

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTILÁN

Química Analítica

(Manual para I. Q.)

Delia Reyes Jaramillo
José Franco Pérez Arévalo
María Eugenia Carbajal Arenas
Martha Angélica Villegas González
Dalia Bonilla Martínez
Verónica Altamirano Lugo



Edición  FESC

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

Química Analítica I

(Manual para I. Q.)

Asignatura: Química Analítica I

Clave: 1425

Carrera: Ingeniería Química

Clave: 118

Autores:

Delia Reyes Jaramillo

José Franco Pérez Arévalo

María Eugenia Carbajal Arenas

Martha Angélica Villegas González

Dalia Bonilla Martínez

Verónica Altamirano Lugo

Revisión: Agosto de 2012

ÍNDICE

Introducción	7
Objetivo general	8
Objetivos del curso experimental	9
Evaluación	10
Manejo de residuos	11
Reglamento interno de laboratorio	12
Índice de prácticas	14
Actividades generales	16
Semana 1	19
Práctica 1. Preparación de una solución acuosa de hidróxido de sodio y su cuantificación mediante una valoración con ácido clorhídrico	20
Semana 2	29
Práctica 2. Determinación de la pureza de ácido clorhídrico	30
Semana 3	39
Práctica 3. Identificación y cuantificación de ácido acético en vinagre	40
Semana 4	51
Resolución de problemas del esquema monoprótico	51
Semana 5	53
Práctica 4. Determinación de los coeficientes estequiométricos de la reacción de ácido maleico con hidróxido de sodio	54
Semana 6	63
Práctica 5. Cuantificación de ácido cítrico en jugo de limón	64
Semana 7	67
Resolución de problemas del esquema polioprótico	67
Semana 8	69
Práctica 6. Hidroxo-complejos	70
Semana 9	75
Práctica 7. Formación de complejos: estabilidad y escalas de pL	75
Semana 10	85
Práctica 8. Valoración de cobre (II) con EDTA	85

Semana 11	93
Práctica 9. Solubilidad y precipitación de sólidos en agua	93
Semana 12	97
Examen del Bloque 3	97
Semana 13	99
Práctica 10. Reacciones de óxido-reducción	99
Semana 14	107
Práctica 11. Valoración de una solución de Fe (II) con una de Ce (IV) seguida potenciométricamente	107
Semana 15	113
Examen del Bloque 4	113
Semana 16	115
Entrega de calificaciones	115
Anexos	117
Anexo 1. Folleto de preparación de soluciones	117
Anexo 2. Tabla de valoración de una base fuerte con un ácido fuerte	122
Anexo 3. Tabla de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte	123
Anexo 4. Problema resuelto: Determinación del porcentaje de ácido clorhídrico	124
Anexo 5. Valoración de un ácido monoprótico con una base fuerte	131
Anexo 6. Estudio del sistema: Ag (I)-H ₂ O	136
Anexo 7. Hojas de seguridad	140
Bibliografía	163

INTRODUCCIÓN

Química Analítica I es una asignatura teórico-práctica obligatoria del plan de la carrera de Ingeniería Química. 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 (o curso de laboratorio).

Tradicionalmente, el enfoque del curso de laboratorio de Química Analítica se ha centrado más en las aplicaciones de los métodos de Análisis Químico, un enfoque más útil a los estudiantes de la carrera de Química. Así que el reto principal de estos programas de Química Analítica consiste en disminuir las aplicaciones tradicionalmente orientadas a los métodos de Análisis Químico, y aumentar las aplicaciones que sean más útiles en la carrera de Ingeniería Química como son las siguientes operaciones químicas: la identificación y cuantificación de sustancias químicas, la disolución de la materia prima, las síntesis químicas cuantitativas y las separaciones o purificaciones mediante reacciones de precipitación. Bajo esta idea, se ha elaborado el presente texto: *Química Analítica I (Manual para I. Q.)*.

Este manual es el resultado de un trabajo colegiado de varios profesores de la Sección de Química Analítica, quienes incorporaron, además, un formato que satisface (en la medida de lo posible) el Sistema de Gestión de Calidad ISO9001-2008 de la enseñanza experimental.

Este proyecto fue apoyado económicamente por la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, a través del "Programa de Apoyo para Cátedras de Investigación, Vinculación y Educación (PACIVE) 2010", Cátedra: "Manuales de Laboratorio de Química Analítica" con clave CD-04, vigente durante los años 2010-2011, siendo el responsable de la cátedra el doctor José Franco Pérez Arévalo y las profesoras integrantes: Q. Ma. del Carmen Campo Garrido Moreno; QFB. Delia Reyes Jaramillo; QFB. Dalia Bonilla; QFB. Angélica Villegas Gonzalez; M. en C. Verónica Altamirano Lugo y Q. Ma. Eugenia Carbajal Arenas. Los integrantes de esta cátedra agradecemos este apoyo a la doctora Suemi Rodríguez Romo, directora de la Facultad.

