log K_f$ reportados en el anexo 7 para cada uno de los complejos involucrados en el experimento y con base en éstos calcular el valor de K_c :

Complejo	pK_c	K_c

Elaborar las escalas de pP con los datos anteriores:

—————> p ——— —————> p ———

—————> p ———

Comprobar si los resultados obtenidos en esta parte experimental coinciden con las predicciones teóricas.

A partir de los valores teóricos de pK_C determinar los valores de las constantes de equilibrio para cada una de las mezclas realizadas en los ocho tubos de ensaye:

Tubo	Ecuación química	Valor de K_{eq}
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		

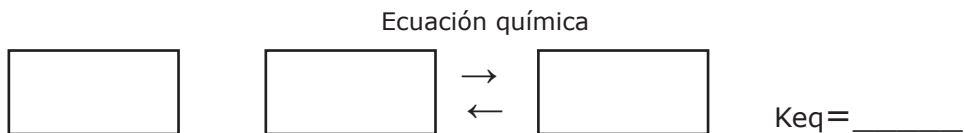
C) Complejos sucesivos

Compare los colores del tubo 1 con los colores del tubo 2 y 3. Escriba las reacciones iónicas parciales, y sucesivas para la formación de los complejos que sucedieron en cada tubo de ensaye, así como los valores de las constantes de equilibrio (ver datos en anexo 7).

Representar a etilendiamina como En.

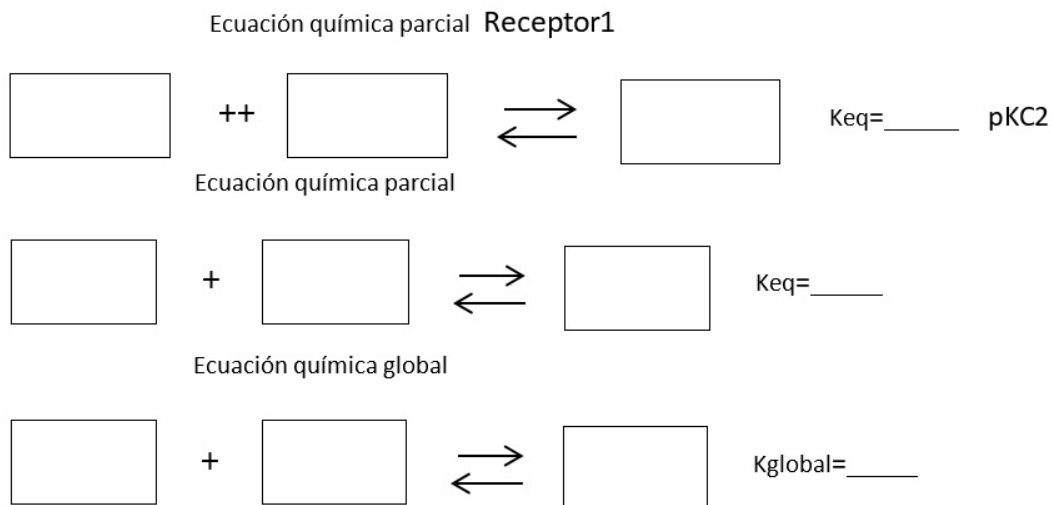
Tubo de ensaye 2

¿Ocurre reacción? _____ ¿Por qué? _____



Tubo de ensaye 3

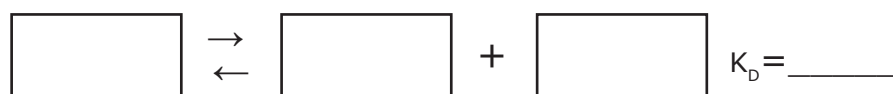
¿Ocurre reacción? _____ ¿Por qué? _____



Trazar la escala pEn del sistema Cu-etilendiamina incluyendo los valores de pKc.

—————→ p En

Identifique a la especie que se comporta como anfolito, escriba su equilibrio de dismutación, así como el valor de su constante de equilibrio.



Clasificar a las siguientes especies formadas en esta parte con base en la teoría donador-receptor.

Especie	Clasificación	Color observado
Cu^{2+}		
$\text{Cu}(\text{En})$		
$\text{Cu}(\text{En})_2$		

Indicar la estabilidad relativa de acuerdo a la escala y calcular la estabilidad del anfolito (calcular "γ" o fracción dismuta) y complete la siguiente tabla:

Anfolito	Estabilidad relativa	Estabilidad con base en γ

VII. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN (sin obligación de entregar)

1. Analizar las siguientes mezclas para indicar qué complejo es más estable y trazar una escala relativa de pP cuando:

- Se mezclan 10 gotas de sulfato de cobre 0.05M con 10 gotas de KSCN 0.05M +10 gotas de nitrato férrico 0.05M observándose los siguientes colores paulatinamente: azul, verde y rojo respectivamente.
- Se mezclan 10 gotas de KSCN 0.05 M con 10 gotas de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ + 10 gotas de CuSO_4 0.05M observándose un color rojo.

Datos: tome en cuenta los colores de las soluciones individuales de su parte experimental.

2.- En un matraz erlenmeyer se miden 2 mL de CuCl_2 0.025 M y se adiciona lentamente 4 mL de etilendiamina 0.025M.

a) Mediante una escala de pP señale las reacciones químicas que se presentan en el sistema.

b) Indique los colores de la solución que observaría al ir agregando la etilendiamina.

c) Calcule las concentraciones de equilibrio de la mezcla.

d) Escriba las ecuaciones químicas que representan la dismutación, así como el valor de KD.

Datos: pK_c 's $\text{Cu}(\text{En})_2^{2+}$ 10.6 , 9.3 Cu^{2+} color azul cielo $\text{Cu}(\text{En})^{2+}$ Azul Rey $\text{Cu}(\text{En})_2^{2+}$ violeta.

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- [1] Cañizares Ma. del Pilar y Duarte Georgina. *Fundamentos de química analítica*. UNAM, Facultad de Química, México, 2009, 2da. Edición.
- [6] Pérez Arévalo J. F. *Equilibrios de complejos*. UNAM, FESC.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Las actividades que se realizarán en la octava semana son las siguientes:

- 1.- Se aplicará el examen de conocimientos previos de la práctica 7.
- 2.- Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 7.
- 3.- Se indicará a los estudiantes que en la semana nueve se aplicara el 2º examen de laboratorio.

PRÁCTICA 7

Determinación de cinc (II) en una muestra comercial

I. OBJETIVOS

Que el estudiante se familiarice con los conceptos teóricos y prácticos de las valoraciones de formación de complejos. Para ello, determinará la concentración y el porcentaje de cinc (II) en una muestra comercial de óxido de cinc, mediante una valoración con una solución estandarizada de la sal disódica de EDTA (en la que ocurre una reacción de formación de un complejo).

II. INTRODUCCIÓN

El ácido etilendiaminotetracético (EDTA) es el agente químico complejante más utilizado en química analítica. Forma complejos estables de estequiometría 1:1 con la mayoría de los iones metálicos. Por titulación directa o por una secuencia de reacciones, gran parte de los elementos de la tabla periódica pueden determinarse con EDTA. Las constantes de formación de la mayoría de los complejos de EDTA son bastante grandes, y los valores tienden a ser más grandes en el caso de los iones metálicos con mayores cargas iónicas positivas.

Sin embargo, no se debe olvidar el carácter ácido base que presenta este ligando, por lo que los equilibrios de formación de complejos metálicos se verán seriamente afectados por el pH. De esta forma puede apreciarse que un complejo metal-EDTA se vuelve menos estable a medida que decrece el pH. Para que una reacción de valoración tenga utilidad, se requiere que sea completa o "cuantitativa", esto es, su constante de equilibrio debe ser grande.

En algunas ocasiones, el elevar el pH de un sistema para poder llevar a cabo una valoración con EDTA, provoca la precipitación del hidróxido insoluble del catión. Sin embargo, es posible utilizar agentes complejantes auxiliares que sirven tanto para fijar el pH, como para complejar el ión metálico y mantenerlo en solución. Por ejemplo, la valoración de Zn(II) con EDTA suele efectuarse en un tampón amoniacal, que compleja al Zn(II) para evitar su precipitación como $Zn(OH)_2(s)$ y también impone el pH de la solución.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
1 bureta de 10 mL	1 pH-metro	Solución problema de Zn^{2+}
1 soporte con pinzas para bureta	1 agitador magnético	Solución concentrada de amoniacó
1 matraz volumétrico de 25 mL 1 matraz volumétrico de 10 mL	Barras magnéticas	Solución de HCl 5M
4 copas tequileras grandes		Solución valorada de EDTA 0.02 M
1 pipeta volumétrica de 2 mL		Indicador negro de eriocromo T
1 pipeta graduada de 5 mL		
2 vasos de precipitados de 50 mL		
1 piseta con agua destilada		
1 pro pipeta		
1 espátula		

IV. EXPERIMENTACIÓN

A) Preparación de la muestra comercial de cinc

A partir de la muestra comercial de cinc, pesar en un vaso de precipitados de 50 mL, 0.1 g del sólido y disolverlos con 2 mL de ácido clorhídrico 5 M, 5 mL de agua destilada y ajustar el pH 9.3-10, adicionando gotas de amoníaco concentrado (R.A) Transferir esta solución a un matraz aforado de 10 mL y agregar agua destilada hasta la marca de aforo.

B) Preparación de EDTA

Preparar por equipo 25 mL de solución de EDTA (estándar primario) 0.05 M

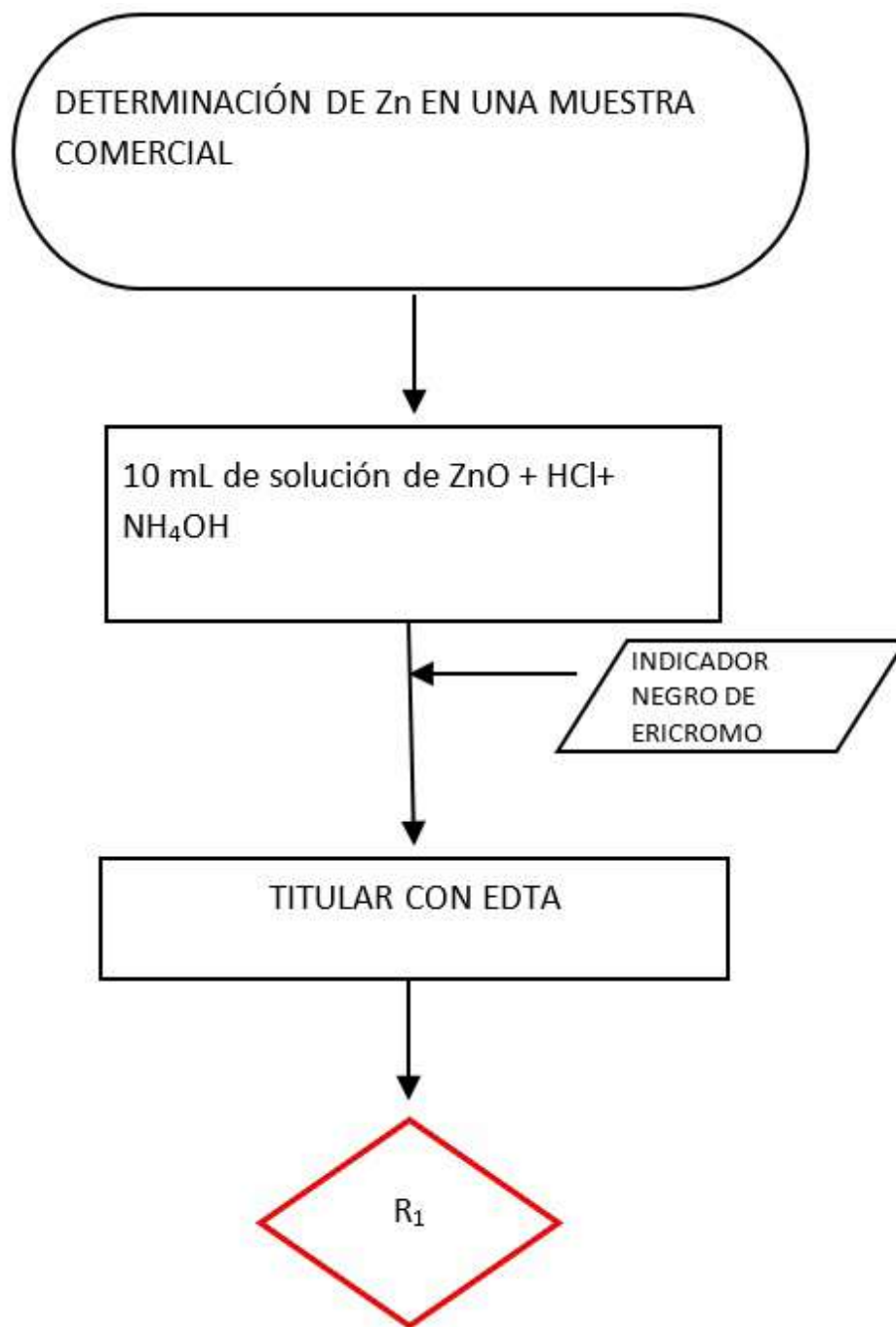
(Secar el reactivo $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ a 80 °C durante una hora o considere que tiene una Humedad de 0.3 % "Harris página 278 año 1992. Editorial Iberoamérica").

C) Valoración de la muestra comercial de cinc

Medir de manera exacta 2 mL de la solución problema de cinc. Agregar en el sistema por valorar una cantidad pequeña del indicador (NET) en base sólida hasta que se observe una tonalidad rosa. Realizar la valoración agregando con una bureta la solución de EDTA. Finalmente, medir el volumen en el cual la solución cambia a una tonalidad azul. Repetir la valoración dos veces más y determinar el volumen de vire promedio.

V_{vire}	
V_{vire}	
V_{vire}	
V_{promedio}	

V. DIAGRAMA ECOLÓGICO Y MANEJO DE RESIDUOS



R₁ = Almacenar en recipientes debidamente etiquetados para posterior tratamiento.

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ Equipo: _____

- 1) Señalar el valor al que se ajustó el pH de la solución por valorar.
- 2) Con el resultado del inciso anterior, señalar la especie que predomina del EDTA y la que predomina del par conjugado $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
- 3) Si además se sabe que debido a la cantidad agregada de amoniacó (para ajustar el pH) la especie que predomina de Zn (II) es: **$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$** ; escribir la reacción que ocurre durante el proceso de valoración.
- 4) Con el resultado del volumen de vire promedio determinar la molaridad inicial experimental de la solución preparada de cinc.

5) Determinar el porcentaje de óxido de cinc en la muestra comercial.

6) Justificar en detalle el cambio de coloración del indicador que señala el fin de la valoración.

7) Calcular las concentraciones de equilibrio de las especies: $\text{Zn(II)}^{\text{II}}$, Y^{II} y ZnY^{II} en el punto de equivalencia de la reacción de valoración.

Considerar que la reacción de formación de complejo al pH amortiguado y el valor de la constante de equilibrio es:



8) Calcular el % Q de la reacción de valoración.

VII. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN (sin obligación de entregar)

1. Se desea cuantificar el Mg^{2+} que se encuentra en una muestra sólida, para esto se analiza mediante una titulación con EDTA de concentración 0.02M, se pesa 0.2678 gr de sólido y se disuelve con 10 mL de agua destilada, se agrega 1 mL de solución amortiguadora de $pH= 10$ y se afora la solución a 50 mL. Una alícuota de 5 mL se valora con la solución de EDTA utilizando el negro de eriocromo como indicador.

De tres valoraciones se obtiene un volumen de vire promedio de 4.5 mL (el vire es de rojo a azul).

- Escriba la reacción de valoración al pH amortiguado.
- Calcule el valor de K_r condicional.
- Calcular la concentración M y el % P de magnesio en la muestra.
- Calcular el pY^{4-} en el punto de equivalencia.

Datos: $PKa's H_4Y$ 2.0, 2.7, 6.3, 10.3; $PKc MgY^{2-} = 8.7$; masa atómico 24. 305 g/mol

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- Day, R. A., et al., Química Analítica Cuantitativa, Ed. Prentice Hall, México, 1989, 5ta edición.
- [Harris Daniel C. Análisis Químico Cuantitativo Ed. Reverté, México, 1999, 3ª edición.
- Pérez Arévalo J.F. Equilibrios de Complejos. UNAM, FESC.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Las actividades que se realizarán en la décima semana son las siguientes:

- 1.- Se aplicará el examen de conocimientos previos de la práctica 8.
- 2.- Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 8.

PRÁCTICA 8

Solubilidad y precipitación de sólidos en agua

I. OBJETIVO GENERAL

Estudiar el equilibrio químico de solubilidad y precipitación a través de la formación experimental de precipitados en medio acuoso, lo que permitirá comprender y predecir el fenómeno de precipitación como una función de la constante del producto de solubilidad, K_s .

OBJETIVOS PARTICULARES

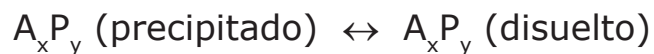
Al finalizar la práctica, el alumno deberá ser capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- Entender el concepto de solubilidad y precipitación.
- Comprender el efecto del ion común en la solubilidad, mediante la observación y cálculo de la solubilidad en agua y en presencia de ion común.
- Al efectuar mezclas de reacción, observar la formación de precipitados y predecir con base en el cálculo de producto iónico, la formación de los mismos.
- Determinar experimentalmente el valor de K_s a partir de la determinación de la solubilidad.

II. INTRODUCCIÓN

La solubilidad de una sustancia se define como la cantidad máxima que de ella pueda admitir una cantidad dada de solvente en condiciones definidas de temperatura y presión.

Si una sustancia poco soluble es colocada en el agua y se deja pasar un tiempo suficiente, entre la parte disuelta y el precipitado existe un equilibrio termodinámico, el cual se puede representar por las siguientes ecuaciones químicas:



Esto es, que el sólido se encuentra en equilibrio con la forma molecular disuelta y ésta a su vez con las especies iónicas.

Se puede plantear un nuevo proceso químico al sumar las dos ecuaciones químicas anteriores que corresponde a la solubilidad iónica de un sólido en agua. Y la constante de equilibrio asociada con este proceso se conoce como constante de producto de solubilidad, K_s . También es posible establecer el estado de equilibrio como sigue, considerando que la actividad de un sólido en solución acuosa es igual a uno.



$$K_s = |A^{y+}|^x |P^{x-}|^y$$

Inicio 1

Equilibrio 1 xs ys

En que "s" representa la solubilidad iónica. Si la solución se comporta en forma ideal es posible calcular la solubilidad iónica al sustituir la concentración en lugar de la actividad en la constante de solubilidad, y de ahí despejar a la solubilidad.

$$K_s = | A^{y+} |^x | P^{x-} |^y = (x_s)^x (y_s)^y$$

O bien, si se conoce la solubilidad, se puede sustituir y de esta forma es posible calcular el valor de la constante de producto de solubilidad, K_s .

Como el sistema se encuentra en equilibrio termodinámico cumple con sus principios como es el caso del principio de Le Châtelier, de ahí que se puedan cambiar las propiedades de solubilidad si se introducen: sales inertes en solución, sales que contienen iones comunes y otros equilibrios químicos en el sistema.

Por otro lado, si se mezclan dos compuestos en solución acuosa y ocurre una reacción química entre ellos es posible clasificar esta reacción basándose en las interacciones de las sustancias en solución acuosa. Si la especie formada por la reacción es una sustancia poco soluble, entonces se dice que ha ocurrido una reacción de precipitación, el sistema observado es por lo tanto heterogéneo.



Un parámetro importante que permite predecir si en esta mezcla ocurrirá o no una precipitación es el producto iónico, el cual se obtiene del producto de las concentraciones en la mezcla de cada uno de los iones elevado a sus respectivos coeficientes estequiométricos. Es decir, la concentración que se emplea para el cálculo del producto iónico es la concentración inicial de cada uno de los componentes afectados por la dilución que se produce al realizar la mezcla:

$$P.I. = [A^{y+}]_{mezcla}^x [P^{x-}]_{mezcla}^y$$

Si se cumple que el $P.I. > K_s$, entonces ocurrirá la precipitación y por lo tanto se observará la formación de un sólido.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
2 vasos de precipitados de 50 mL	1 agitador magnético	Papel filtro
3 copas tequileras	1 Barra magnética	Solución de HCl 0.01 M (estandarizado)
1 embudo de plástico (o vidrio) chico	Soporte con pinzas	CaCl ₂ .2 H ₂ O
1 bureta de 10 mL		Solución de fenolftaleína
1 espátula		KI 0.1 y 0.001 M
1 piseta con agua desionizada		Pb(NO ₃) ₂ 0.1 y 0.001 M
1 pro pipeta		Sr (IO ₃) ₂ sólido
1 pipeta volumétrica de 2 mL		NaIO ₃ 0.4 M
1 pipeta graduada de 10 mL		Solución de NaOH, 0.2 M
4 tubos de ensaye		

IV. EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

A) Preparación de soluciones por grupo

1. 100 mL de una solución de ácido clorhídrico (HCl) estandarizado de concentración 0.01 M.
2. 10 mL de solución de nitrato de plomo de concentración 0.1 M y una de concentración 0.001 M.
3. 25 mL de una solución de yodato de sodio 0.4 M.
4. 10 mL de una solución de yoduro de potasio de concentración 0.1 M y una de concentración 0.001 M.
5. 50 mL de una solución de NaOH 0.2M.

Tubo 2: Mezclar 1 mL de la solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.001 M con 1 mL de la solución KI 0.001 M. Anotar las observaciones:

D) Precipitación, solubilidad y producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$

1. Pesar aproximadamente 0.1 g de CaCl_2 , agregar 10 mL de NaOH 0.2 M agitar y, dejar reposar el sistema durante un minuto. Anotar las observaciones

2. Con la finalidad de eliminar el exceso de NaOH, filtrar el precipitado formado utilizando el papel filtro.

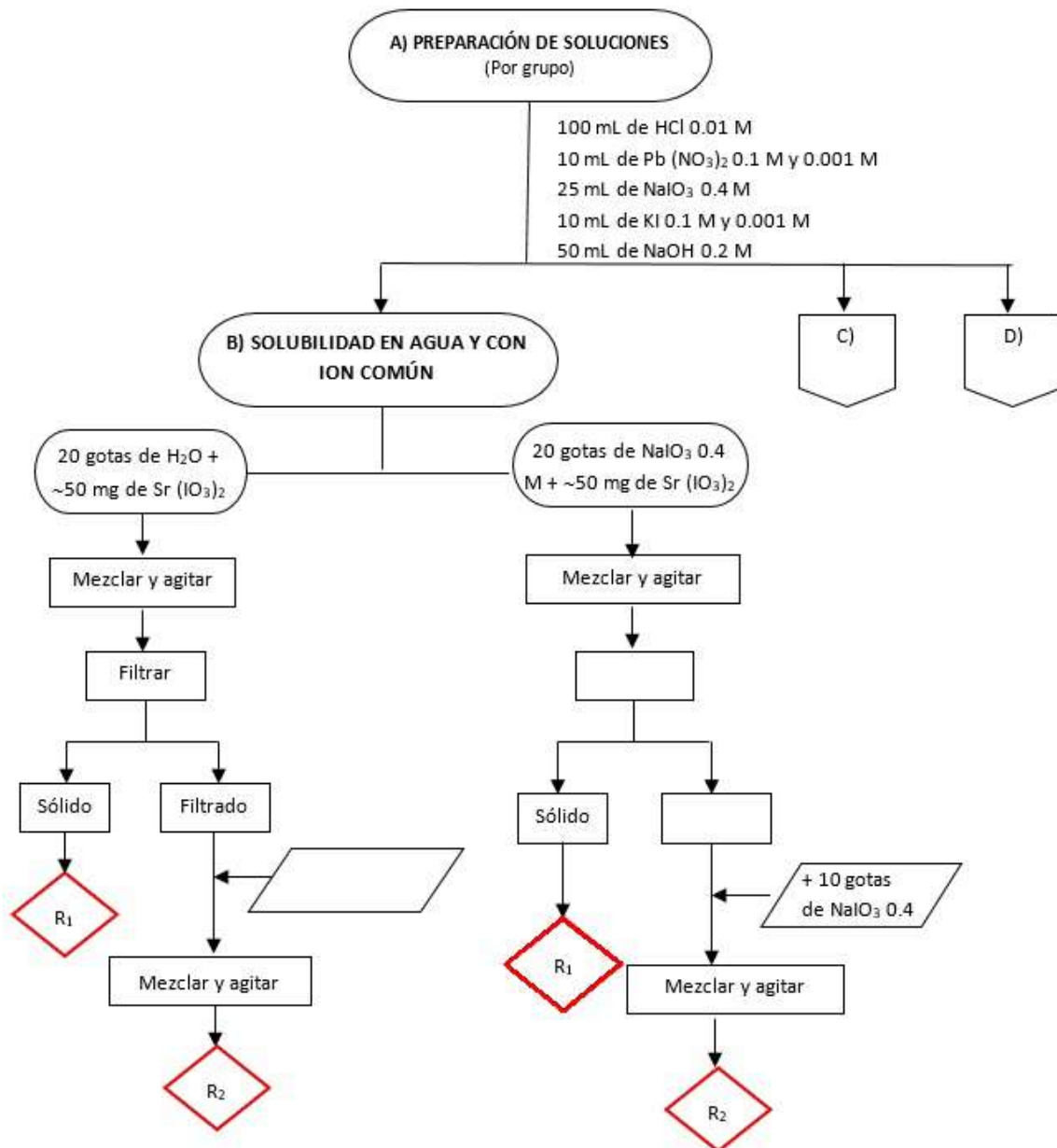
3. Recuperar el sólido que se encuentra en el papel filtro en un vaso de precipitados de 50 mL, bajándolo con agua desionizada por medio de la piseta.

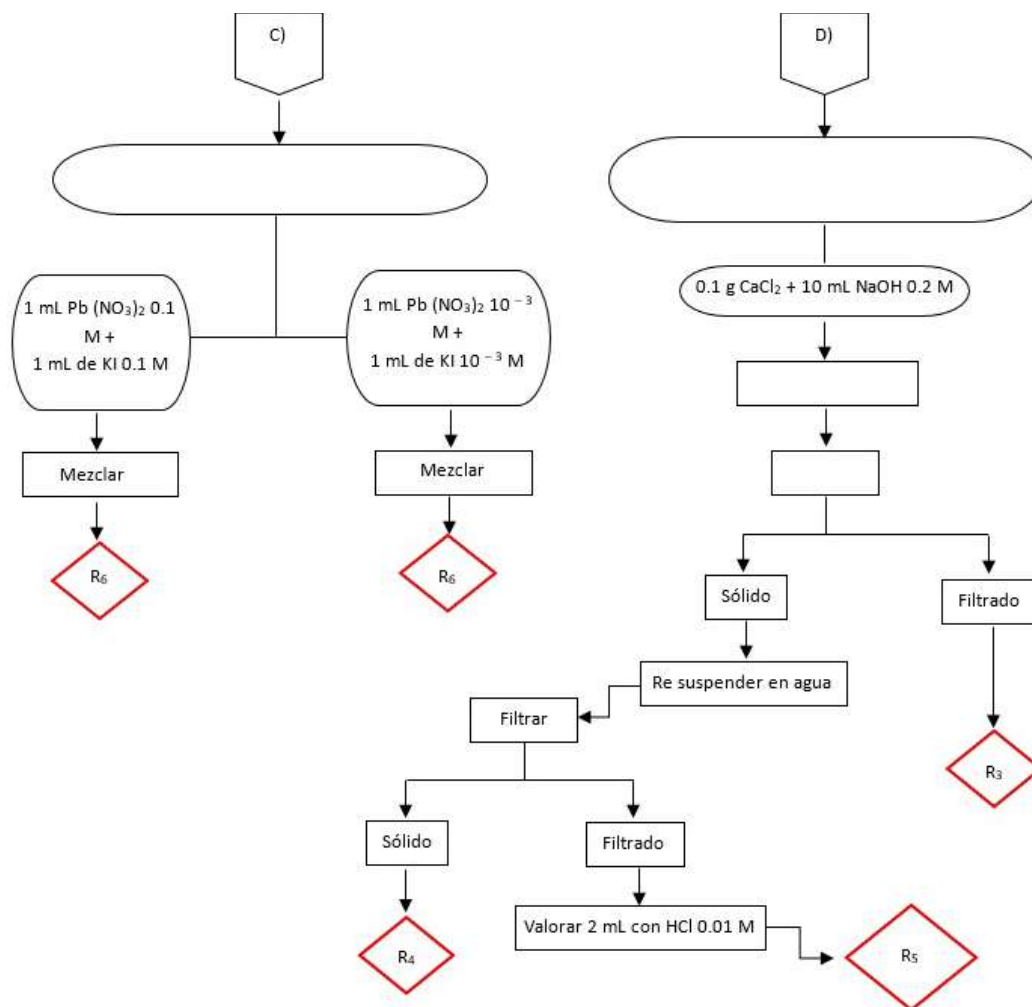
4. De nuevo filtrar y medir una alícuota de 2 mL de la solución filtrada; titular la solución filtrada con la solución estandarizada de HCl 0.01 M, utilizando como indicador de fin de valoración: fenolftaleína. Valorar dos veces más y determinar el promedio del volumen de vire.

$V_1 =$ _____ ; $V_2 =$ _____ ; $V_3 =$ _____ ;

Volumen Prom. = _____

V. DIAGRAMA ECOLÓGICO Y MANEJO DE RESIDUOS





Tratamiento de residuos

R₁ Máximo 50 mg por equipo de Sr(IO₃)₂. Entregar al profesor quien lo almacenará y etiquetará como reactivo para usarlo posteriormente en esta práctica.

R₂ Filtrar para recuperar el sólido y almacenar junto con R₁ y el líquido (máximo 3 mL por equipo) desecharlo en la tarja.

R₃ Máximo 10 mL por equipo de NaOH 0.2 M. Neutralizar y desechar a la tarja.

R₄ Máximo 70 mg por equipo de Ca(OH)₂. Entregar al profesor quien lo almacenará y etiquetará para emplearlo como reactivo o para neutralizar soluciones ácidas.

R₅ Máximo 5 mL por equipo de CaCl₂. Desechar en la tarja.

R₆ Máximo 20 mL por grupo. Resguardar y etiquetar como residuos de plomo.

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ Equipo: _____

B) Solubilidad en agua y en presencia de un ion común

1. Explicar la diferencia entre los tubos 1 y 2, además de los tubos 1' y 2'.

2. Explicar, con base en las observaciones experimentales, el efecto que tiene un ion común en la solubilidad de un sólido.

3. Utilizando el valor de Ks reportado en el anexo 8, calcular la solubilidad bajo las dos condiciones:



solubilidad en agua = _____

Eq) _____ despeje s =



solubilidad en ión común= _____

Eq) _____ 0.4 M despeje s =

4. Con los cálculos del inciso anterior, verificar si las observaciones experimentales coinciden con los resultados teóricos esperados.

Solubilidad de yodato de estroncio en agua = _____

Solubilidad en presencia de ión común = _____

Conclusión:

C) Producto iónico: mezclas de reacción y de no reacción

5. Explicar la diferencia entre los tubos 1 y 2.

6. ¿Qué es el producto iónico? y ¿cuál es su utilidad?

7. Mediante el parámetro "producto Iónico" explicar las observaciones, en lo que respecta a la formación o no del precipitado (PbI_2).

D) Precipitación, solubilidad y producto de solubilidad del Ca(OH)_2

8. Escribir la reacción de precipitación del sólido formado en D1:



9. Escribir la ecuación química que representa el equilibrio de solubilidad entre el sólido y el agua para D3 y establecer el estado de equilibrio:



10. A partir de los resultados de la valoración (D4) determinar la concentración de OH^- y, a partir de ésta, determinar el valor de la constante de solubilidad (K_s). Comparar este valor con el reportado en el anexo 8.

$K_s(\text{exp}) = \text{_____}$

$K_s(\text{teórico}) = \text{_____}$

Conclusión:

VII. PROBLEMA DE CONSOLIDACIÓN

Para determinar la constante de solubilidad experimental de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ se realizan las siguientes etapas experimentales :

I) Se forma el sólido, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, con 0.1 g de cloruro de bario y 10 mL de NaOH 0.2 M.

II) Se deja reposar la mezcla durante 15 minutos.

III) El sólido formado se filtra y se lava con agua desionizada.

IV) Posteriormente se disuelve el sólido en agua y se agita durante 10 minutos, se filtra la solución.

V) Una alícuota de 2 mL del filtrado se titula con HCl 0.03 M (utilizando fenolftaleína como indicador), obteniéndose un volumen de vire de 5.28 mL de HCl.

Calcular la constante de solubilidad experimental.

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- Pérez Arévalo J.F., *Equilibrios de solubilidad y precipitación*. UNAM, FESC.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Las actividades que se realizarán en la semana once son las siguientes:

- 1.- Se aplicará el examen de conocimientos previos de la práctica 9.
- 2.- Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 9.
- 3.- Se les recordará a los estudiantes que en la siguiente semana (semana 12) se realizará el examen del tema "Solubilidad-Precipitación".

PRÁCTICA 9

Determinación gravimétrica de bario

I. OBJETIVO GENERAL

Determinar el contenido de Bario presente en una muestra problema, a través de una gravimetría, aplicando los conocimientos de solubilidad y de reacciones de precipitación, así como de los factores que les afectan.

OBJETIVOS PARTICULARES

Al finalizar la práctica, el alumno deberá ser capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Reconocer la importancia de las determinaciones gravimétricas en el análisis cuantitativo.
- b) Identificar y evaluar los factores de los que depende una reacción de precipitación empleada para gravimetría.
- c) Identificar las características que debe poseer un producto ideal para el análisis gravimétrico.
- d) Conocer y efectuar el procedimiento experimental para llevar a peso constante un precipitado.

e) Realizar los cálculos para determinar el contenido del analito en la muestra problema, en función del peso del precipitado obtenido.

II. INTRODUCCIÓN

El proceso de precipitación y el uso de estas reacciones son la piedra angular en el análisis gravimétrico. El análisis gravimétrico abarca una variedad de técnicas en las que la masa de un producto se utiliza para determinar la cantidad original de analito (la especie de interés). Puesto que la masa puede medirse con gran exactitud, los métodos gravimétricos se cuentan entre los más exactos de la Química Analítica, pero también son más laboriosos que otros procedimientos. Se trata de una de las técnicas analíticas más antiguas, y se ha aplicado a numerosos elementos y compuestos desde mucho antes de que se dispusiera de otros métodos.

El producto ideal de un análisis gravimétrico debe ser muy insoluble, fácilmente filtrable, muy puro y de composición conocida y constante. Si bien pocos precipitados reúnen todas estas condiciones, el uso de técnicas apropiadas puede ayudar a optimizar las propiedades de los precipitados que se analizan por gravimetría.

En ese sentido, la mayoría de las precipitaciones con fines gravimétricos se realizan en presencia de un electrolito que facilite la colisión de los coloides formados y su coagulación (que se adhieran unos a otros), para formar partículas más grandes (cristales) y en algunos casos para disminuir aún más su solubilidad (efecto del ión común).

La masa de un precipitado en un contenedor (crisol, papel filtro y vidrio de reloj) por lo general se obtiene por diferencia: primero se pesa el contenedor vacío y después el contenedor más el precipitado seco. Se puede suponer que el sólido está completamente seco o en la forma química a pesar cuando su peso ya no cambia con el calentamiento posterior. El precipitado se calienta en su contenedor a la temperatura deseada durante un periodo razonable, después se enfría y se pesa. Enseguida se vuelve a calentar, por lo general durante un periodo corto y se pesa otra vez. Si las dos pesadas son similares (con una variación de 0.2 a 0.5 mg) se considera que el proceso de secado está terminado y el sólido ya se encuentra a peso constante. Ahora bien, ya que la masa

del precipitado se obtiene por diferencia, también se debe conocer con exactitud la masa del contenedor, por lo que se le debe dar el mismo tratamiento al contenedor hasta alcanzar su peso constante.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
2 pipetas volumétricas de 10 mL	Estufa	Solución Problema de Bario
1 pipeta graduada de 1, 10 y 20 mL	1 desecador	Na ₂ SO ₄ reactivo analítico
1 vaso de precipitado de 100 mL	1 agitador magnético	HCl reactivo analítico
Papel filtro Whatman N° 41	Barras magnéticas	
1 embudo de vidrio	Parrilla de calentamiento	
1 vidrio de reloj		
1 termómetro, 1 propipeta		
3 vasos de precipitados de 50 mL		
1 matraz erlenmeyer de 125mL		

IV. EXPERIMENTACIÓN Y RESULTADOS

A) Preparación de soluciones

1. Muestra problema de bario:

Los asesores prepararán 100 mL de la solución problema (~0.05 M) por analizar y le proporcionarán 10 mL de esta solución a cada equipo de trabajo.