OBJETIVO GENERAL

El programa de la asignatura Química Analítica I de la Carrera de Ingeniería Química pretende alcanzar el siguiente objetivo general:

Que el estudiante desarrolle un razonamiento sistemático que le permita utilizar las reacciones químicas en solución acuosa, de intercambio de una partícula, esto es, reacciones ácido-base, de formación de complejos, de precipitación y de óxido-reducción, para establecer las condiciones necesarias a fin de realizar las operaciones químicas prácticas de: identificación y cuantificación de sustancias, disolución de la materia prima, síntesis de sustancias mediante reacciones químicas cuantitativas y separaciones (o purificaciones) mediante reacciones de precipitación.

Las habilidades y destrezas que debe 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, precipitación, y óxido-reducción.*
- *Identificar entre una reacción y una interacción utilizando las escalas de pH, pL y E (diferencia de potencial eléctrico a intensidad nula).*
- *Escribir la ecuación química balanceada de la reacción (o interacción), aplicar la ley de acción de masas asociada a la ecuación química y establecer el valor a la constante de equilibrio.*
- *Aplicar las ecuaciones de balance de materia, de balance de carga y la ley de acción de masas para resolver algebraicamente, mediante hojas de cálculo, el problema químico de las mezclas de reacción, esto es, calcular la composición química del sistema (concentraciones de equilibrio de las especies).*
- *Efectuar cálculos teóricos de las propiedades fisicoquímicas (que se pueden medir experimentalmente), que están asociadas al equilibrio químico que se establece entre las especies involucradas (pH, E y absorbancia).*

- *Comprender la utilidad de los indicadores químicos en las cuantificaciones: ácido-base, de formación de complejos, precipitación y óxido-reducción en solución acuosa.*
- *Efectuar cálculos (mediante hojas de cálculo) que permitan construir y simular curvas de valoración de: absorbancia corregida, diferencia de potencial eléctrico y pH, en función del volumen agregado del reactivo titulante.*
- *Elaborar e interpretar diagramas de distribución de especies en función de pL, de solubilidad en función de pH, etc.*
- *Conocer el principio fundamental de las mediciones de la absorbancia, diferencia de potencial eléctrico y pH.*

OBJETIVOS DEL CURSO EXPERIMENTAL

En las sesiones experimentales, se pretende que el estudiante adquiera las siguientes habilidades y destrezas:

- *Conocer y manejar el material químico de uso más frecuente en las sesiones experimentales.*
- *Conocer y manejar los instrumentos de uso más frecuente en las sesiones experimentales: Balanza analítica, pH-metro, potenciómetro y espectrofotómetros.*
- *Preparar soluciones de uso común y verificar que las soluciones han sido preparadas correctamente mediante valoraciones volumétricas.*
- *Aplicar el método científico para realizar el estudio experimental de fenómenos químicos.*
- *Efectuar los experimentos, en trabajo de equipo, con una calidad aceptable, en lo que se refiere a: observaciones, adquisición de datos experimentales, repetibilidad y limpieza.*

- *Elaborar informes de trabajo.*
- *Conocer y manejar en forma apropiada el tipo de residuos generados en las sesiones experimentales.*

Además, los requisitos del producto, según el Sistema de Gestión de Calidad (SGC), se desglosan en cada práctica y corresponden a los objetivos ahí enunciados.

EVALUACIÓN

Para la evaluación, el contenido del curso del laboratorio se divide en cuatro bloques según la siguiente tabla.

Bloque	Prácticas
Primero	1, 2 y 3
Segundo	4 y 5
Tercero	6, 7 y 8
Cuarto	9, 10 y 11

La condición límite para aprobar el curso de laboratorio consiste en aprobar al menos tres bloques con una calificación final promedio de 6.0.

El primer y segundo bloque se evalúan con las actividades experimentales realizadas por el grupo de trabajo de estudiantes de las prácticas 3 y 5, respectivamente, con una contribución del 50 % de la calificación; la entrega y evaluación de los informes respectivos, con una contribución del 25 % y un examen individual, con un valor del 25 %. Como requisito para realizar esta evaluación, se debe entregar lo solicitado en las prácticas 1, 2 y 4.

Los bloques tercero y cuarto se evalúan considerando los siguientes aspectos:

- La resolución y entrega, por parte del estudiante, de un cuestionario previo a cada sesión experimental.
- El desempeño del trabajo experimental, por parte del grupo de trabajo de estudiantes, en cada sesión experimental.

- La elaboración y entrega de un informe, por parte del grupo de trabajo de estudiantes, por cada sesión experimental.
- La realización de un examen, por parte del estudiante, por cada bloque.

La contribución de cada uno de estos elementos en la evaluación del bloque es la siguiente:

Cuestionario previo	12.5 %
Trabajo experimental	12.5 %
Informe	30 %
Examen	45 %

La calificación aprobatoria del curso del laboratorio corresponde al 50 % de la calificación de la asignatura de Química Analítica I (IQ), por lo que, en el caso de que no se apruebe el curso de laboratorio, no se aprobará la asignatura.

MANEJO DE RESIDUOS

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 producen.

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 reactivos (disminución de reactivos en cada experiencia: microanálisis), y una vez que se han generado los residuos, se aprenderá a manipularlos, lo que implica clasificarlos, reunirlos y, si es posible, tratarlos, esto es, si fuesen peligrosos, deberían ser transformados en especies inocuas o en formas tales que el daño ambiental sea de bajo impacto.

REGLAMENTO INTERNO DE LABORATORIO

1. Es obligatorio el uso de bata y lentes de seguridad, en el laboratorio. No se permite 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. Se deberá guardar orden y disciplina dentro del laboratorio y durante la sesión experimental. Queda prohibida la entrada a personas ajenas al mismo.
4. Queda estrictamente prohibido fumar y consumir alimentos dentro del laboratorio, ya que muchas de las sustancias químicas que se emplean son inflamables o tóxicas.
5. 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).
6. Para la extracción de líquidos que contengan sustancias químicas, se deberán emplear perillas de hule y nunca succionar con la boca.
7. Los reactivos químicos no deberán ser manipulados con las manos, se deben usar los implementos adecuados como pipetas, espátulas, cucharas, etc.
8. Después de haber manipulado sustancias químicas, es necesario lavarse las manos con agua y jabón.
9. Si se utilizan mecheros, parrillas o cualquier otro aparato, se deberá estar atento en su manipulación para evitar un accidente.
10. En caso de ingestión, derrame o algún accidente dentro del laboratorio, deberá ser notificado al asesor o al laboratorista del grupo, con previa consulta de las fichas de seguridad.
11. Al término de la sesión experimental, las disoluciones empleadas deberán regresarse a su lugar de resguardo ubicado en el anaquel.

12. Los desechos resultantes de cada experimento deberán eliminarse adecuadamente, previa consulta de las fichas de seguridad y con el apoyo del asesor.
13. Cuando el desecho no pueda ser eliminado deberá resguardarse, en un contenedor adecuado y debidamente etiquetado; posteriormente, colocarlo en el anaquel destinado para ello.
14. Antes de iniciar las actividades experimentales, se le solicitará al laboratorista 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, deberá ser anotado en el vale.
15. 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.
16. 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.
17. 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.
18. El número máximo de alumnos que podrán permanecer en el cuarto de balanzas será el mismo que el número de balanzas disponibles.
19. Cuando se asigne una gaveta en el laboratorio a los alumnos, queda prohibido forzarla, por razones de olvido o pérdida de la llave. Deberán hacer la solicitud de apertura al responsable del laboratorio, previa autorización del profesor del grupo en el que los alumnos están inscritos. La gaveta podrá usarse hasta la semana 15 del semestre, por lo cual se deberá desocupar en dicha semana.

ÍNDICE DE PRÁCTICAS

Número de práctica	Título de la práctica	Unidad temática
1	Preparación de una solución acuosa de hidróxido de sodio y su cuantificación mediante una valoración con ácido clorhídrico	2. Especies en disolución acuosa 2.4. Preparación de disoluciones
2	Determinación de la pureza de ácido clorhídrico	4. Reacciones ácido-base 4.1. Esquema monoprótico (valoración de un ácido fuerte con una base fuerte)
3	Identificación y cuantificación de ácido acético en vinagre	4. Reacciones ácido-base 4.1. Esquema monoprótico (valoración de un ácido débil con una base fuerte)
4	Determinación de los coeficientes estequiométricos de la reacción de ácido maleico con hidróxido de sodio	4. Reacciones ácido-base 4.2. Esquema diprótico
5	Cuantificación de ácido cítrico en jugo de limón	4. Reacciones ácido-base 4.3. Esquema triprótico
6	Hidroxo-complejos	5. Reacciones de formación de complejos 5.1. Hidroxo-complejos