2. 10 mL de Na₂SO₄ 0.15 M

B) Análisis gravimétrico de bario

1. Poner a peso constante el papel filtro junto con el vidrio de reloj.

1.- _____ g 3.- _____ g 5.- _____ g

2.- _____ g 4.- _____ g 6.- _____ g

2. Mientras se alcanza el peso constante, medir con una pipeta volumétrica 10 mL de la solución problema y transferirlos a un vaso de precipitados de 100 mL, agregar 20 mL de agua destilada y 0.2 mL de HCl reactivo analítico.

Características del sistema _____

3. Calentar la mezcla anterior, utilizando una parrilla de calentamiento, hasta llegar a una temperatura de 90 °C.

4. Al alcanzar esta temperatura, adicionar 10 mL de la solución de Na_2SO_4 , 0.15 M y mantener el calentamiento durante 20 minutos, para que la temperatura continúe en 90 °C.

Características del sistema _____

5. Filtrar el precipitado, utilizando el papel Whatman No. 41, y lavarlo con agua tibia (desionizada).

Características del sistema _____

6. Colocar el papel filtro y el sólido sobre el vidrio de reloj e introducirlo en la estufa durante aproximadamente 10 minutos, a una temperatura entre 70-80 °C, hasta secar el sólido.

7. Retirar el vidrio de reloj con el papel filtro y el sólido, y dejarlos enfriar en un desecador; posteriormente pesarlos y repetir la operación hasta que el peso sea constante.

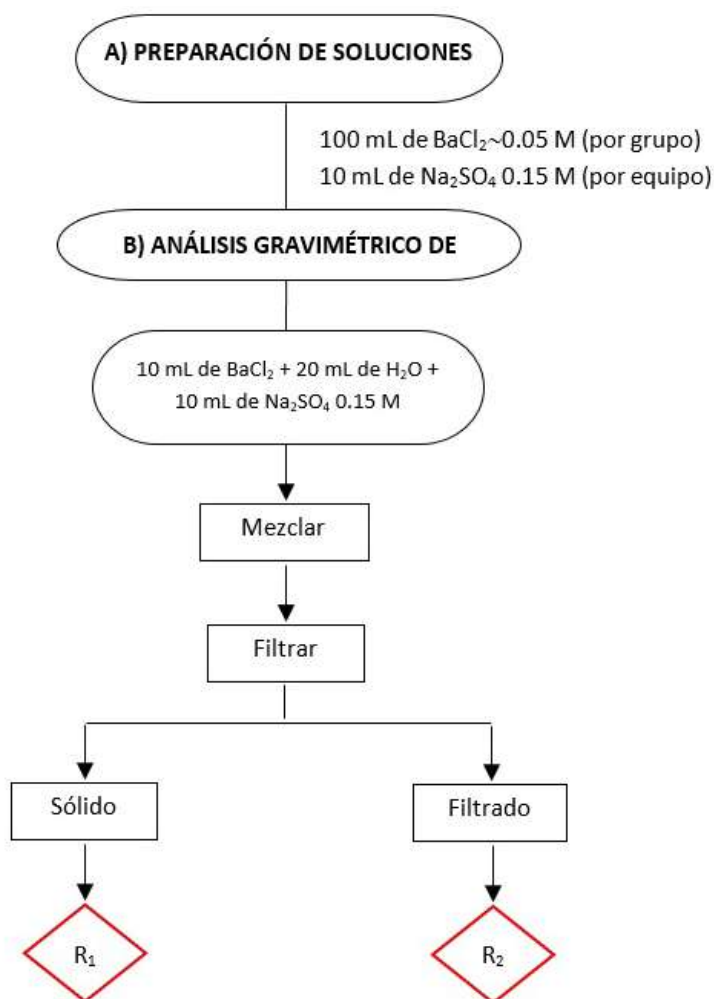
1.- _____ g 3.- _____ g 5.- _____ g

2.- _____ g 4.- _____ g 6.- _____ g

8. Considerando el peso constante determinar la masa de sulfato de bario obtenida por precipitación.



V. DIAGRAMA ECOLÓGICO Y MANEJO DE RESIDUOS



Tratamiento de residuos

R₁ Máximo 120 mg por equipo de BaSO₄. El sólido ya seco guardarlo en una bolsa debidamente etiquetado y entregarlo al profesor, quien lo almacenará como reactivo para ser empleado en otras prácticas.

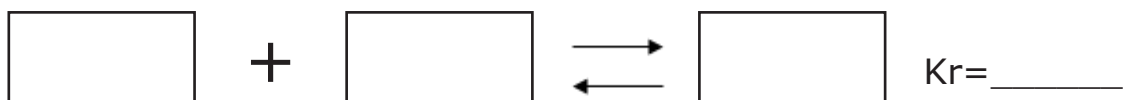
R₂ Máximo 40 mL por equipo de solución ácida de NaCl. Neutralizar y desechar en la tarja.

VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ Equipo: _____

1. Escribir la ecuación química de la reacción de precipitación y señalar el valor de la constante de reacción, para ello consultar el anexo 8:



2. Con la masa de sulfato de bario determinar la concentración de bario en la muestra problema.

DATOS

CÁLCULO

RESULTADO

3. Mediante el "parámetro de cuantitatividad" mostrar que la reacción es cuantitativa.

CÁLCULO

Conclusión

4. Calcular las concentraciones de equilibrio de las especies: Ba^{2+} y SO_4^{2-} considerando que una de estas especies está en exceso cuando se forma el sólido.



Condición Inicial:

Condición al equilibrio:

5. Enumerar las etapas esenciales del análisis gravimétrico.

6. Explicar por qué es importante demostrar que el sólido sí precipitará y además de forma cuantitativa al realizar un análisis gravimétrico.

VII. PROBLEMA DE CONSOLIDACIÓN

Una muestra de aguas residuales originadas en una industria contiene mercurio, con el propósito de cuantificar este metal, a una alícuota de 50 mL de agua residual se le adicionan 25 mmoles de KI. Inmediatamente se apreció la formación de un sólido, el cual se filtró, se secó y se pesó, obteniendo 124 mg de sólido. ¿Qué concentración en M y % p/v se tiene de ese metal en la muestra?

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- Day, R. A. 1989. *Química analítica cuantitativa*, 5ta ed., Prentice Hall, México.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Las actividades que se realizarán en la semana trece son las siguientes:

1. Se aplicará el examen de conocimientos previos de la práctica 10.
2. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 10.

PRÁCTICA 10 Reacciones de óxido-reducción

I. OBJETIVO GENERAL

Estudiar las reacciones de oxidorreducción realizando diversas mezclas de oxidantes y reductores y con base en observaciones experimentales, determinar la estabilidad relativa de donadores, polidonadores, receptores, polireceptores y anfolitos.

OBJETIVOS PARTICULARES

Al finalizar la práctica, el alumno deberá ser capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Definir a las especies químicas como oxidante, polioxidante, reductor, polireductor y anfolito.
- b) Definir los fenómenos de oxidación y reducción.
- c) Justificar si ocurre o no una reacción espontánea con base en observaciones experimentales.
- d) Escribir y balancear semirreacciones y reacciones redox por el método del ion electrón.
- e) Colocar en una escala de potencial la posición relativa de los pares involucrados en una reacción o interacción con base a sus observaciones experimentales.

f) Aplicar la escala teórica de potencial estándar para la predicción de reacciones redox.

g) Manejar la estequiometría de las reacciones químicas para calcular cantidades al equilibrio.

h) Calcular las constantes de equilibrio de las reacciones redox (reacción, interacción y dismutación).

II.- INTRODUCCIÓN

Las reacciones químicas en las que los electrones se transfieren de un reactivo a otro se conocen como reacciones de óxido-reducción o redox. Si se adopta el modelo:



La partícula intercambiada es el electrón (e^-). Como consecuencia de esta transferencia de electrones algunos de los números o estados de oxidación de los elementos involucrados cambian.

En una reacción de óxido-reducción ocurren dos fenómenos simultáneos, la oxidación y la reducción y en ellos intervienen oxidantes y reductores.

La oxidación es un fenómeno en el que una especie química cede o dona electrones y la reducción es un fenómeno en el que una especie química acepta o recibe electrones. Por otra parte, un oxidante es una especie química capaz de recibir o aceptar electrones mientras que un reductor es una especie química capaz de ceder o donar electrones.

Al tomar en cuenta estas definiciones, el modelo antes mencionado, específicamente para este fenómeno quedaría expresado de la siguiente manera:



Y se le llama semirreacción redox. El par reductor y oxidante también se llama par conjugado. Las semirreacciones se pueden escribir en el sentido de la oxidación: $\text{Cu}^{\circ} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-}$ o bien en el sentido de la reducción, por ejemplo: $\text{Ce}^{4+} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Ce}^{3+}$.

Escribir los electrones en las semirreacciones realmente obedece a razones didácticas del modelo seleccionado ya que éstos no pueden existir en solución acuosa; sin embargo al momento de escribir la reacción química redox; es decir, considerando la semirreacción de oxidación y la de reducción, los electrones ya no deben aparecer.

La semirreacción balanceada tiene asociada la ecuación de la Ley de Nernst, que permite relacionar el potencial del sistema con las concentraciones de las especies químicas involucradas en dicha semirreacción:

Donde: E° corresponde a una constante llamada potencial normal o estándar y es característica de cada semirreacción, la cual se puede encontrar en la bibliografía y está referida a un electrodo estándar de hidrógeno (ESH) cuyo valor de $E^{\circ} = 0.0$.

n = número de electrones que participan en la semirreacción balanceada.

La IUPAC establece que E° es el potencial normal de reducción y éste representa la medida de la tendencia que tiene el oxidante de par a ganar electrones por lo que implica que a mayor valor de E° se considera al oxidante más fuerte o inestable y su reductor conjugado más débil o estable.

En una mezcla de oxidantes y reductores, el oxidante más fuerte reacciona de manera espontánea con el reductor más fuerte.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Reactivos
1 gradilla	Ácido nítrico, 5 M y 0.1 M
6 tubos de ensaye pequeños	Ácido clorhídrico 5 M
1 piseta con agua destilada	Sulfato de cobre (II) 0.2 M
2 tapones de hule para tubo	Solución de metavanadato de amonio 0.1 M

2 vaso de precipitados de 50 mL	Cinc en polvo
3 pipetas graduadas de 2 mL	Laminilla de cinc
	Polvo o granalla de cobre

IV. EXPERIMENTACIÓN

A) Reacciones redox con metales

1. Pesar entre 0.05 g y 0.10 g de cinc en polvo, transferirlo a un tubo de ensaye y agregar lentamente 0.5 mL de ácido clorhídrico 5 M. Anotar las observaciones.

2. Pesar una laminilla de cinc, introducirla en un tubo de ensaye y agregar 0.5 mL de una solución de sulfato de cobre 0.2 M; se deja reposar durante 10 minutos. Anotar las observaciones.

3. Pesar entre 0.05 g y 0.10 g de granalla de cobre transferirlo a un tubo de ensaye y adicionar 0.5 mL de una solución de ácido nítrico 5 M. El sistema se tapa con un tapón de hule y se deja en reposo durante 10 minutos. En caso de no contar con tapón de hule utilizar algodón o papel. Anotar las observaciones.

4. Pesar entre 0.05 g y 0.10 g de granalla de cobre, transferirlo a un tubo de ensaye y adicionar 0.5 mL de una solución de ácido clorhídrico 5 M. El sistema se tapa con un tapón de algodón y se deja en reposo durante 10 minutos. Anotar las observaciones.

B) Reacciones redox de formación de anfolitos

Colocar en un tubo de ensaye 1 mL de solución de metavanadato de amonio (VO_{2+}) y anotar el color de la solución.

Color observado _____

A la solución anterior agregar un poco de polvo de cinc, se tapa el tubo con el tapón de hule, y se agita cuidadosamente hasta la aparición de un cambio de color.

Color observado _____

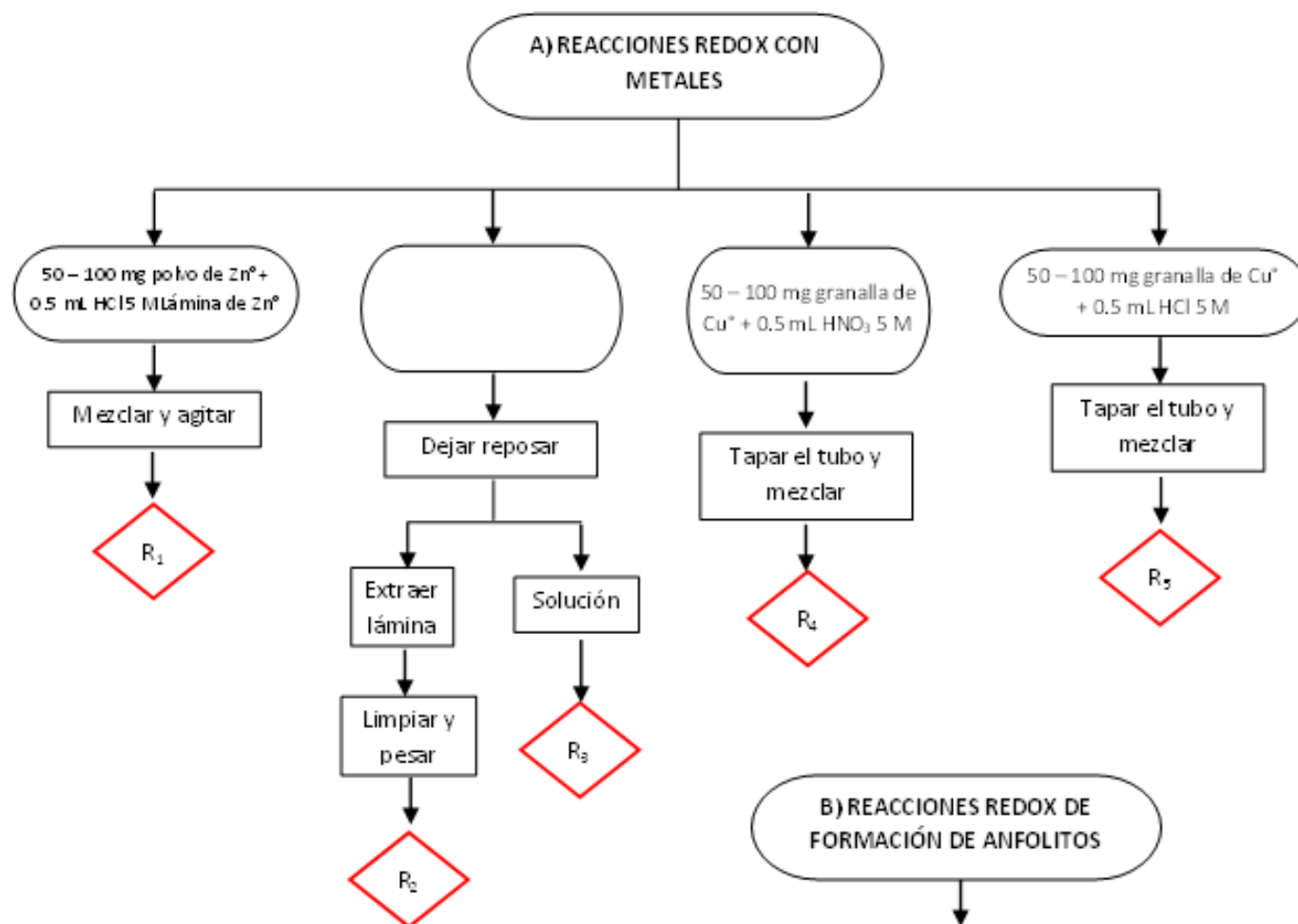
Se vuelve a agitar la solución restante, hasta la aparición de un nuevo color.

Color observado _____

De nuevo se agita la solución hasta obtener un cambio de color.

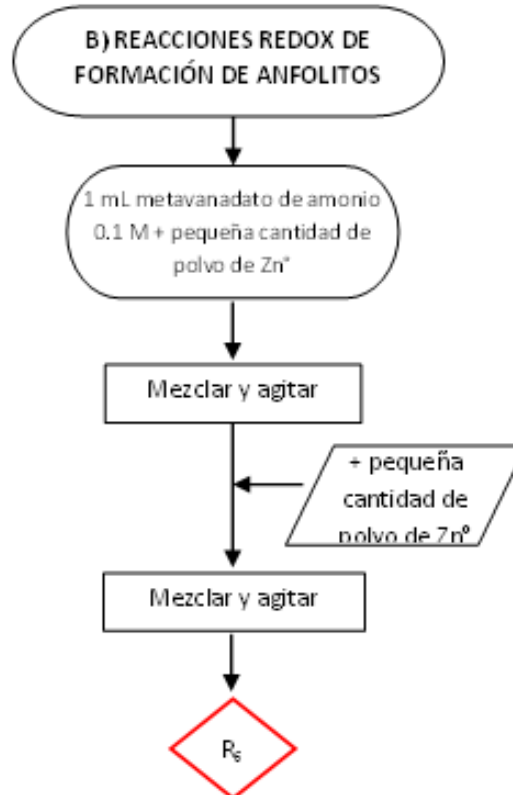
Color observado _____

V.- DIAGRAMA ECOLÓGICO Y MANEJO DE RESIDUOS



Tratamiento de residuos

- R₁** Máximo 0.5 mL por equipo de solución ácida de Zn(II). Acopiar en un recipiente etiquetado para usarlo posteriormente en otras prácticas.
- R₂** Máximo 1 lámina de Zn por equipo. Entregar al profesor quien las almacenará para ser empleadas de nuevo en esta práctica.
- R₃** Máximo 0.5 mL por equipo de solución (CuSO₄+ ZnSO₄). Desechar en la tarja.
- R₄** Máximo 0.5 mL de mezcla de Cu(NO₃)₂ y Cu⁰ por equipo. Filtrar, enjuagar y secar el Cu⁰ para reutilizarlo posteriormente en esta práctica. El filtrado acopiarlo en un recipiente bien etiquetado para usarlo en otras prácticas.
- R₅** Máximo 0.5 mL por equipo de mezcla de Cu⁰ y HCl. Filtrar, enjuagar y secar el Cu⁰ para reutilizarlo de nuevo en esta práctica. El filtrado neutralizarlo y desechar a la tarja.
- R₆** Máximo 1 mL por equipo de V (II) y Zn (II). Almacenar en un frasco bien etiquetado para su disposición.