7	Formación de complejos: estabilidad y escalas de pL	5. Reacciones de formación de complejos 5.1. Formación de complejos
8	Valoración de cobre (II) con EDTA	5. Reacciones de formación de complejos 5.1.4. Valoraciones de formación de complejos seguidas por espectrofotometría
9	Solubilidad y precipitación de sólidos en agua	3. Solubilidad y reacciones de precipitación 3.1. y 3.2. Solubilidad y reacciones de precipitación
10	Reacciones de óxido-reducción	6. Reacciones de óxido-reducción 6.1.2. Tipos de reacciones redox
11	Valoración de una solución de Fe (II) con una de Ce (IV) seguida potenciométricamente	6. Reacciones de óxido-reducción 6.2. Valoraciones redox seguidas, midiendo la diferencia de potencial eléctrico

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 Práctica 1. Preparación de una solución acuosa de hidróxido de sodio y su cuantificación mediante una valoración con ácido clorhídrico		
2	Práctica 2. Determinación de la pureza de ácido clorhídrico		
3	Evaluación Práctica 3. Identificación y cuantificación de ácido acético en vinagre		
4	Clase de problemas		
5	Práctica 4. Determinación de los coeficientes estequiométricos de la reacción de ácido maleico con hidróxido de sodio Manejo de la hoja de cálculo de la valoración de un ácido diprótico con una base fuerte		

6	Evaluación Práctica 5. Cuantificación de ácido cítrico en jugo de limón		
7	Clase de problemas: Esquema poliprótico		
8	Manejo del diagrama logarítmico de la solubilidad de un ión metálico en función del pH Práctica 6. Hidroxo-complejos		
9	Clase de problemas: Reacciones de complejación Práctica 7. Formación de complejos: estabilidad y escalas de pL		
10	Fundamentos de espectrofotometría (UV, visible) Práctica 8. Valoración de cobre (II) con EDTA Clase de problemas: Curvas de valoración seguidas por espectrofotometría		
11	Práctica 9. Solubilidad y precipitación de sólidos en agua		
12	Examen del bloque 3 (Reacción de formación de complejos, solubilidad y precipitación)		

13	Práctica 10. Reacciones de óxido-reducción Clase de problemas: Reacciones de oxido reducción		
14	Fundamentos de la medición de la diferencia de potencial eléctrico Práctica 11. Valoración de una solución de Fe(II) con una de Ce(IV) seguida potenciométricamente		
15	Aplicación del cuestionario (Seguimiento de calidad). Se desocupará la gaveta asignada al grupo Examen del bloque 4 (Reacciones de oxido reducción)		
16	Entrega de calificaciones y firma de hojas de control individual		

 Elaboró (nombre y firma)

 Profesor del grupo (nombre y firma)

SEMANA 1

ACTIVIDADES

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 evaluar (cuatro bloques), además leerá el Reglamento interno del laboratorio.
2. Se incluirán las fechas en el formato de las actividades generalizadas calendarizadas.
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	Servitoallas
Etiquetas o masking	Detergente
3 copas tequileras	Escobillones
6 frascos goteros de 25 mL	Papel Whatman N° 41
4 frascos de plástico de 250 mL	
4 frascos de plástico de 50 mL	
1 embudo de plástico	
Lentes de protección	
Propipetas de 5 y 20 mL	
2 barras magnéticas	

4. Los estudiantes realizarán los cálculos de la masa necesaria de un reactivo analítico sólido (NaOH) para preparar un cierto volumen de una solución de cierta concentración en molaridad.
5. El profesor enseñará el manejo de la balanza analítica y, después de esto, los estudiantes pesarán la masa de hidróxido de sodio.

6. Supervisados por el profesor, los estudiantes prepararán la solución de hidróxido de sodio.
7. Supervisados por el profesor, los estudiantes “armarán” el montaje necesario para efectuar la valoración de la solución de NaOH con una solución estandarizada de HCl.
8. Los estudiantes llevarán a cabo la valoración de la solución de NaOH con una solución estandarizada de HCl; utilizando fenolftaleína como indicador químico del fin de la valoración.
9. Los estudiantes realizarán el tratamiento de los datos experimentales para determinar la concentración empírica de la solución preparada de NaOH, así como el “error” experimental en la preparación de la disolución.
10. Se comentará, en forma general, la adaptación de la metodología utilizada en esta sesión para realizar (en la próxima sesión) la determinación del porcentaje en peso de una muestra comercial de ácido clorhídrico mediante una valoración con la solución estandarizada de hidróxido de sodio (que prepararán en esta sesión).

Práctica 1

Preparación de una solución acuosa de hidróxido de sodio y su cuantificación mediante una valoración con ácido clorhídrico

I. Introducción

Una de las operaciones esenciales de la química consiste en la preparación de disoluciones acuosas, las cuales, en muchas ocasiones, se utilizan para efectuar reacciones en solución. Al mezclar al menos dos soluciones en las cuales sus solutos reaccionan, es importante saber cuál es la cantidad inicial en la que se encuentra cada uno de estos reactivos, por ejemplo, para conocer el grado de conversión de los mismos (una vez que ha ocurrido la reacción).

Una de las aplicaciones fundamentales de la química analítica consiste en el desarrollo de técnicas que permiten cuantificar a las sustancias químicas. La vo-

lumetría es una técnica del análisis químico cuantitativo que permite determinar la concentración en molaridad (inicial) de la solución de una especie de interés, al efectuar un proceso de valoración (o titulación).

El proceso de valoración (titulación) consiste en la adición de porciones sucesivas de la solución del reactivo titulante (que corresponde en general al reactivo de concentración "correctamente conocida", en molaridad) a un volumen inicial ("correctamente conocido", alícuota) de la solución del reactivo por titular (que corresponde, en general, al reactivo cuya concentración se desea determinar). Ambos reactivos participan en una reacción química, denominada "reacción de valoración". El fin primordial de este proceso consiste en determinar el volumen de la solución del reactivo valorante necesario para reaccionar estequiométricamente con el reactivo de interés (denominado volumen del punto estequiométrico, volumen del punto de equivalencia o volumen de fin de valoración), cuando se utiliza un indicador químico.

En el caso de que la estequiometría entre los reactivos que participan en la reacción de valoración sea 1 a 1, entonces, en el punto estequiométrico, se cumple el siguiente balance en moles:

Las moles iniciales del reactivo valorado son exactamente iguales a las moles agregadas del reactivo valorante, esto es:

$$(V_0 C_0)_{\text{valorado}} = (V_{PE} C_0)_{\text{valorante}}$$

Por consiguiente, la concentración de la solución del reactivo valorado se puede determinar de la siguiente forma:

$$C_0^{\text{valorado}} = \frac{V_{PE} C_0^{\text{valorante}}}{V_0^{\text{valorado}}}$$

O en forma simplificada:

$$C_0 = \frac{V_{PE} C_T}{V_0}$$

II. Objetivos

Al finalizar esta sesión de laboratorio, el alumno deberá ser capaz, en general, de preparar una disolución acuosa de hidróxido de sodio y determinar la concentración experimental de la misma, mediante una valoración volumétrica con una solución estandarizada de ácido clorhídrico, utilizando un indicador químico de fin de valoración.

En particular, al finalizar la sesión del laboratorio, el estudiante deberá ser capaz de:

- a) Realizar cálculos de la masa de hidróxido de sodio (un reactivo analítico sólido) necesaria para preparar un cierto volumen de una solución acuosa de cierta concentración en molaridad.
- b) Manejar una balanza analítica mecánica y pesar la masa de hidróxido de sodio (reactivo analítico sólido).
- c) Preparar una solución acuosa de hidróxido de sodio.
- d) Establecer el montaje necesario para efectuar una valoración volumétrica, identificando: reactivo por titular, reactivo titulante, reacción de valoración, indicador de fin de valoración y volumen de vire.
- e) Realizar una valoración volumétrica utilizando un indicador de fin de valoración.
- f) Determinar el volumen de vire y reconocer que si este valor es prácticamente igual al volumen del punto estequiométrico de la reacción de valoración.
- g) Determinar la concentración empírica (cuantificación) de la solución preparada de NaOH y comparar este valor con el que se esperaba obtener ("error" en la preparación de la solución).

III. Cálculos

Incorporar los datos que se solicitan en la tabla 1 y calcular la masa necesaria de hidróxido de sodio (reactivo analítico) para preparar 100 mL de una solución acuosa 0.1 molar (M).