VI. INFORME EXPERIMENTAL

INSTRUCCIONES: una vez terminada la sesión experimental, el alumno contestará de forma individual las siguientes preguntas en su manual y las entregará a sus asesores al final de la sesión.

Nombre: _____ Equipo: _____

A) Reacciones redox con metales

Con base en sus observaciones experimentales:

1) Escribir las reacciones químicas balanceadas que ocurren en cada sistema y establecer el estado de equilibrio considerando las cantidades iniciales que se mezclaron de cada reactivo.

1. Cinc en polvo + HCl 5M

2. Laminilla de Zn^0 + $CuSO_4$ 0.2M

3. Granalla de Cu^0 + HNO_3 5M

4. Granalla de $\text{Cu}^0 + \text{HCl } 5\text{M}$

2) Proponer una escala de potencial de tal forma que la posición relativa de los pares redox involucrados explique las observaciones experimentales.

_____ → E

3) Consultar en el anexo No. 9 los valores de los potenciales estándar de los pares redox reportados en la literatura química y llenar la siguiente tabla:

<i>Pares conjugados Redox</i>	<i>Potencial estándar (E°, Volts)</i>

4) Trazar una escala teórica de potenciales normales y comprobar si los resultados obtenidos en la parte experimental coinciden con las predicciones teóricas.

_____ → E

5) Deducir a partir de la Ley de Nernst de los pares involucrados, la expresión de la constante de equilibrio para la reacción $\text{Cu}^0 + \text{HNO}_3$.

6) Calcular el valor de la Constante de equilibrio para cada reacción o interacción propuesta.

Cinc + HCl

Cinc+ CuSO₄

Cobre + HNO₃

Cobre + HCl

B) Reacciones redox de formación de anfolitos

7) Son si se sabe que las especies estables del vanadio: V²⁺, V³⁺, VO²⁺, VO₂⁺, asociar el color observado de cada solución con la especie de vanadio que le corresponda.

<i>Especie química</i>	<i>Color</i>

8) Clasificar cada una de estas especies como anfolito, polireceptor y polidonador.

<i>Especie química</i>	<i>Clasificación</i>

9) Con base en las observaciones experimentales, proponer la posición relativa de los pares redox del vanadio en una escala de potencial, incluyendo al par Zn^{2+}/Zn^0 y señale las reacciones que ocurrieron indicando el orden. 10). Escribir las reacciones químicas balanceadas que ocurren en esta sección experimental.

_____ → E

10) Escribir las reacciones químicas balanceadas que ocurren en esta sección experimental.

11) Señalar si los anfolitos del vanadio son o no estables.

12) Con base en los valores de E° de los pares redox del esquema: $V^{2+}/V^{3+}/VO^{2+}/V_0^{2+}$, reportados en el anexo No.9, trazar una escala de potencial teóricos.

_____ → E

13) Comprobar que los resultados obtenidos en la parte experimental coinciden con las predicciones teóricas.

14) Escribir las ecuaciones químicas de dismutación de los anfolitos y calcular las constantes de los equilibrios de dismutación.

15) De acuerdo al valor de la constante de dismutación, explicar si este valor confirma la estabilidad de los anfolitos ya determinada.

VII. PROBLEMA DE CONSOLIDACIÓN

Considerar las siguientes mezclas:

a) 20 mL de una disolución de Fe^{3+} 0.1 M con 20 mL de Sn^{2+} 0.1M

b) A 10 mL de una disolución de Cu^{2+} 0.1 M se le agrega 1 mmol de Ag°

c) A 10 mL de una disolución de Ce^{4+} 0.05 M se le agrega 1 mmol de Zn metálico

d) A 10 mL de una disolución de dicromato de potasio 0.03 M se le agrega 1 mmol de Ag°

1. Consultar el anexo 9 y reportar los valores de potenciales normales

de los pares: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$, $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$, $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^{\circ}$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ y $\text{Ag}^+/\text{Ag}^{\circ}$

2. Establecer una escala de potencial para todos los pares anteriores
3. Con base en la escala explicar si ocurre una reacción o interacción en cada una de las mezclas
4. Balancear las ecuaciones químicas redox para cada mezcla
5. Calcular el valor de la constante de equilibrio de cada una de las reacciones planteadas en el inciso anterior
6. Establecer el estado de equilibrio en moles para cada mezcla

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- Pérez Arévalo J.F. *Equilibrios de óxido-reducción*. UNAM, FESC.
- Cañizares Ma. del Pilar y Duarte Georgina. *Fundamentos de química analítica*. UNAM, Fac. de Química, México, 2009, 2da. Edición.
- Sandoval Márquez, Rebeca. *Equilibrios en disolución en química analítica*, UNAM, Fac. de Química, México, 2011, 2da. ed.

ACTIVIDADES PREVIAS A LA PRÁCTICA

Las actividades que se realizarán en la semana 14 son las siguientes:

1. Se aplicará el examen de conocimientos previos de la práctica 11.
2. El profesor expondrá los fundamentos de técnica: "Potenciometría a intensidad nula".
3. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 11.
4. Se les recordará a los estudiantes que en la siguiente semana se aplicará el cuestionario de certificación y se realizará el examen del tema reacciones de óxido reducción.

PRÁCTICA 11

Cuantificación de Fe (II) por medio de una valoración redox

I. OBJETIVO GENERAL

Comprender y aplicar las reacciones de óxido reducción en la cuantificación de una especie con propiedades redox por medio del análisis volumétrico. Para ello, se determinará el contenido en una muestra comercial de hierro (II) mediante una valoración con permanganato de potasio (estándar secundario), detectando el volumen de punto de equivalencia con un método instrumental (potenciometría) y uno visual.

OBJETIVOS PARTICULARES

Al finalizar la práctica, el alumno deberá ser capaz de llevar a cabo correctamente las siguientes acciones:

- a) Conocer los fundamentos de la "Técnica potenciometría a intensidad nula".

- b) Identificar los elementos necesarios del montaje experimental para medir la diferencia de potencial.
- c) Realizar mediciones potenciométricas referidas al electrodo de calomel (o plata cloruro de plata) y transformarlas al electrodo estándar de hidrógeno (EEH).
- d) Trazar una curva de valoración de óxido-reducción y determinar el volumen de punto de equivalencia por el método de las tangentes.
- e) Plantear la reacción balanceada de óxido-reducción efectuada en la valoración redox.
- f) Señalar sobre la curva de valoración los valores experimentales de los potenciales normales de los pares redox involucrados y calcular el valor de la K_r experimental.
- g) Determinar la concentración y la pureza de hierro (II) en la muestra comercial utilizando el volumen de punto de equivalencia de la curva de valoración.
- h) Determinar la pureza de Fe (II) en la muestra problema mediante el volumen de vire dado por el permanganato de potasio (utilizado como auto indicador).

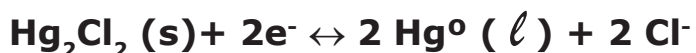
II. INTRODUCCIÓN

La cuantificación de especies oxidantes y/o reductoras, presentes en una muestra problema, se puede determinar por medio de valoraciones potenciométricas. Una valoración potenciométrica consiste en utilizar la potenciometría a intensidad nula para seguir la concentración de un oxidante o un reductor a lo largo de la valoración, indicando el punto final de la reacción. El volumen de punto de equivalencia se determina por medio de una curva de valoración (ΔE vs V_{mL} de titulante agregado) utilizando el método de las tangentes. Otra información importante que se obtiene de la curva valoración son los valores de los potenciales normales de los pares redox presentes en el sistema de valoración.

En este tipo de valoraciones es necesario establecer físicamente una semirreacción en el sistema de medición: $Ox_1 + ne \leftrightarrow Red_1$. Por ejemplo, el reductor puede ser Fe (II) y el oxidante conjugado Fe (III), el cual se puede generar por medio de una reacción con Ce(IV) que forma al mismo tiempo su reductor conjugado Ce (III): $Fe (II) + Ce (IV) = Fe (III) + Ce (III)$.

El intercambio de electrones entre los pares redox conjugados (que se forman en el sistema de valoración) se realiza en la superficie de un metal inerte. Todos los elementos de una semirreacción deben de estar físicamente presentes para realizar la medición de potencial eléctrico.

La técnica de potenciometría se basa en la medida del potencial eléctrico de un electrodo indicador, por lo general platino, sumergido en la solución problema, respecto a una referencia la cual es otra semirreacción, es común utilizar el electrodo de calomelanos. Los elementos presentes en este electrodo participan en la siguiente semirreacción:



Las medidas se obtienen con un potenciómetro (el cual debe de estar previamente calibrado en "corto circuito") y se conocen como diferencia de potencial, ΔE , puesto que es la comparación de los potenciales generados entre el electrodo indicador y el de referencia. El potencial generado con el electrodo de referencia es constante durante las mediciones por lo que se pueden expresar las lecturas obtenidas como $\Delta E = E_{ind} - E_{ref en}$ que el potencial de referencia en condiciones experimentales se considera como 0 volts, entonces se puede aproximar $\Delta E \approx E_{ind}$. También existen otros electrodos de referencia como el de plata/cloruro de plata y es conveniente indicar cuál es el electrodo de referencia utilizado en la obtención de las medidas de potencial.

Por ejemplo, las expresiones $E_{ECS} = 0.320V$ o $E_{Ag/AgCl} = 0.250 V$ indican que los valores fueron obtenidos utilizando como referencia al electrodo de calomel saturado (ECS) y al electrodo de referencia plata /cloruro de plata respectivamente.

Los valores experimentales obtenidos también se pueden expresar referidos al Electrodo Estándar de Hidrógeno (EEH) al sumar al valor experimental el valor del potencial normal reportado en la literatura (anexo 6); así el potencial leído $E_{ECS} = 0.320V$ se puede expresar como referido al EEH como $E_{EEH} = E_{ECS} + 0.241V = 0.320 + 0.241V = 0.0561V$.

A las semirreacciones $Ox_1 + ne \leftrightarrow Red_1$ se le asocia la ecuación de Nernst .

Por medio de esta expresión se puede ver que cuando la concentración de la especie oxidante es igual a la concentración de la especie reductora entonces el potencial de equilibrio es igual al potencial normal:

$$\text{Si } [OX_1] = [Red_2] \text{ entonces el } E_{eq} = E^0$$

En una reacción de valoración se forman dos pares redox conjugados y los valores de los potenciales normales se obtienen para uno a la mitad del volumen del punto de equivalencia y para el otro al doble del volumen de punto de equivalencia. Los valores de los potenciales estandar experimentales de estos pares redox pueden leerse gráficamente para ciertos valores del volumen agregado.

Para cuantificar el contenido de las especies redox en la muestra problema se debe de conocer:

- a) La reacción de valoración balanceada (método de ion electrón).
- b) El Vpe determinado a partir de la curva de valoración por el método de las tangentes.
- c) Realizar los cálculos estequiométricos para conocer la cantidad que reacciona del titulante con el analito.
- d) El volumen exacto de la solución preparada al disolver la muestra problema.
- e) El peso exacto, (en caso de sólidos) de la muestra problema.

Se supone que estos cálculos han sido estudiados, comprendidos y dominados por el estudiante en las anteriores sesiones.

III. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS

Material	Equipo	Reactivos
1 pipeta volumétrica de 10 mL	Un potenciómetro	Solución de ácido sulfúrico 0.9 M
1 mortero con pistilo	Un electrodo de platino	Solución estandarizada de KMnO_4 0.1 N
2 vasos de precipitados de 50mL	Un electrodo de calomel	2 comprimidos de sulfato ferroso comercial (Hemobión 200)
2 copas tequileras	Agitador magnético	
1 bureta de 10 mL	Barras magnéticas	
1 soporte con pinzas		
1 piseta		
1 vidrio de reloj		
1 vaso de precipitados de 100mL		

IV. EXPERIMENTACIÓN

A) Preparación de la muestra de Fe (II)

Pesar 2 comprimidos juntos y pulverizarlos en el mortero. Enseguida, pesar (del sólido pulverizado) en un vaso de precipitado, el equivalente a una cuarta parte de un comprimido, agregar 10 mL de solución de ácido sulfúrico (0.9 MN). Agitar el sistema hasta la disolución del sulfato ferroso pulverizado.

Siguiendo el mismo procedimiento preparar dos soluciones más.

Anotar los siguientes datos:

Peso de dos comprimidos	Peso promedio de una tableta	Peso del polvo en cada valoración		
		1ra	2da	3ra

B) Calibración del potenciómetro

Conectar el potenciómetro a la corriente eléctrica y calibrarlo en "corto circuito". En "corto circuito" la diferencia de potencial debe ser nula.

C) Determinación de Fe (II)

1. Mediante una curva de valoración

Sumergir los electrodos en la solución de Fe (II) (ver sección A). Realizar la valoración agregando, con una bureta de 0.5 en 0.5 mL, la solución de permanganato de potasio. Medir la diferencia de potencial (E) inicial de la solución y la diferencia de potencial para cada adición de la solución de KMnO_4 y anotar los valores de $E = f$ (volumen agregado de KMnO_4) en el apartado de "Informe experimental".

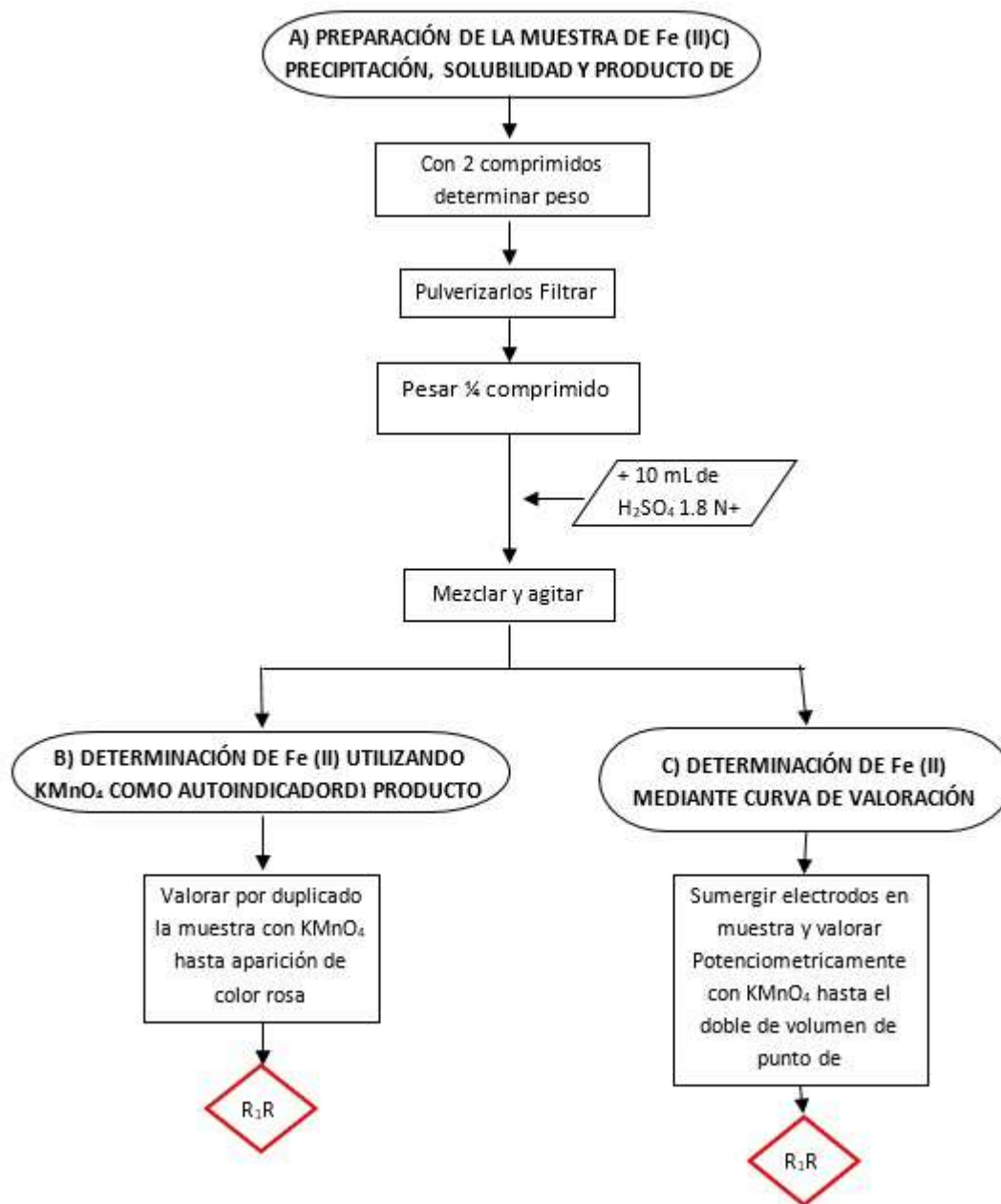
2. Utilizando al KMnO_4 como autoindicador

Realizar la valoración de la solución de Fe (II) agregando, con una bureta, la solución de permanganato de potasio. Finalmente, medir el volumen en el cual la solución cambia de color (incolore a rosa), el cual será el volumen de vire.

Realizar la valoración dos veces.