TABLA 1. CÁLCULOS PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES				
Solutos Sólidos				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
Fórmula química		Masa del soluto (reactivo analítico)	$m_{RA} = \frac{C_{(M)} V (MM)}{10 \times \%P}$	masa (ra) g
Peso molecular				
Porcentaje de pureza				
Volumen de la solución (mL)				
Conc. de la solución (M)				

IV. Material, equipo y reactivos

Material	Equipo	Reactivos
1 matraz volumétrico de 100 mL	1 agitador magnético	Hidróxido de sodio (reactivo analítico sólido)
1 pipeta volumétrica de 5 mL	2 barras magnéticas	Solución comercial de HCl, 0.0998 molar (Baker)
1 pipeta graduada de 5 mL	Balanza analítica	Solución de fenolftaleína
2 vasos de precipitado de 50 mL		
2 copas tequileras		
1 bureta de 10 mL		
soporte y pinzas para bureta		
1 espátula y un tubo de vidrio		
1 embudo de vidrio		
1 piseta		

V. Procedimiento experimental

a) Preparación de soluciones

Pesar (utilizando la balanza analítica) la masa de NaOH (reactivo analítico) necesaria para preparar la solución deseada, al finalizar, anotar el valor de la “masa real” en la tabla 3.

Disolver la muestra pesada en aproximadamente 70 mL de agua destilada (se puede utilizar la agitación magnética) y, al finalizar, transferir la solución, utilizando un embudo de vidrio, a un matraz volumétrico de 100 mL (tener cuidado de no provocar pérdidas de la solución).

Aforar el matraz volumétrico utilizando agua destilada, la cual ha sido transferida previamente al vaso de precipitado en donde se disolvió originalmente la muestra, una vez que se esté muy cerca de la marca de aforo, utilizar una pipeta graduada para agregar gota a gota el disolvente y así realizar el aforo.

b) Valoración de hidróxido de sodio

En presencia de un indicador químico:

Medir de manera exacta 5 mL de la solución acuosa de NaOH (con una pipeta volumétrica) y agregarle de dos a tres gotas de fenolftaleína. Mezclar la solución (y mantenerla bajo agitación “magnética”) y realizar la valoración, agregando con la bureta la solución de HCl, 0.0998 M. Detener la valoración cuando ocurra el cambio de coloración y se mantenga por lo menos 15 segundos. Anotar el volumen agregado de HCl, en esta situación, volumen de vire en la tabla 2.

Realizar nuevamente la valoración y anotar el volumen de vire en la tabla 2.

En el caso de que el volumen de vire sea muy parecido al de la primera valoración, concluir la experimentación, de no ser así, realizar una valoración adicional y anotar el volumen de vire en la tabla 2.

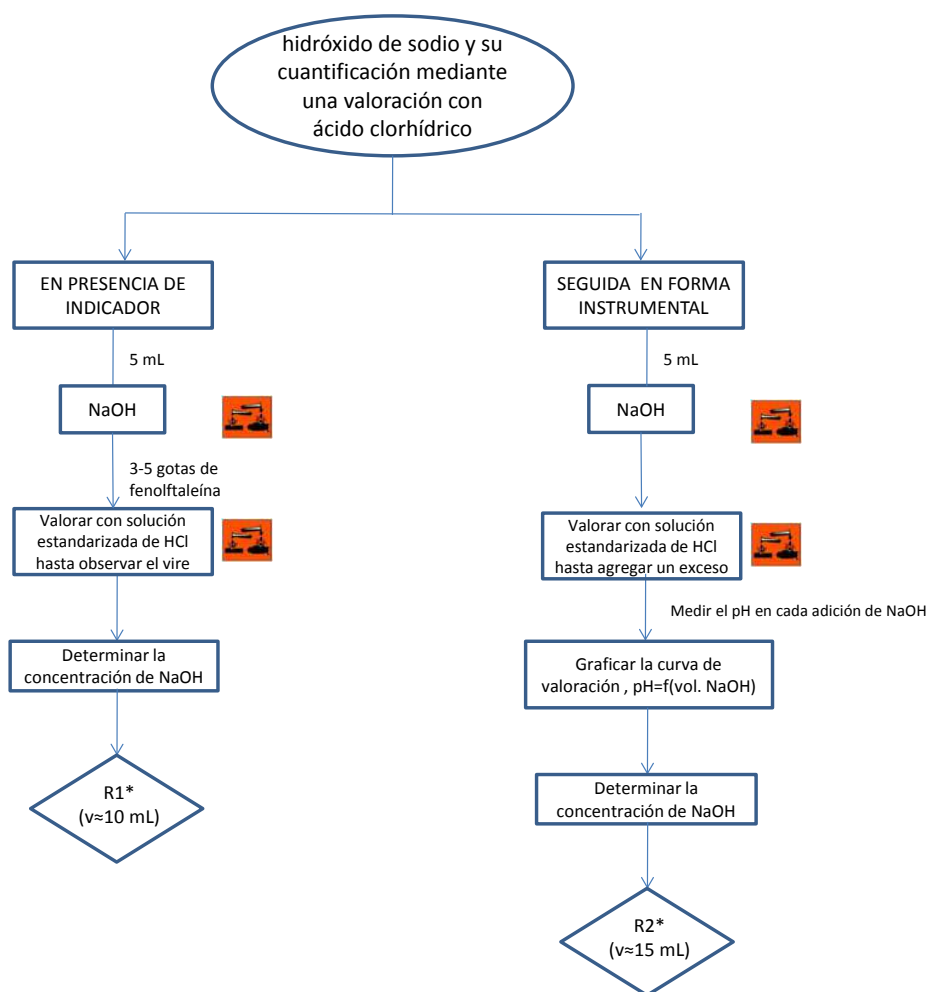
VI. Orientaciones para el tratamiento y disposición de residuos