Valoración	V vire
2	
3	

V. DIAGRAMA ECOLÓGICO Y MANEJO DE RESIDUOS



Tratamiento de residuos

R₁ Máximo 20 mL por equipo de solución (mezcla de MnO₄⁻, Fe (III) y Mn (II) en ácido sulfúrico). Resguardar en un frasco etiquetado para su posterior disposición.

- 2) Escribir la ecuación química balanceada de la reacción de valoración.

- 3) A partir de los potenciales estándar teóricos calcular el valor de la constante de reacción.

- 4) Utilizando el método gráfico de las "tangentes", determinar el volumen del punto de equivalencia. Realizarlo sobre la curva del inciso 1.

- 5) Con el resultado del inciso anterior, determinar la cantidad inicial experimental en moles de Fe (II) en la solución valorada.

- 6) Determinar el contenido de FeSO_4 en miligramos por cada tableta del fármaco.

- 7) Comparar el valor anterior con el reportado por el fabricante.

8) Empleando la curva de valoración experimental, determinar los valores de potencial estándar experimental de los pares: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ y $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ y comparar estos valores con los reportados en el anexo 9.

<i>E° experimental</i>	<i>E° teórico</i>

9) Calcular el valor experimental de la constante de reacción de valoración.

C2. Utilizando al KMnO_4 como autoindicador

10) Escribir el valor del volumen de vire de KMnO_4 _____

11) Con el resultado del inciso anterior, determinar la cantidad inicial experimental en moles de Fe (II) en la solución valorada en cada uno de los sistemas.

12) Determinar el contenido de FeSO_4 en miligramos por cada tableta del fármaco.

13) Comparar los valores del contenido de FeSO_4 obtenidos en los incisos 6 y 12, y concluir sobre la validez del método visual, tomando como referencia el método instrumental, en la determinación de Fe (II) en el fármaco.

<i>Contenido de FeSO_4 determinado con indicador</i>	<i>Contenido de FeSO_4 determinado potenciométricamente</i>

VII. PROBLEMAS DE CONSOLIDACIÓN

Para determinar el contenido de FeSO_4 en una muestra problema, se pesa 0.6987 gr de sólido, éste se disuelve y se afora con 50 mL de agua destilada. Una alícuota de 10 mL de esta solución se titula con una solución de cloruro de talio (III) de concentración 0.05 M. La valoración se sigue potenciométricamente utilizando como electrodo de referencia el electrodo de calomel saturado (ECS). Las lecturas obtenidas con el potenciómetro fueron las siguientes:

V(ml)	0	0.5	1	1.5	2.0	2.5	3	3.5	4.0	4.5
E_{ECS}	0.39	0.471	0.492	0.506	0.517	0.528	0.539	0.550	0.564	0.585
V(ml)	5.0	5.5	6.0	6.5	7.0	7.5	8.0	8.5	9.0	9.5
E_{ECS}	0.868	1.017	1.022	1.026	1.029	1.031	1.033	1.035	1.037	1.038

1. Dibujar el montaje experimental poniendo el nombre de los electrodos a utilizar.
2. Indicar la forma de calibrar el equipo.
3. En un papel milimétrico trazar la curva de valoración referida al EEH.
4. Explicar el procedimiento para determinar el volumen de punto de

equivalencia por el método de las tangentes y señalelo con rojo en la curva de valoración.

5. Escribir la reacción de valoración balanceada (utilizar el método del ion-electrón).

6. Determinar los mg de FeSO_4 en el sólido analizado.

7. Determine el porcentaje en peso de FeSO_4 en el sólido analizado.

8. Sobre la curva experimental señalar dónde se localizan los valores de los potenciales normales de los pares redox involucrados.

9. Escribir los valores de los experimentales de los potenciales normales de los pares redox y referidos al electrodo estándar de hidrógeno.

10. Determinar el valor de la constante de reacción experimental.

Datos: MM FeSO_4 151.90 g/mol.

Considerar que el FeSO_4 y el TlCl_3 son electrolitos fuertes en solución ácida.

Los pares redox a considerar son: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ y $\text{Tl}^{3+}/\text{Tl}^+$.

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- [1] Day, R. A. *Química analítica cuantitativa* Ed. Prentice Hall, México 1989, 5ta edición.
- [2] Harris Daniel C. *Análisis químico cuantitativo*. Ed. Reverté. México, 1999, 2da edición.
- [3] Skoog, West. *Fundamentos de química analítica*. Ed. Thomson, México 2005, 8va edición.

Preparación de soluciones

Objetivos

1. Definir la molaridad y calcular la molaridad de un soluto sólido en solución.
2. Determinar la cantidad necesaria de un soluto sólido para preparar una solución de molaridad específica.
3. Calcular la molaridad de un reactivo analítico líquido concentrado.
4. Describir las etapas involucradas en la dilución de una solución de concentración conocida y calcular la concentración de la solución diluida.

La concentración de una solución está definida como la cantidad de soluto en una cantidad dada de solvente, o en una cantidad total de la solución. La molaridad es una de las unidades de concentración más comunes en el laboratorio y está definida como el número de moles de soluto por litro de solución.

$$\text{molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

La masa (en gramos) necesaria, de un reactivo analítico sólido, para preparar un volumen (en mililitros) de solución de molaridad C(M) es:

$$mRA = \frac{C(M) V (MM)}{10 \times \%P}$$

En donde %P es la pureza (en masa) del reactivo analítico y MM la masa molar del reactivo analítico.

Para preparar una solución acuosa a partir de un soluto sólido se siguen las siguientes etapas:

a) Primero, en un vaso de precipitados se pesa el soluto en forma precisa en una balanza; dependiendo de la magnitud del peso, la balanza puede ser granataria o analítica.

b) El sólido se disuelve con agua destilada mediante una agitación.

c) La solución se transfiere a un matraz volumétrico y, finalmente, se agrega agua destilada hasta la marca de aforo, se coloca el tapón del matraz y se mezcla la solución final.

También se pueden preparar soluciones (de una concentración específica) a partir de soluciones concentradas de reactivos analíticos líquidos (ácidos y amoníaco) por medio de una dilución. La concentración en molaridad, $C_{(M)}$, de un reactivo analítico líquido de cierto porcentaje de pureza (en masa) % P y densidad, d (g/mL) es:

$$C(M) = 10 \frac{dx\%P}{(MM)}$$

En donde MM es la masa molar del reactivo (g/mol).

La dilución de una solución es un método sistemático para reducir la concentración de la solución mediante la adición de solvente. Hay que hacer notar que la cantidad de soluto no cambia, sólo cambia la cantidad de solvente. Esto significa:

Moles de soluto antes de la dilución = Moles de soluto después de la dilución.

En términos de la molaridad y el volumen de la solución que se desea diluir y, así como de la molaridad y volumen de la solución diluida, la expresión anterior puede escribirse de la siguiente manera:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

Las cantidades iniciales de molaridad y volumen corresponden a la solución concentrada. La molaridad y volumen finales corresponden al sistema diluido. El volumen inicial de la solución concentrada (V_i) es diluido a un volumen final (V_f) para producir la solución diluida con la concentración, en molaridad deseada (M_f):

$$V_i = \left(\frac{M_f}{M_i} \right) V_F$$

Ejercicio 1. Preparación de soluciones (acuosas) a partir de un soluto sólido.

La solubilidad en agua del clorato de potasio a 25 °C es de 11 gramos en 100 mL de solución. La etiqueta del reactivo analítico sólido KClO_3 indica que contiene 95.0 % en masa de KClO_3 y una masa molar de 118.9 g/mol.

A) Se desean preparar 500 mL de una solución acuosa (a 25 °C) de clorato de potasio 2 M. Explique si es posible preparar la solución, de ser posible, calcule los gramos del reactivo analítico necesarios para prepararla.

B) En un matraz volumétrico de 50 mL se colocan 5.0 g del reactivo analítico y se disuelven en agua destilada, agregándose el solvente hasta la marca de aforo del matraz. Calcule la molaridad de la solución de clorato de potasio.

C) 25 mL de la solución saturada de clorato de potasio se diluyen 1:4. Calcule la molaridad de la solución diluida, el volumen que se puede preparar de la solución diluida y calcule los gramos necesarios del reactivo analítico para preparar directamente la solución.

Respuestas del Ejercicio 1

A) Como la solubilidad del clorato de potasio en unidades de molaridad es:

$$s_{(M)} = 10 \times \frac{\text{masa soluble}}{\text{MM}} = 10 \times \frac{11}{118.9} = 0.925 \text{ M}$$

Entonces, no es posible preparar una disolución acuosa de clorato de potasio 2 M.

B) La molaridad se puede calcular a partir de la siguiente relación:

$$C_{(M)} = \frac{m_{RA} \times 10 \times \%P}{V \times \text{mm}} = \frac{5.0 \times 10 \times 95}{50 \times 118.9} = 0.799 \text{ M}$$

C) La molaridad de la solución diluida se puede calcular a partir de la siguiente expresión:

$$C_{dil} = f_d \times C_{conc} = \frac{1}{4} (0.925) = 0.231 \text{ M}$$

El factor de dilución está definido como:

$$\frac{V_{a \text{ diluir}}}{V_{aforo}}$$

Así que el volumen que se puede preparar de la solución diluida es:

$$V_{final} = \frac{V_{alic}}{f_d} = \frac{25}{1/4} = 100 \text{ mL}$$

Ejercicio 2. Preparación de soluciones (acuosas) a partir de un reactivo analítico líquido.

La etiqueta de una botella de ácido nítrico concentrado, HNO_3 (ac), indica que contiene 71.2 % en masa de HNO_3 , que su densidad es 1.420 g/mL y que la masa molar es 63.02 g/mol.

A) Calcule la molaridad del ácido nítrico concentrado.

B) Si se miden (con una pipeta volumétrica) 25 mL de la solución concentrada y se afora a un litro con agua destilada, ¿cuántas moles se encuentran involucradas antes y después de diluir? ¿cuál es la molaridad del ácido nítrico en la solución diluida?

C) 50 mL de la solución concentrada de HNO_3 sufren una dilución 1:10 y posteriormente sufren una dilución 1:20. ¿Cuál es la molaridad de la solución final? ¿Cuántos litros se prepararon de la solución final?

Respuestas del Ejercicio 2:

$$\text{A) } C_{(M)} = 10 \times \frac{\rho \times \%P}{MM} = 10 \times \frac{1.420 \times 71.2}{63.02} = 16.04 \text{ M}$$

$$\text{B) } C_1 V_1 = 16.04 \times 0.025 = 0.401 \text{ mol}$$

$$\text{C) } C_{\text{conc}} \times f_{d1} \times f_{d2} = C_{\text{diluida}} = 16.04 \times \frac{1}{10} \times \frac{1}{20} = 0.0802 \text{ M}$$

$$V_{\text{sol final}} = V_{\text{inicial}} \times \frac{1}{f_{d1}} \times \frac{1}{f_{d2}} = 50 \cdot 10 \cdot 20 = 10000 \text{ mL o } 10 \text{ litros}$$

Fundamentos de la medición del pH

Los métodos potenciométricos de análisis se basan en la medida del potencial de celdas electroquímicas sin paso de corriente apreciable, además, como se sabe que los potenciales de las celdas galvánicas dependen de las actividades (concentraciones) de las especies que se encuentran en solución son de mucha importancia en Química Analítica.

En muchos casos se puede idear una celda cuyo potencial dependa de la actividad de una sola especie química en solución, el electrodo de la celda cuyo potencial depende de la actividad del ion que se va a determinar, se le llama "electrodo indicador". El otro electrodo de la celda, denominado "electrodo de referencia", corresponde en el montaje al que tiene un potencial constante.

El método más apropiado para determinar el pH ha sido la medida del potencial que se genera a través de una fina membrana de vidrio, la cual separa dos soluciones con concentraciones distintas de iones hidrógeno.

El electrodo de vidrio es el ejemplo más conocido de un electrodo de membrana. Éste consiste en un bulbo de vidrio que contiene un electrodo de referencia interno, casi siempre es de plata/cloruro de plata. La actividad del ion hidrógeno dentro del bulbo es constante. El bulbo se sumerge en la solución a la que se le va a determinar el pH y se provoca un contacto electrolítico entre la solución y el electrodo de referencia externo.

Cuando dos soluciones de pH diferente están separadas por una membrana de vidrio, se establece entre ellas una diferencia de potencial. Si se mantiene constante el pH de la disolución situada en el lado interior de la membrana, el pH de la disolución que se está analizando, situada en el lado exterior, puede obtenerse midiendo la f.e.m. de la celda formada por el electrodo de vidrio y uno de referencia (Calomel o plata/cloruro de plata). El dispositivo experimental se encuentra en la figura 1, y la celda puede representarse de la siguiente manera:

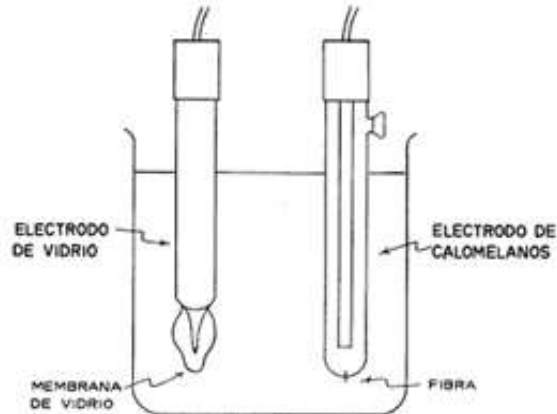
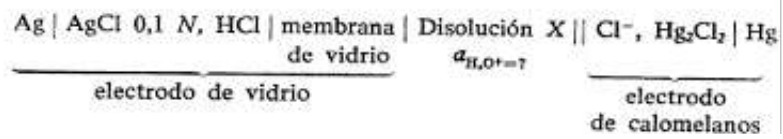


Figura 1. Sistema típico de electrodos para la medida de pH.

En la figura 2, se muestra un electrodo de vidrio combinado, en este caso, el electrodo de vidrio y su electrodo de referencia interno se colocan en el centro de otro tubo. Alrededor del electrodo de vidrio se encuentra el electrodo de referencia externo, que es habitualmente de Ag/AgCl. Con esta variante se tiene un dispositivo más cómodo y sencillo de manipular.

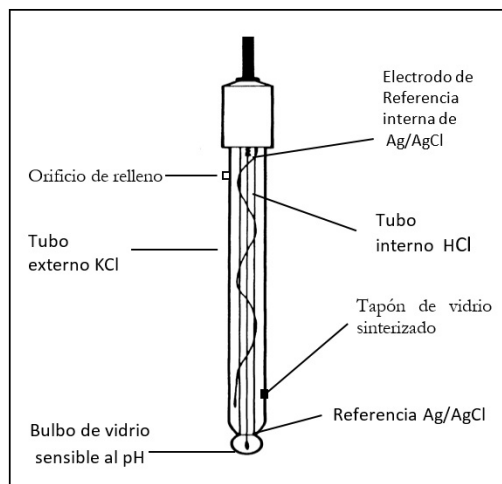


Figura 2. Electrodo combinado

La base del funcionamiento del electrodo de vidrio es la propia membrana. Se han investigado ampliamente los efectos de la composición del vidrio en la sensibilidad de las membranas a los protones y otros cationes, y en la actualidad se utilizan diferentes fórmulas para la fabricación de los electrodos. El vidrio Corning 015, muy utilizado en las membranas, se compone aproximadamente de un 22 % de Na_2O , 6 % de CaO y un 72,2 % de SiO_2 . Es una membrana con una excelente especificidad para los iones hidrógeno hasta un pH cercano a 10. Sin embargo, a valores más altos de pH, el vidrio presenta cierta sensibilidad al sodio y a otros cationes. En la actualidad se usan otras formulaciones en las que los iones sodio y calcio se sustituyen en distintos grados por bario y litio.

La membrana de vidrio actúa como un electrodo indicador del pH, a consecuencia del intercambio iónico existente entre los iones hidrógeno de la disolución y los cationes de vidrio, y de la transferencia de protones a través de la estructura de vidrio.

Como se muestra en la figura 3, el vidrio de silicato (utilizado en las membranas) consiste de una red tridimensional infinita de grupos, en la cual cada átomo de silicio se enlaza con cuatro átomos de oxígeno, mientras que cada oxígeno es compartido por dos de silicio. En los intersticios del interior de esta estructura, existen suficientes cationes para equilibrar la carga negativa de los grupos silicato. Los cationes monovalentes, como el sodio y el litio, tienen movilidad en la red y de ellos depende la conducción eléctrica a través de la membrana.

Estructura del vidrio empleado para los electrodos de vidrios. (Según G. E. Perley).



Figura 3. AnalChem. (21, 394, 1949)

Problema resuelto de soluciones amortiguadoras de pH

Se requiere preparar un litro de una solución amortiguadora de $\text{pH} = 4.76$, de tal forma que la concentración total de acetato (ácido acético + acetato de sodio) sea 0.1 M . Efectuar los cálculos necesarios para preparar la solución, si se disponen en un laboratorio de los siguientes reactivos analíticos. Señalar, además, el procedimiento experimental, a seguir en el laboratorio, para la preparación de la solución.

	Reactivos líquidos		Reactivos sólidos
	<i>HCl</i>	<i>CH₃COOH</i>	<i>NaOH</i>
Pureza (% p/p)	33.0 %	98.0 %	99.0 %
PM (g/mol)	36.45	60.05	40.00
r (g/mL)	1.162	1.054	

DATOS. El HCl es un ácido fuerte. El hidróxido de sodio se comporta como un electrolito fuerte en agua. $\text{pK}_W = 14.0$. El ácido acético (CH_3COOH) y el ion acetato (CH_3COO^-) forman un par conjugado ácido-base: $\text{pK}_a = 4.76$.

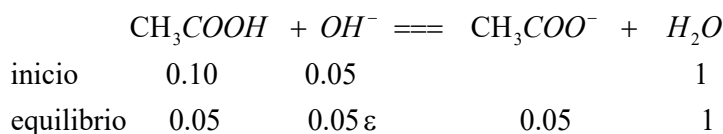
Resolución

Para preparar la solución amortiguadora de $\text{pH} = 4.76$, se necesita, en primer lugar, que la concentración de equilibrio del par conjugado $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ sea la misma; esto implica que:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.05 \text{ M}$$

Sin embargo, debido a que el ion acetato no se encuentra entre los reactivos del laboratorio, éste se generará por medio de la reacción entre el ácido acético y el hidróxido de sodio.