La solución de HCl estandarizada que no haya sido utilizada se debe guardar en un frasco debidamente etiquetado.

La solución preparada de NaOH que no haya sido utilizada se debe guardar en un frasco debidamente etiquetado, señalando el valor de la concentración obtenida por titulación; ya que se utilizará en las dos semanas siguientes.

La solución generada al terminar la valoración (en presencia de fenolftaleína), R 1, se debe verter en la tarja manteniendo el grifo del agua abierto siempre y cuando el pH se encuentre en el intervalo: $5.5 < \text{pH} < 10$.

Diagrama ecológico 1



VII. Tablas de resultados experimentales

Completar las tablas que se encuentran más adelante y realizar el tratamiento de datos solicitado.

TABLA 2. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EXPERIMENTAL DE UNA SOLUCIÓN NaOH (indicador químico)					
	Datos	Incógnita	Ecuación Química	Desarrollo	Resultado
Volumen de la alícuota de NaOH (mL)		Concentración de la solución preparada de NaOH	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Dado que la reacción presenta una estequiometría 1 a 1	$C_0^{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{PE}}^{\text{HCl}} \times C_0^{\text{HCl}}}{V_0^{\text{NaOH}}}$
Concentración de la soluc. Estandarizada de HCl (M)			$\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$		
Indicador químico					
Volumen 1 de HCl para alcanzar el vire (mL)				$V_0^{\text{NaOH}} \times C_0^{\text{NaOH}} = V_{\text{PE}}^{\text{HCl}} \times C_0^{\text{HCl}}$	
Volumen 2 de HCl para alcanzar el vire (mL)					
Volumen 3 de HCl para alcanzar el vire (mL)					
Volumen de vire promedio (mL)					

TABLA 3. DETERMINACIÓN DEL ERROR EXPERIMENTAL					
Solutos Sólidos	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado	
Masa de NaOH "real"		error	$\% \text{ error} = \frac{m_{\text{balanza}}^{\text{NaOH}} - m_{\text{valoración}}^{\text{NaOH}}}{m_{\text{balanza}}^{\text{NaOH}}} \times 100$		
Balanza (g)					
Masa de NaOH a partir de la titulación (g)					

VIII. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

El Informe debe contener los siguientes puntos:

- **Carátula.** Debe incluir: nombre de la institución, licenciatura, asignatura, número y nombre de la práctica, nombre de los integrantes del equipo, grupo de laboratorio y fecha de entrega.
- **Objetivos.** Debe escribirse un objetivo general y puntualizar los objetivos particulares que se pretenden alcanzar al desarrollar la práctica.
- **Introducción.** Exclusivamente relacionada al tema de la práctica y una cuartilla de extensión, como máximo.
- **Metodología experimental.** Debe describirse el procedimiento experimental (sería conveniente realizarlo en forma de diagramas de flujo).

- **Resultados.** Reportar todos los resultados obtenidos durante la práctica mediante tablas y gráficas.
- **Análisis de resultados.** Se deben analizar completamente todos los resultados con base en los puntos mínimos que se indican al final de cada práctica.
- **Conclusiones.** Deben plantearse con base en el análisis de resultados y los objetivos planteados.
- **Bibliografía.** Se debe indicar toda referencia bibliográfica, hemerográfica o dirección electrónica que sea consultada para la realización del informe de trabajo.

Puntos mínimos del informe

Valoración en presencia de un indicador químico

1. Describa el manejo de la balanza analítica.
2. Describa el montaje para efectuar una valoración química.
3. Utilizando el volumen promedio agregado de HCl (V_{vire}) en donde ocurre el cambio de coloración, determine la concentración inicial (en molaridad) de la solución preparada de NaOH.
4. Determine el porcentaje de error entre la masa de NaOH pesada en la balanza y la masa obtenida a partir de la valoración.
5. Con los resultados del inciso 2, indique si se puede considerar como "aceptable" la preparación de la solución.