La concentración de equilibrio del ion acetato en la solución (0.05 M), permite establecer las concentraciones originales (antes de que ocurra la reacción) de ácido acético e hidróxido de sodio, de la siguiente manera:



Las expresiones de las concentraciones de equilibrio que se muestran en la tabla son válidas siempre y cuando la reacción ocurra en forma cuantitativa, es decir, completamente.

La solución de ácido acético se preparará a partir de una dilución del reactivo analítico líquido, el cual tiene una concentración igual a:

$$C_{(M)} = 10 \left(\frac{d \times \%P}{\text{mm}} \right) = 10 \left(\frac{1.054 \times 98}{60.05} \right) = 17.20 \text{ M}$$

Por lo tanto, el volumen necesario de ácido acético (reactivo analítico) que se requiere para preparar la solución amortiguadora es:

$$V_{\text{HAc}} = \frac{0.10 \times 1000}{17.20} = 5.81 \text{ mL}$$

Por otra parte, la masa de hidróxido de sodio que se debe pesar para preparar la solución amortiguadora, puede obtenerse de la siguiente forma:

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{C_{(M)} V \text{ mm}}{10 \times \%P} = \frac{0.05 \times 1000 \times 40.00}{10 \times 99} = 2.0202 \text{ g}$$

Con los resultados anteriores, se puede establecer el siguiente procedimiento para preparar la solución amortiguadora de pH=4.76:

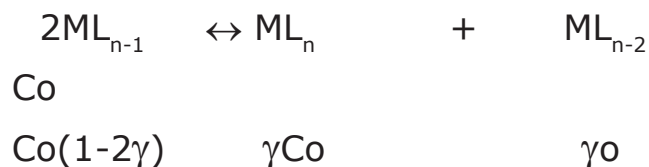
“Se pesa, en la balanza analítica, una masa de 2.0202 g de hidróxido de sodio. El sólido se transfiere a un matraz volumétrico de 1000 mL y ahí se mezcla con 5.8 mL de la solución concentrada de ácido acético. Se agrega agua destilada hasta completar un volumen aproximado de las tres cuartas partes del matraz y se agita (la mezcla) hasta lograr la disolución completa del sólido. Después, se mide el pH de la solución y en el caso de que el valor no sea exactamente 4.76 se ajusta a este

valor, agregando porciones pequeñas de una solución de HCl o de NaOH según sea el caso". Una vez ajustado el pH se agrega agua destilada hasta la marca de aforo del matraz y se agita lo suficiente para obtener una mezcla homogénea.

ANEXO 4

Estabilidad de anfolitos de complejos

Para calcular la estabilidad de un anfolito en solución se calcula el valor de γ o K_D considerando el siguiente estado de equilibrio y la constante de dismutación.



<i>Intervalo de valores de 2γ</i>	<i>% 2γ (porcentaje de dismutación)</i>	<i>K_D</i>	<i>Estabilidad</i>
$2\gamma \leq 0.03$	$\%2\gamma \leq 3\%$	$K_D \leq 10^{-3.62}$	Estable
$0.03 < 2\gamma < 0.097$	$3\% < \%2\gamma < 97\%$	$10^{-3.62} < K_D < 10^{2.42}$	Semiestable
$2\gamma \geq 0.97$	$\%2\gamma \geq 97\%$	$K_D \geq 10^{2.42}$	Inestable

Con el valor del porcentaje de dismutación se puede saber el porcentaje que el anfolito dismuta en solución y el valor de las concentraciones de equilibrio de todas las especies en solución.

Constantes de disociación de ácidos monopróticos (Ka's)

Nombre del ácido	Estructura	Ka
Ácido acético	CH ₃ COOH	1.75 x 10 ⁻⁵
Aminobenceno	C ₆ H ₅ NH ₃ ⁺	2.51 x 10 ⁻⁵
2-aminoetanol	HOCH ₂ CH ₂ NH ₃ ⁺	3.18 x 10 ⁻¹⁰
Amonio	NH ₄ ⁺	5.70 x 10 ⁻¹⁰
Ácido benzoico	C ₆ H ₅ COOH	6.28 x 10 ⁻⁵
Ácido bórico	H ₃ BO ₃ = HBO ₂	5.81 x 10 ⁻¹⁰
Ácido cloroacético	ClCH ₂ COOH	1.36 x 10 ⁻³
Ácido cloroso	HClO ₂	1.12 x 10 ⁻²
Ácido fórmico	HCOOH	1.80 x 10 ⁻⁴
Cianuro de hidrógeno	HCN	6.2 x 10 ⁻¹⁰
Fluoruro de hidrógeno	HF	6.50 x 10 ⁻⁴
Peróxido de hidrógeno	H ₂ O ₂	2.20 x 10 ⁻¹²
Hidroxilamonio	HONH ₃ ⁺	1.10 x 10 ⁻¹⁰
Ácido hipobromoso	HBrO	2.30 x 10 ⁻⁹
Ácido hipocloroso	HClO	3.00 x 10 ⁻⁸
Ácido nitroso	HNO ₂	7.10 x 10 ⁻⁴
Ácido oxoacético	HCOCOOH	3.50 x 10 ⁻⁴
Fenol	C ₆ H ₅ OH	1.05 x 10 ⁻¹⁰
Ácido propanoico	CH ₃ CH ₂ COOH	1.34 x 10 ⁻⁵

Constantes de acidez de ácidos polipróticos (pKa's)

Nombre	Estructura	pKa's
Ácido etilendiamintetraacético	$(\text{CH}_2\text{COOH})_2\text{NHCH}_2\text{CH}_2\text{NH}(\text{CH}_2\text{COOH})_2$	0.0; 1.5; 2.0; 2.66; 6.16; 10.24
Ácido propanodioico (malónico)	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	2.847 ; 5.696
Ácido carbónico	H_2CO_3	6.352 ; 10.329
Ácido maleico	Cis- $\text{HOOCCH}:\text{CHCOOH}$	1.910 ; 6.332
Ácido oxálico	HOCCOOH	1.252 ; 4.266
Ácido oftálico	$\text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2$	2.95 ; 5.408
Ácido salicílico	$\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{COOH}$	2.97 ; 13.74
Ácido fosfórico	H_3PO_4	2.148 ; 7.199 ; 12.35

Indicadores químicos ácido-base

Nombre químico	Nombre común	Intervalo de pH	Forma ácida	Forma básica	Solución stock
Timolsulfonftaleína	Azul de timol	1.2-2.8	rojo	amarilla	0.04 % ac.
Tetrabromofenolsulfonftaleína	Azul de bromofenol	3.0-4.6	amarillo	azul	0.04 %
p-sulfonato de dimetilaminazobenceno	Anaranjado de metilo	3.1-4.4	rojo	naranja	0.1 % ac.
Tetrabromo m-cresolsulfonftaleína	Verde de bromocresol	3.8-5.4	amarillo	azul	0.1 % ac.
Ácido dimetilamino-azobenceno-carboxílico	Rojo de metilo	4.2-6.3	rojo	amarillo	0.1 % alcohol
Dibromo o-cresolsulfonftaleína	Púrpura de bromocresol	5.2-6.8	amarilla	púrpura	0.04 % ac.
Dibromotimolsulfonftaleína	Azul de oromotimol	6.2-7.6	amarillo	azul	0.05 % ac.
Fenolsulfonftaleína	Rojo de fenol	6.8-8.4	amarillo	rojo	0.05 % ac.
Timolsulfonftaleína	Azul de timol	8-9.6.0	amarillo	azul	0.04 % ac.
Ftalato de di-p-dioxidifenilo	Fenolftaleína	8.3-10	inoloro	rosa	0.05 % alcohol
Ditimolftalato	Timolftaleína	9.3-10	inolora	azul	0.04 % alcohol

Constantes de parciales formación de iones complejos

Ligando	Cación	Logaritmo de la constante de equilibrio			
		K_1	K_2	K_3	K_4
AEDT o EDTA	Ag ⁺	7.32			
	Al ³⁺	16.13			
	Ba ²⁺	7.76			
	Ca ²⁺	10.70			
	Cd ²⁺	16.46			
	Co ²⁺	16.31			
	Cu ²⁺	18.80			
	Fe ²⁺	14.33			
	Fe ³⁺	25.1			
	Mg ²⁺	8.69			
	Mn ²⁺	13.79			
	Ni ²⁺	18.62			
	Pb ²⁺	18.04			
	Zn ²⁺	16.26			
Etilendiamina	Cu ²⁺	10.66	9.33		
	Ni ²⁺	7.52	6.32	4.49	
	Zn ²⁺	5.77	5.06	3.28	
Amoniacco	Ag ⁺	3.37	3.78		
	Cd ²⁺	2.74	2.21	1.37	1.13
	Cu ²⁺	4.27	3.55	2.90	2.18
	Ni ²⁺	2.36	1.90	1.55	1.23
	Zn ²⁺	2.37	2.44	2.50	2.15
Cianuro	Cd ²⁺	5.48	5.14	4.56	3.58
	Hg ²⁺	18.00	16.70	3.83	2.98
Tiocianato	Ag ⁺	4.59	3.70	1.77	1.20
	Fe ³⁺	2.01			
	Ni ²⁺	1.18	0.46	0.17	
	Cu ²⁺	1.7			

Constantes de producto de solubilidad

Compuesto	Fórmula	Constante de producto de solubilidad Kps
Bromuro de plata	AgBr	5×10^{-13}
Carbonato de plata	Ag_2CO_3	8.1×10^{-12}
Carbonato de calcio	CaCO_3	4.5×10^{-9}
Cloruro de plata	AgCl	1.7×10^{-10}
Cloruro de plomo	PbCl_2	1.75×10^{-5}
Cromato de plata	Ag_2CrO_4	1.3×10^{-12}
Hidróxido de plata	AgOH	6.8×10^{-9}
Hidróxido de calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	6.5×10^{-6}
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	7.1×10^{-12}
Oxalato de calcio	CaC_2O_4	1.3×10^{-8}
Oxalato de bario	BaC_2O_4	1.0×10^{-6}
Sulfato de bario	BaSO_4	9.1×10^{-11}
Sulfato de calcio	CaSO_4	2.4×10^{-5}
Sulfato estroncio	SrSO_4	3.2×10^{-7}
Sulfuro de plata	Ag_2S	8×10^{-51}
Sulfuro de cadmio	CdS	1×10^{-27}
Yodato de estroncio	$\text{Sr}(\text{IO}_3)_2$	3.3×10^{-7}
Yodato de plomo	$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	2.5×10^{-13}
Yoduro de plata	AgI	8.3×10^{-17}
Yoduro de plomo	PbI_2	7.9×10^{-9}
Yoduro de cobre(I)	CuI	1×10^{-12}
Yoduro de mercurio (II)	HgI_2	pKs = 27.95

Valores de potenciales estándares de reducción

Par conjugado redox	E° (V)
$\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ (en H_2SO_4)	1.44
$\text{CO}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0.49
$\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-$	1.36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ (en H_2SO_4)	1.33
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^\circ$	0.34
$\text{H}^+/\text{H}_2(\text{g})$	0.000
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ (en H_2SO_4)	0.77
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1.51
$\text{NO}_3^-/\text{NO}_2(\text{g})$	0.79
$\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}$	1.23
$\text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ$	0.80
$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	0.15
$\text{VO}_2^+/\text{VO}^{2+}$	1.00
$\text{VO}^{2+}/\text{V}^{3+}$	0.36
$\text{V}^{3+}/\text{V}^{2+}$	-0.255
$\text{V}^{2+}/\text{V}(\text{s})$	-1.125
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^\circ$	-0.762
$\text{AgCl}/\text{Ag}^\circ$	0.220
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{Hg}(\text{l})$	0.280
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{Hg}(\text{l})$ saturado Electrodo de calomel-	0.242
$\text{AgCl}/\text{Ag}^\circ$ saturado Electrodo de plata	0.197

Balanceo de ecuaciones de óxido-reducción, por el método de ión electrón (en medio ácido)

Por pasos:

1) Separar la reacción en dos semirreacciones (para cada par redox involucrado).

2) Balancear cada semirreacción:

a) En materia:

- Balancear primero el elemento que cambia de estado de oxidación, utilizando coeficientes.
- Donde hace falta oxígeno (O), el ajuste se realiza agregando el número adecuado de H_2O (con el coeficiente que se requiera).
- Donde hace falta hidrógeno (H), el ajuste se hace agregando el número que se requiera de H^+ .

b) En carga:

- Sumar la cantidad que sea necesaria de electrones para que cada semirreacción quede ajustada en carga.

3) Una vez que ambas semirreacciones están ajustadas correctamente en materia y en carga:

a) Multiplicar una o ambas semirreacciones por un coeficiente que haga que el número de electrones intercambiados sea el mismo.

b) Sumar las semirreacciones que involucran el paso anterior, en donde se establece la reacción completa deseada balanceada y donde ya no aparecen los electrones (se eliminan).

Exponenciales, logaritmos y ecuación cuadrática en Química Analítica

Los conceptos sobre exponenciales, logaritmos y ecuación cuadrática, son muy importantes en los cálculos relacionados con equilibrio químico, por lo que en el presente anexo se revisarán algunos conocimientos básicos relacionados con éstos.

Se define el logaritmo de base 10 de un número, como el exponente al que debe elevarse 10 para obtener ese número. Si "a" es el logaritmo en base 10 de n ($a = \log n$), entonces $n = 10^a$. La operación inversa al logaritmo, dado el número, es el antilogaritmo. Si se conoce $a = \log n$ y se desea hallar n, se calcula el antilogaritmo o se eleva 10 a la potencia a: $10^a = 10^{\log n} = n = \text{antiloga}$.

Por lo tanto, si se quiere expresar un número decimal en potencia de 10, se obtiene el logaritmo de ese número que será el exponente de 10.

Propiedades generales de los logaritmos:

- a) *El logaritmo de la unidad es cero $\log 1 = 0$*
- b) *En todo sistema de logaritmos, el logaritmo de la base es la unidad $\log 10 = 1$*
- c) *Los números negativos no tienen logaritmo*
- d) *Los números mayores que 1 tienen logaritmos positivos*
- e) *Los números mayores que cero pero menores que 1, tienen logaritmos negativos*

Exponentes fraccionarios y raíces.

Los exponentes fraccionarios indican la operación de extraer una raíz a la base. En forma general:

$$A^{c/b} = (A^c)^{1/b} = {}_b\sqrt{A^c}$$

Leyes generales de los logaritmos y exponenciales

$$a) \log(ab) = \log a + \log b$$

$$b) \log(a/b) = \log a - \log b$$

$$c) \log(a^b) = b \log a.$$

$$d) \log 10^a = a$$

$$e) (a^b)(a^c) = a^{(b+c)}$$

$$f) (a^b) / (a^c) = a^{(b-c)}$$

Ecuación cuadrática. Una ecuación cuadrática completa tiene la siguiente forma:

$$\mathbf{ax^2 + bx + c =}$$

Donde a, b y c son constantes y pueden ser números positivos o negativos, y la solución para calcular x es:

$$\mathbf{x = [-b \pm \sqrt{(b^2 - 4ac)}] / 2a}$$

Los profesionales del área Química deben tener plena conciencia del riesgo de sus actividades y de las consecuencias de las mismas. Es por ello que la industria se enfrenta a normas ambientales cada vez más exigentes, por lo que es necesario que todos sus profesionales conozcan la manera de prevenir, reducir y tratar los desechos o residuos que sus actividades produzcan.

El manejo apropiado de los residuos químicos no sólo es un problema que debe enfrentar la Química a escala industrial, sino también a escala del laboratorio. Por tal motivo, se pretende que en este laboratorio el estudiante conozca los principios básicos sobre el manejo, prevención, reducción y tratamiento de los residuos químicos producidos.

Lo anterior se logrará adquiriendo el criterio y los conocimientos necesarios para el manejo racional de los reactivos (disminución de reactivos en cada experiencia: Microanálisis) y, una vez que se han generado los residuos aprender a manipularlos, lo que implica clasificarlos, reunirlos y si es posible tratarlos, esto es, si fuesen peligrosos deberían ser transformados en especies inocuas o, especies cuyo impacto nocivo al ambiente sea bajo.

Factores importantes a considerar para el tratamiento y eliminación de los residuos de laboratorio

Los residuos generados en el laboratorio pueden tener características muy diferentes y producirse en cantidades variables, las prácticas propuestas en este manual consideran cantidades pequeñas para evitar al máximo la contaminación; sin embargo, no debemos dejar de citar los siguientes factores que son importantes en la eliminación de residuos:

1. Volumen pequeño de residuos generados
2. Indicar fecha de generación
3. Facilidad de neutralización

4. Posibilidad de recuperación, reciclado o reutilización

5. Conocer la toxicidad

Podemos citar algunos métodos sencillos y generales en el tratamiento de algunos residuos:

Ácidos y Bases. Cuando los residuos correspondan a ácidos o bases, se deben de neutralizar con hidróxido de sodio o ácido clorhídrico hasta alcanzar en la disolución un pH entre 5 y 7, posteriormente la solución resultante debe diluirse y verterse al desagüe (manteniendo el grifo del agua abierto).

Oxidantes. Si es posible tratar con un reductor y además neutralizar.

Reductores. Medir el pH, si es ácido añadir Na_2CO_3 , agua y recolectar

Las sustancias tóxicas y sustancias con probable recuperación generadas en este laboratorio se verterán en recipientes debidamente etiquetados. El asesor les indicará la ubicación de estos recipientes dentro del laboratorio. El alumno no debe verter nada a las tarjas sin la debida autorización del profesor.

Hojas de seguridad de los reactivos más utilizados

ÁCIDO-BASE

Ácido acético o etanoico

Fórmula CH_3COOH

Características	Líquido	
Riesgos	Es una sustancia combustible e irritante al ser inhalada y tóxica al ser ingerida en estado puro.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Mantener a la persona abrigada y en reposo. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con abundante agua, mínimo durante 15 minutos; si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Contacto con piel</i>	Retirar la ropa y calzado contaminados. Lavar la zona afectada con abundante agua mínimo durante 15 minutos. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Ingestión</i>	Lavar la boca con agua. Si está consciente, suministrar abundante agua. No inducir el vómito. Mantener a la víctima abrigada y en reposo. Buscar atención médica inmediatamente.
Fugas y derrames	Evacuar el área. Ventilar, absorber con material inerte como arena o tierra, lavar con abundante agua y neutralizar con NaOH.	
Desechos	Neutralizar con sosa diluida y verter a la tarja.	

Acetato de sodio**Fórmula: NaCH_3COO**

Características	Sólido	
Riesgos	Es una sustancia con ligero riesgo a la salud si se tiene contacto externo con ella.	
Primeros auxilios	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con abundante agua, mínimo durante 15 minutos; si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Contacto con piel</i>	Retirar la ropa y calzado contaminados. Lavar la zona afectada con abundante agua mínimo durante 15 minutos. Buscar atención médica inmediatamente.
Fugas y derrames	Barrer la sustancia derramada e introducirla en un recipiente, recoger cuidadosamente el residuo y trasladarlo a un lugar seguro.	
Desechos	La sustancia se neutraliza con ácido clorhídrico produciendo ácido acético y eliminar como se indica en los desechos de ácido acético.	

Ácido clorhídrico

Fórmula: HCl

Características	Líquido incoloro o ligeramente amarillo.	
Riesgos	Es una sustancia corrosiva e higroscópica, puede ocasionar severa irritación al tracto respiratorio o digestivo, con posibles quemaduras, puede ser fatal si se ingiere.	
Primeros auxilios	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con abundante agua, mínimo durante 15 minutos. Levantar y separar los párpados para asegurar la remoción del químico. Si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica.
	<i>Contacto con piel</i>	Retirar la ropa y calzado contaminados. Lavar la zona afectada con solución diluida de bicarbonato de sodio y abundante agua mínimo durante 15 minutos. Buscar atención médica inmediatamente.
Fugas y derrames	Evacuar o aislar el área de peligro. Restringir el acceso a personas innecesarias y sin debida protección. Ubicarse a favor del viento. Usar equipo de protección personal. Ventile el área. No tocar el líquido, ni permita el contacto directo con el vapor. Eliminar toda fuente de calor. Evitar que la sustancia caiga en alcantarillas, zonas bajas y confinadas, para ello construya diques con arena, tierra u otro material inerte. Dispensar los vapores con agua en forma de rocío. Mezclar con sosa o cal para neutralizar. Recoger y depositar en contenedores herméticos para su disposición. Lavar la zona con abundante agua.	
Desechos	Debe tenerse presente la legislación ambiental local vigente relacionada con la disposición de residuos para su adecuada eliminación. Considerar el uso del ácido diluido para neutralizar residuos alcalinos. Adicionar cuidadosamente ceniza de sosa o cal, los productos de la reacción se pueden conducir a un lugar seguro, donde no tenga contacto al ser humano, la disposición en tierra es aceptable.	

Cloruro de amonio**Fórmula: NH_4Cl**

Apariencia	Sólido granular, blanquecino.	
Riesgos	Nocivo si se ingiere. Puede causar irritación. Evite respirar los vapores o polvos. Usar con ventilación adecuada. Evite el contacto con ojos, piel y ropa. Lavar a fondo después de manipular. Mantenga el recipiente cerrado.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Trasladar al aire libre. Si no respira, dar respiración artificial. Si la respiración es difícil, dar oxígeno. Buscar ayuda médica.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con abundante agua durante por lo menos 15 minutos, levantando los párpados ocasionalmente.
	<i>Contacto con piel</i>	Quítese la ropa contaminada. Lave el área expuesta con agua y jabón. Si los síntomas persisten, busque atención médica.
	<i>Ingestión</i>	En caso de ingestión, induzca el vómito inmediatamente, después de dar dos vasos de agua. No dar nada por boca a una persona inconsciente.
Fugas y derrames	Evacuar el área. Ventilar, absorber con material inerte como arena o tierra, lavar con abundante agua y neutralizar con NaOH.	
Desechos	Neutralizar con sosa diluida y verter a la tarja.	

Ácido monocloroacético**Fórmula: ClCH_2COOH**

Apariencia	Cristales higroscópicos incoloros, de olor acre.	
Riesgos	Corrosivo y tóxico. ¡PUEDE ABSORBERSE! Enrojecimiento. Dolor. Quemaduras cutáneas. Combustible, en caso de incendio se desprenden humos (o gases) tóxicos e irritantes.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Aire limpio, reposo. Posición de semiincorporado. Respiración artificial si estuviera indicada. Proporcionar asistencia.
	<i>Contacto con ojos</i>	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto si puede hacerse con facilidad), después proporcionar asistencia.
	<i>Contacto con piel</i>	Quítese la ropa contaminada. Lave el área expuesta con agua. Si los síntomas persisten, busque atención médica.
	<i>Ingestión</i>	En caso de ingestión enjuagar con agua y no provocar el vómito.
Fugas y derrames	Barrer la sustancia derramada e introducirla en un recipiente; si fuera necesario, humedecer el polvo para evitar su dispersión. Recoger cuidadosamente el residuo, trasladarlo a continuación a un lugar seguro.	
Manejo de residuos	Etiquetar y almacenar.	

Ácido fórmico

Fórmula: HCOOH

Apariencia	Líquido incoloro de olor picante.	
Riesgos	Provoca quemaduras graves.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Tomar aire fresco. Avisar al médico.
	<i>Contacto con ojos</i>	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos con los párpados bien abiertos.
	<i>Contacto con piel</i>	Enjuagar con abundante agua. Deshacerse rápidamente de la ropa contaminada.
	<i>Ingestión</i>	Beber abundante agua. Evitar vómitos, ya que puede haber peligro de perforación. Llamarse enseguida al médico. No intentar realizar medidas de neutralización.
Fugas y derrames	No inhalar los vapores. Procurar no entrar en contacto con la sustancia. Ventilar bien los lugares cerrados. <i>Precauciones para la protección del medio ambiente.</i> Procedimientos de limpieza: recoger con materiales absorbentes. Eliminar los residuos. Enjuagar.	
Desechos	Neutralizar con solución diluida de sosa cáustica (solución de sodio hidróxido) o bicarbonato sódico. No verter por el sumidero. Muy tóxico para organismos acuáticos. Incluso en forma diluida, el compuesto forma mezclas tóxicas con el agua. Nocivo para peces y plancton. Etiquetar y almacenar.	

Hidróxido de sodio**Fórmula: NaOH**

Apariencia	Cristales higroscópicos incoloros.	
Riesgos	Corrosivo y tóxico. Enrojecimiento. Dolor. Quemaduras cutáneas.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Trasladar al aire fresco. Si no respira administrar respiración artificial. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Mantener a la persona abrigada y en reposo.
	<i>Contacto con ojos</i>	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto si puede hacerse con facilidad), después proporcionar asistencia
	<i>Contacto con piel</i>	Quítese la ropa contaminada. Lave el área expuesta con agua. Si los síntomas persisten, busque atención médica.
	<i>Ingestión</i>	En caso de ingestión enjuagar con agua y no provocar el vómito.
Fugas y derrames	Evacuar o aislar el área de peligro. Restringir el acceso a personas innecesarias y sin la debida protección. Ubicarse a favor del viento. Usar equipo de protección personal. Ventilar el área. No permitir que caiga en fuentes de agua y alcantarillas. Los residuos deben recogerse con medios mecánicos no metálicos y colocados en contenedores apropiados para su posterior disposición.	
Manejo de residuos	Neutralizar a pH 5-10, desechar en la tarja.	

Carbonato de sodio**Fórmula: Na_2CO_3**

Apariencia	Sólido, Polvo Blanco-gris, Higroscópico 15% humedad, inodoro.	
Riesgos	Irritante moderado de membrana mucosa y piel.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Aire fresco. Llamar al médico en caso de molestias.
	<i>Contacto con ojos</i>	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto si puede hacerse con facilidad), después proporcionar asistencia.
	<i>Contacto con piel</i>	Quítese la ropa contaminada. Lave el área expuesta con agua. Si los síntomas persisten, busque atención médica.
	<i>Ingestión</i>	En caso de ingestión enjuagar con agua y no provocar el vómito.
Desechos	Neutralizar a pH 5-10, desechar en la tarja.	
Fuente	www.treza.com.mx/descargables/carbonato_sodio.pdf	

Tiocianato de potasio**Fórmula: KSCN**

Características	Sólido blanco cristalino, inodoro	
Riesgos	Por inhalación puede causar irritación a las vías respiratorias. Causa irritación, enrojecimiento picazón y dolor al contacto con la piel.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Aire fresco. Llamar al médico en caso de molestias
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con abundante agua, mínimo durante 15 minutos manteniendo abierto los párpados; si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención Médica inmediatamente.
	<i>Contacto con piel</i>	Aclarar con abundante agua. Eliminar ropa contaminada .
	<i>Ingestión</i>	Lavado de estómago. Carbón activo. Llamar al médico.
Fugas y derrames	Evitar la penetración en la tierra /subsuelo. Evitar que penetre en la canalización /aguas de superficie /agua subterráneas. Al haber penetrar en el suelo, avisar a las autoridades competentes.	
Desechos	Almacenar en un lugar fresco. Conservar el envase herméticamente cerrado en un lugar seco y bien ventilado. No almacenar junto con ácidos.	
Fuentes	www.carloelbareagent.com/Repository/DIR199/CHO283_E.pdf www.winklertda.com/ficha_new.php?id=1736	

Sulfato de cobre pentahidratado **Fórmula: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$**

Características	Cristales azules transparentes, sin olor.	
Riesgos	Causa irritación del tracto respiratorio, ojos y párpados. Irritante y corrosivo sobre la piel. Si se llega a ingerir quema severamente las membranas mucosas de la boca, esófago y estómago.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Mueva a la persona a donde respire aire fresco. Obtenga atención médica inmediata.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con abundante agua, mínimo durante 20 minutos manteniendo abierto los párpados; si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Contacto con piel</i>	Aclarar con abundante agua y jabón por 20 minutos. Eliminar ropa contaminada
	<i>Ingestión</i>	Induzca el vómito enseguida, lavado de estómago. Llamar al médico inmediatamente.
Fugas y derrames	Sustancia tóxica para el medio ambiente. Evitar que penetre en la canalización /aguas de superficie /agua subterráneas. Si penetra en el suelo, avisar a las autoridades competentes. Evitar	
Desechos	desechar en desagües, sistemas de agua, lluvias, ríos y canales. Recupere el producto en recipientes de plástico marcados para su posterior recuperación o tratamiento.	
Fuente	www.itsva.edu.mx	

Nitrato férrico**Fórmula: $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$**

Características	Sólido cristalino color castaño, inodoro.	
Riesgos	Irritante y comburente. Peligro de fuego con materiales combustibles. Irrita los ojos, la piel y vías respiratorias.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Mueva a la persona a donde respire aire fresco. Las personas desmayadas deben tenderse y transportarse de lado con la suficiente estabilidad. Obtenga atención médica inmediata.
	<i>Contacto con ojos</i>	Limpia los ojos abiertos durante varios minutos con agua corriente. En caso de trastornos persistentes consultar un médico.
	<i>Contacto con piel</i>	Lavar inmediatamente con agua y jabón y enjuagar bien. Lavar la ropa contaminada antes de volver a usarla.
	<i>Ingestión</i>	Lavar la boca con agua si el sujeto está consciente. No provocar el vómito y solicitar asistencia médica inmediata.
Fugas y derrames	Sustancia tóxica para el medio ambiente. Evitar que penetre en la canalización /aguas de superficie /agua subterráneas. Si penetra en el suelo, avisar a las autoridades competentes. Evitar	
Desechos	desechar en desagües, sistemas de agua, lluvias, ríos y canales. Recupere el producto en recipientes de plástico marcados para su posterior recuperación o tratamiento.	
Fuente	www.carloelbareagent.com	

Etilendiamina

Características	Líquido de color incoloro hasta amarillo. Con olor similar a la amina con densidad de 0.898 gr/mL. Miscible en agua.	
Riesgos	Inflamable. Provoca quemaduras. Nocivo en contacto con la piel y por ingestión. Nocivo para los organismos acuáticos.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Reposo, respirar aire fresco, buscar ayuda médica.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar inmediata y abundantemente bajo agua corriente durante al menos 15 minutos y con los párpados abiertos, control posterior por el oftalmólogo.
	<i>Contacto con piel</i>	Lavar inmediata y abundantemente con agua, utilizar vendaje estéril, buscar ayuda médica.
	<i>Ingestión</i>	Lavar inmediatamente la boca y beber posteriormente abundante agua, buscar ayuda médica.
Fugas y derrames	Sustancia tóxica para el medio ambiente. No tirar los residuos por el desagüe.	
Desechos	Separar de ácidos y sustancias formadoras de ácidos. Guardar en lugar seco los recipientes cerrados herméticamente. Periodo de almacenamiento: 6 meses.	
Fuente	www.basf/quimicosindustriales/fichasseguridad.com	

EDTA (Sal disódica) Fórmula: $C_{10}H_{14}N_2O_8Na_2 \cdot 2H_2O$

Características	Polvo cristalino blanco e inodoro MM= 372.2. Soluble en agua (1:11).	
Riesgos	Puede causar reacciones alérgicas al contacto con la piel e irritación en los ojos, la ingestión e inhalación pueden causar irritación en el tracto gi y respiratorio.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	No es peligroso por inhalación.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar inmediata y abundantemente con agua durante 15 minutos. Utilizar vendaje estéril, buscar ayuda un oftalmólogo o médico.
	<i>Contacto con piel</i>	Lavar con abundante agua y jabón.
	<i>Ingestión</i>	Lavar inmediatamente la boca y beber abundante agua, buscar ayuda médica.
Fugas y derrames	Utilícese equipo de protección individual. No echar al agua superficial, al sistema de alcantarillado sanitario. Empapar con material absorbente inerte, como arena.	
Desechos	Separar de ácidos y sustancias formadoras de ácidos. Guardar en lugar seco los recipientes cerrados herméticamente. Periodo de almacenamiento: 6 meses.	
Fuente	http://www.cedrosa.com.mx/info/e010hs.html	

Óxido de cinc**Fórmula: ZnO**

Características	Sólido, polvo, color blanco-amarillento sin olor.	
Riesgos	Reacciona violentamente con el magnesio. Puede provocar gastroenteritis intensa con náuseas, irrita los ojos y vías respiratorias.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Traslade a un lugar con ventilación adecuada, si respira con dificultad suministre oxígeno. Solicite atención médica de inmediato.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar suavemente con agua corriente durante 15 min abriendo ocasionalmente los párpados. Solicite atención médica inmediatamente.
	<i>Contacto con piel</i>	Lavar con agua corriente durante 15 minutos, quítese ropa contaminada. Solicite ayuda médica.
	<i>Ingestión</i>	Dé a beber inmediatamente agua o leche. Solicite atención médica inmediatamente.
Fugas y derrames	Utilícese equipo de protección individual. Recoger cuidadosamente el polvo y almacenarlo en recipientes limpios. Lavar el área del derrame con agua, pero no arrojar a vías fluviales o alcantarillados (empapar con material absorbente inerte, como arena).	
Desechos	Guardar en lugar seco los recipientes cerrados herméticamente.	
Fuente	http://antiguo.itson.mx/laboratorio/oido%20DE%CINC.pdf	

Nitrato de plomo



Características	Sólido blanco inodoro.	
Riesgos	No es una sustancia combustible pero facilita la combustión de otras. ¡Evitar todo contacto! Es venenoso. La absorción en la sangre ocurre por: piel, ojos, pulmones y boca.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Irritación en las vías del tracto respiratorio. Traslade a un lugar con ventilación adecuada, dependiendo de la cantidad puede ocurrir envenenamiento. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Solicite atención médica de inmediato
	<i>Contacto con ojos</i>	Irritación y ardor en los ojos. Lavar suavemente con agua corriente durante 15 minutos, abriendo ocasionalmente los párpados. Posible conjuntivitis.
	<i>Contacto con piel</i>	Se absorbe por piel, los síntomas de envenenamiento son los de ingestión. El contacto causa irritación y ardor. Lavar con agua corriente durante 15 min. Al mismo tiempo quitarse la ropa contaminada y calzado. Solicite atención médica
	<i>Ingestión</i>	Los síntomas de envenenamiento son: espasmos abdominales, náuseas, vómito, pérdida de apetito, baja de presión en la sangre, en casos graves parálisis respiratoria, coma y muerte. Dé a beber inmediatamente leche o agua. Nunca dé nada por la boca a una persona que se encuentre inconsciente. Induzca el vómito introduciendo los dedos dentro de su boca. Solicitar asistencia médica de inmediato.

Fugas y derrames	<p>Eliminar todas las fuentes de ignición. Barrer la sustancia derramada e introducirla en un recipiente; si fuera necesario, humedecer el polvo para evitar su dispersión. Recoger cuidadosamente el residuo, trasladarlo a continuación a un lugar seguro. NO absorber en serrín u otros absorbentes combustibles. NO permitir que este producto químico se incorpore al ambiente. No tocar el material derramado. Lave el área del derrame con agua, pero evitando que esta agua de lavado escurra, contener para evitar la introducción a las vías fluviales o alcantarillas.</p>
Desechos	<p>La sustancia es tóxica para los organismos acuáticos. En la cadena alimentaria referida a los seres humanos tiene lugar bioacumulación, concretamente en organismos terrestres y marinos. Se aconseja firmemente impedir que el producto químico se incorpore al ambiente. La sustancia puede causar efectos prolongados en el medio acuático.</p>

Cloruro de calcio Fórmula: CaCl₂

Características	Gránulos blancos o grises	
Riesgos	No se le considera peligroso, no es inflamable ni explosivo. Si se calentara intensamente a altas temperaturas y al arder, se descompone y produce humos tóxicos y corrosivos. Se disuelve violentamente en el agua con liberación de gran cantidad de calor.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	La evaporación a 20°C es despreciable; sin embargo, se puede alcanzar con rapidez una concentración nociva de partículas en el aire cuando se dispersa. Se recomienda en caso de inhalación aire limpio y reposo.
	<i>Contacto con ojos</i>	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto si puede hacerse con facilidad) y proporcionar asistencia médica.
	<i>Contacto con piel</i>	La sustancia irrita la piel y el tracto respiratorio. Es necesario quitar las ropas contaminadas, enjuagar y lavar la piel con agua y jabón.
	<i>Ingestión</i>	Enjuagar la boca, dar a beber agua abundante, reposo.
Fugas y derrames	Barrer la sustancia derramada e introducirla en un recipiente; si fuera necesario, humedecer el polvo para evitar su dispersión. Eliminar el residuo con agua abundante.	
Desechos	No descargar en aguas sin haber diluido. La solución de cloruro de calcio es neutralizada con carbonato de sodio, obteniéndose una mezcla de carbonato de calcio y cloruro de sodio.	

Yoduro de potasio**Fórmula: KI**

Características	Sólido, cristales o gránulos blancos, sin olor.	
Riesgos	Producto no peligroso. Estable bajo condiciones apropiadas de uso y almacenamiento. Reacciona con sustancias oxidantes y reductoras, con materiales orgánicos, metales y ácidos.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Irritación de las membranas mucosas. Traslade a un lugar con ventilación adecuada. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Solicite atención médica de inmediato.
	<i>Contacto con ojos</i>	El contacto en los ojos puede provocar irritación y ardor. Lavar suavemente con agua corriente durante 15 minutos, abriendo ocasionalmente los párpados.
	<i>Contacto con piel</i>	Se absorbe por piel. Lavar con agua corriente durante 15 min al mismo tiempo quitarse la ropa contaminada y calzado.
	<i>Ingestión</i>	La ingestión puede provocar irritación gastrointestinal. De a beber inmediatamente agua o leche. Nunca de nada a una persona inconsciente. Induzca el vómito sin administrar vomitivos.
Fugas y derrames	Eliminar todas las fuentes de ignición. Para la disposición del material realizar el siguiente procedimiento: Use equipo de protección personal, con una pala limpia (plástico), coloque con cuidado el material dentro de un recipiente limpio (cubeta de plástico y/o bolsa de polietileno), seco y cubra; retire del área. Lave el área del derrame con agua, pero evitando que esta agua de lavado escurra, contener para evitar la introducción a las vías fluviales, alcantarillas, sótanos o áreas confinadas.	
Desechos	Evite la contaminación de alcantarillas y cursos de agua. No se esperan productos de degradación peligrosos a corto plazo. Sin embargo, pueden formarse productos de degradación a largo plazo.	

Yodato de estroncio**Fórmula: $\text{Sr}(\text{IO}_3)_2$**

No se encontró una ficha de seguridad exclusiva para este compuesto; sin embargo, la investigación arroja lo siguiente:

Los compuestos de estroncio que son insolubles en agua pueden llegar a ser solubles en agua, como resultado de reacciones químicas.

Los compuestos solubles en agua constituyen una mayor amenaza para la salud de los humanos que los compuestos insolubles en agua.

Además, las formas solubles del estroncio tienen la oportunidad de contaminar el agua. Por fortuna, las concentraciones en agua potable son a menudo bastante bajas.

El único compuesto del estroncio que es considerado peligroso para la salud humana, incluso en pequeñas cantidades, es el cromato de estroncio.

El cromo tóxico que éste contiene es el que causa la toxicidad del compuesto.

La toma de altas concentraciones de estroncio no es conocida generalmente como un gran peligro para la salud humana. Por lo que se recomienda trabajar en el laboratorio con los cuidados básicos, evitar su inhalación, ingestión, contacto con ojos y piel.

Yodato de sodio Fórmula: NaIO_3

Características	Sólido blanco inodoro.	
Riesgos	Muy comburente. Peligro de explosión al mezclar con sustancias combustibles. Puede provocar un incendio o una explosión.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Suministrar aire fresco, en caso de trastornos solicite atención médica de inmediato. Si respira con dificultad retirar las prendas ajustadas y suministrar oxígeno. Si no respira administrar respiración artificial.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar inmediatamente los ojos con abundante agua por al menos durante 15 minutos, manteniendo abiertos los párpados para retirar cualquier acumulación en estas superficies. No utilice ningún tipo de ungüento para los ojos. Si se usan lentes de contacto, éstos se deben retirar de los ojos. Buscar atención médica.
	<i>Contacto con piel</i>	Irritante y es absorbido por la piel. Lavar con abundante agua y jabón no abrasivo las zonas contaminadas de la piel y cubra la piel con un emoliente. En caso de una seria exposición lavar con jabón desinfectante y cubrir con una crema antibacterial. Puede usarse agua fría. Busque atención médica.
	<i>Ingestión</i>	No induzca al vómito. Retire las prendas ajustadas. Si la persona no respira realice resucitación boca a boca. Consulte al médico inmediatamente.
Fugas y derrames	Eliminar toda fuente de ignición o calor. No inhalar los vapores ni tocar el producto derramado. Evitar que entre en contacto con materiales combustibles como papel, madera, aceite o telas.	
Desechos	En estado no diluido evite que entre en contacto con el desagüe y cursos de agua. Lo que no se pueda conservar para recuperación o reciclaje debe ser manejado en una instalación de eliminación de residuos adecuadas y aprobadas.	

Cloruro de bario Fórmula: BaCl₂

Características	Cristales blancos inodoros.	
Riesgos	La sustancia se descompone al calentarla intensamente, produciendo humos tóxicos.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Trasladar a la víctima al aire fresco. Afloje el cuello y el cinturón de la víctima. Si la persona no respira, dar respiración artificial. Si la respiración es dificultosa, suministrar oxígeno. Llamar al médico de inmediato.
	<i>Contacto con ojos</i>	Quitar lentes de contacto. Manteniendo los ojos abiertos, enjuagarlos durante 15 minutos con abundante agua. Se puede usar agua fría. Buscar atención médica inmediata.
	<i>Contacto con piel</i>	Quitar las ropas contaminadas, enjuagar la piel con agua abundante o ducharse. Utilizar guantes protectores cuando se administren primeros auxilios.
	<i>Ingestión</i>	Dar de beber una solución de sulfato sódico. Provocar el vómito (¡ÚNICAMENTE EN PERSONAS CONSCIENTES!). Reposo y someter a atención médica. Emplear guantes de protección cuando se induzca el vómito.
Fugas y derrames	Barrer la sustancia derramada e introducirla en un recipiente hermético. Recoger cuidadosamente el residuo y trasladarlo a continuación a un lugar seguro.	
Desechos	Desecharse en recipientes herméticamente cerrados. No mezclar con agentes oxidantes y/o ácidos. Evite la contaminación de alcantarillas y cursos de agua. No se esperan productos de degradación peligrosos a corto plazo. Sin embargo, pueden formarse productos de degradación peligrosos a largo plazo. Los productos de descomposición son menos tóxicos que el producto original.	

Sulfato de sodio

Características	Polvo cristalino de color blanco	
Riesgos	No se le considera peligroso bajo condiciones de fuego. No es inflamable ni explosivo, pero puede explotar violentamente cuando se funde con aluminio.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Se espera que no sea peligroso para la salud.
	<i>Contacto con ojos</i>	No presenta efectos adversos, pero el polvo puede causar irritación mecánica. Lave de inmediato los ojos con agua en abundancia durante mínimo 15 minutos manteniendo los párpados separados para asegurar un lavado de la superficie completa del ojo.
	<i>Contacto con piel</i>	No tiene efectos adversos. Lave de inmediato con gran cantidad de agua y jabón el área afectada. Obtenga atención médica si se desarrolla alguna irritación.
	<i>Ingestión</i>	Ligeramente tóxico. Proporcione grandes cantidades de agua o algunos vasos de leche para diluir. Si ha ingerido en grandes cantidades, obtenga atención médica.
Fugas y derrames	Ventile el área del derrame. Recoja el producto en contenedores vacíos y limpios. El área afectada debe ser lavada con abundante cantidad de agua. Prevenga la entrada hacia vías navegables, alcantarillas, sótanos o áreas confinadas mediante la construcción de diques hechos con arena, tierra seca u otro material absorbente no combustible. El material de absorción contaminado se destinará a relleno sanitario.	
Desechos	No puede ser almacenado para recuperarlo o reciclarlo, debe ser manejado en contenedores de desperdicio aprobado. No se espera que este material se bioacumule significativamente. No se espera que sea tóxico para la vida acuática.	

Ácido nítrico

Fórmula: HNO_3

Características	Líquido que va de incoloro a amarillo pálido de olor sofocante.	
Riesgos	Corrosivo de metales y tejidos, al contacto con el agua genera mucho calor, produce ronquera, laringitis, ulcera la boca y nariz.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Evaluar los signos vitales: pulso y velocidad de respiración; detectar cualquier trauma. En caso de que la persona no tenga pulso, proporcionar rehabilitación cardiopulmonar; si no hay respiración, dar respiración artificial y si ésta es dificultosa, suministrar oxígeno y sentarla.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con una solución de bicarbonato diluido para neutralizar y después con abundante agua, mínimo durante 15 minutos manteniendo abiertos los párpados; si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Contacto con piel</i>	Lavar cuidadosamente el área afectada con una solución de bicarbonato diluido para neutralizar y agua corriente de manera abundante por 15 minutos. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Ingestión</i>	Si la víctima está consciente, lavar la boca con agua corriente, sin que sea ingerida. NO INDUCIR EL VÓMITO NI TRATAR DE NEUTRALIZARLO. El carbón activado no tiene efecto. Dar a la víctima agua o leche, sólo si se encuentra consciente, continuar tomando agua, aproximadamente una cucharada cada 10 minutos.

Fugas y derrames	<p>Ventilar el área dependiendo de la magnitud del siniestro. Mantener el material alejado de agua, para lo cual construir diques, en caso necesario, con sacos de arena, tierra o espuma de poliuretano. Para absorber el derrame puede utilizarse mezcla de bicarbonato de sodio-cal sodada o hidróxido de calcio en relación 50:50, mezclando lenta y cuidadosamente, pues se desprende calor. Una vez neutralizado, lavar con agua. Para absorber el líquido también puede usarse arena o cemento, los cuales se deberán neutralizar posteriormente. Rocíar agua para bajar los vapores, el líquido generado en este paso, debe ser almacenado para su tratamiento posterior, pues es corrosivo y tóxico. Tanto el material derramado, el utilizado para absorber, contener y el generado al bajar vapores, debe ser neutralizado con cal, cal sodada o hidróxido de calcio, antes de desecharlos, avisar a las autoridades competentes.</p>
Desechos	<p>Con cuidado (se genera calor y vapores) diluya con agua-hielo y ajuste el pH a neutro con bicarbonato de sodio o hidróxido de calcio. El residuo neutro puede tirarse al drenaje con agua en abundancia. Neutralizar a un pH 5-10 y desechar.</p>
Fuente	<p>www.quimica.unam.mx</p>

Ácido sulfúrico

Características	Líquido aceitoso, incoloro y corrosivo. Reacciona con el agua.	
Riesgos	Puede causar daños en riñones y pulmones. Peligro de cáncer. Fatal si se inhala, causa severas irritaciones a los ojos, piel tracto digestivo con posibles quemaduras.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Trasladar al aire fresco. Si no respira administrar respiración artificial. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Evitar el método boca a boca. Mantener a la persona abrigada y en reposo. Buscar atención médica inmediatamente.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavar con una solución de bicarbonato diluido para neutralizar y lavar con abundante agua, mínimo durante 15 minutos. Levantar y separar los párpados para asegurar la remoción del químico. Si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica.
	<i>Contacto con piel</i>	Lavar cuidadosamente el área afectada con una solución de bicarbonato diluido para neutralizar y agua corriente de manera abundante por 15 minutos Retirar la ropa y calzado contaminados. Lavar la zona afectada con abundante agua y jabón, mínimo durante 15 minutos. Si la reacción persiste repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente
	<i>Ingestión</i>	Proceder como en el caso de inhalación en caso de inconsciencia. Si la persona está consciente, lavar la boca con agua corriente, sin que sea ingerida. No inducir el vómito ni tratar de neutralizarlo. El carbón activado no tiene efecto. Dar a la persona una taza de agua o leche, sólo si se encuentra consciente. Continuar tomando agua, aproximadamente una cucharada cada 10 minutos.

Fugas y derrames	Evacuar o aislar el área de peligro. Restringir el acceso a personas innecesarias y sin la debida protección. Usar equipo de protección personal. Ventilar el área. Eliminar toda fuente de ignición. No tocar el material. Contener el derrame con diques hechos de arena, tierras diatomáceas, arcilla u otro material inerte para evitar que entre en alcantarillas, sótanos y corrientes de agua. No adicionar agua al ácido. Neutralizar lentamente con ceniza de sosa, cal u otra base. Después recoger los productos y depositar en contenedores con cierre hermético para su posterior eliminación.
Desechos	Neutralizar las sustancias con carbonato de sodio o cal pagada. Descargar los residuos de neutralización a la alcantarilla. Una alternativa de eliminación es considerar la técnica para cancerígenos, la cual consiste en hacer reaccionar dicromato de sodio con ácido sulfúrico concentrado (la reacción dura aproximadamente 1-2 días). Debe ser realizado por personal especializado. La incineración química en incinerador de doble cámara de combustión, con dispositivo para tratamiento de gases de chimeneas es factible como alternativa para la eliminación del producto.
Fuente	www.ciproquim.org

Sulfato ferroso Fórmula: $FeSO_4$

Características	Granular homogéneo.	
Riesgos	Baja peligrosidad.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Lavar fosas nasales con agua.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lávese inmediatamente con agua durante 15 minutos, consiga ayuda médica.
	<i>Contacto con piel</i>	Lávese inmediatamente con agua durante 15 minutos, consiga ayuda médica.
	<i>Ingestión</i>	Beba mucha agua, induzca el vómito, consiga ayuda médica.
Fugas y derrames	Lávese vigorosamente después del manejo prolongado. Los	
Desechos	envases vacíos pueden retener residuos del producto. Mantenga el envase cerrado y seco.	
Fuente	www.cqomega.com	

Permanganato de potasio**Fórmula: $KMnO_4$**

Características	Sólido cristalino púrpura, soluble en agua.	
Riesgos	Es no inflamable, sin embargo acelera la combustión de materiales inflamables y si este material se encuentra dividido finamente, puede producirse una explosión.	
Primeros auxilios	<i>Inhalación</i>	Transportar a la víctima a una zona bien ventilada. Si se encuentra inconsciente, proporcionar respiración artificial. Si se encuentra consciente, sentarlo lentamente y proporcionar oxígeno.
	<i>Contacto con ojos</i>	Lavarlos con agua corriente asegurándose de abrir bien los párpados, por lo menos durante 15 minutos.
	<i>Contacto con piel</i>	Eliminar la ropa contaminada, si es necesario, y lavar la zona afectada con agua corriente.
	<i>Ingestión</i>	No induzca el vómito. Si la víctima se encuentra consciente dar agua a beber de inmediato. En todos los casos de exposición, el paciente debe ser transportado al hospital tan pronto como sea posible.
Fugas y derrames	Alejar del derrame cualquier fuente de ignición y mantenerlo alejado de drenajes y fuentes de agua. Construir un dique para contener el material líquido y absorberlo con arena. Si el material derramado es sólido, cubrirlo para evitar que se moje. Almacenar la arena contaminada o el sólido derramado en áreas seguras para su posterior tratamiento.	
Desechos	Agregar disoluciones diluidas de bisulfito de sodio, tiosulfato de sodio, sales ferrosas o mezclas sulfito-sales ferrosas y ácido sulfúrico 2M para acelerar la reducción (no usar carbón o azufre). Transferir la mezcla a un contenedor y neutralizar con carbonato de sodio, el sólido resultante (MnO_2), debe filtrarse y confinarse adecuadamente.	
Fuente	www.quimica.unam.mx	

- [1] Cañizares Ma. del Pilar y Duarte Georgina. *Fundamentos de química analítica*. UNAM, Facultad de Química, México, 2009, 2ª edición.
- [2] Day, R. A. *Química analítica cuantitativa*. Ed. Prentice Hall, México 1989, 5ª edición.
- [3] Gary D. Christian. *Química analítica*. Ed Mc Graw Hill México 2004 6ª edición.
- [4] Harris Daniel C. *Análisis químico cuantitativo*. Ed. Reverté, México, 1999, 3ª edición.
- [5] Pérez Arévalo J.F. *Equilibrios ácido-base*. UNAM, FESC.
- [6] Pérez Arévalo J.F. *Equilibrios de complejos*. UNAM, FESC.
- [7] Pérez Arévalo J.F. *Equilibrios de solubilidad y precipitación*. UNAM, FESC.
- [8] Pérez Arévalo J.F. *Equilibrios de óxido-reducción*. UNAM, FESC.
- [9] Sandoval Márquez, Rebeca. *Equilibrios en disolución en química analítica*, UNAM, Facultad de Química, México, 2011, 2ª. Edición.
- [10] Skoog, West. *Fundamentos de química analítica*. Ed. Thomson, México 2005, 8ª Edición.

- [1] antiguo.itson.mx/laboratorio/oido%20DE%20CINC.pdf
- [2] www.basf/quimicosindustriales/fichasseguridad.com
- [3] www.carloelbareagent.com/Repository/DIR199/CHO283_E.pdf
- [4] www.cedrosa.com.mx/info/e010hs.htm
- [5] www.ciproquim.org
- [6] www.cqomega.com
- [7] www.itsva.edu.mx
- [8] www.treza.com.mx/descargables/carbonato_sodio.pdf
- [9] www.quimica.unam.mx
- [10] www.winklertda.com/ficha_new.php?id=1736

Química analítica I (Manual de laboratorio para Química)

Este manual de laboratorio comprende el estudio cualitativo y cuantitativo del equilibrio químico de las disoluciones acuosas en sistemas homogéneos y heterogéneos; su principal objetivo es que el alumno desarrolle un razonamiento sistémico que le permita aplicar los conceptos de equilibrio químico de intercambio de una partícula en solución acuosa.