Modelo

1. Utilizando una escala de pH, escriba la reacción que ocurre durante la valoración y determine el valor teórico de la constante de la reacción.
2. Tomando como base la tabla de valoración de una base fuerte con un ácido fuerte (Anexo 2), elabore la tabla particular de la valoración realizada en la sesión experimental.

3. Tomando como base la tabla de valoración de una base fuerte con un ácido fuerte (Anexo 2), escriba las ecuaciones algebraicas particulares de pH en función de V^{HCl} válidas para cada región de la valoración realizada en la sesión experimental.
4. Obtenga la curva teórica $\text{pH} = F(V^{\text{HCl}})$ de la valoración.
5. Escriba las ecuaciones algebraicas particulares de balance de materia, de balance de carga y de la ley de acción de masas de la valoración.
6. Desarrolle el polinomio de segundo grado $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en función de V (volumen agregado de HCl) que permite simular a esta valoración.

Para resolver las preguntas que tienen que ver con el modelo, considere que el ácido clorhídrico se comporta en agua como un ácido fuerte, mientras que el hidróxido de sodio se comporta como una base fuerte ($\text{pK}_w = 14$).

SEMANA 2

Los estudiantes deberán contar con lo siguiente:

1. El folleto de preparación de soluciones (Anexo 1).
2. La tabla de variación de concentraciones (en molaridad) de las especies durante la valoración de un ácido fuerte con una base fuerte (Anexo 3).
3. El problema resuelto *Determinación del porcentaje de ácido clorhídrico* (Anexo 4).
4. Frascos de plástico para almacenar las soluciones preparadas, servitoallas, detergente y etiquetas.

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en la segunda semana del curso de laboratorio son las siguientes:

1. El profesor y los estudiantes discutirán, en forma general, la adaptación de la metodología utilizada en la semana 1 para la determinación del porcentaje en peso de una muestra comercial de ácido clorhídrico, mediante la valoración con una solución estandarizada de hidróxido de sodio.
2. Los estudiantes pedirán su material, equipo y reactivos; y sumergirán los electrodos (de medición de pH) en agua destilada.
3. Supervisados por el profesor, los estudiantes prepararán la solución de HCl, haciendo uso de la campana de extracción
4. El profesor explicará el funcionamiento del pH-metro y los estudiantes calibrarán el pH-metro.
5. Supervisados por el profesor, los estudiantes “armarán” el montaje necesario para efectuar la valoración de la solución de HCl, con la solución estandarizada de NaOH (preparada y valorada en la semana 1), midiendo el pH. Después de esto, se efectuará la valoración.

6. Los estudiantes realizarán el tratamiento de los datos experimentales para determinar: el volumen del punto estequiométrico de la reacción de valoración, la concentración empírica de la solución preparada de HCl, el porcentaje en peso de la muestra comercial de HCl, la constante experimental de la reacción de valoración y el error experimental.
7. Se aplicará una evaluación sobre lo desarrollado en esta sesión (sin valor formal) para que los estudiantes se den cuenta de su nivel de aprovechamiento.
8. Se comentará, en forma general, la adaptación de las metodologías utilizadas en las semanas 1 y 2 para la identificación y cuantificación de ácido acético en una muestra comercial de vinagre, mediante la valoración con una solución estandarizada de hidróxido de sodio.
9. En la semana 3, el equipo de estudiantes deberá traer la muestra comercial de vinagre.
10. Se recordará que la sesión de la semana 3 queda bajo responsabilidad de los estudiantes y será evaluada formalmente

Práctica 2

Determinación de la pureza de ácido clorhídrico

I. Introducción

En esta práctica, los estudiantes identificarán los rasgos generales de la metodología utilizada en la práctica 1 y la adaptarán para determinar, en forma experimental, el porcentaje de pureza de una muestra comercial de ácido clorhídrico (reactivo analítico). Para ello, primero se efectuará la dilución de la solución comercial (dos diluciones sucesivas); luego se realizarán dos valoraciones de la solución diluída del ácido HCl con la solución estandarizada de hidróxido de sodio (preparada en la semana 1). En una de las valoraciones, se medirá el pH en función del volumen agregado de la solución de hidróxido de sodio; en la otra valoración, se adicionará un indicador químico ácido-base y se medirá el volumen agregado (de la disolución de NaOH) en el cual ocurre el cambio de coloración de la solución.

II. Objetivos

El grupo de trabajo de estudiantes deberá proponer el objetivo general y los objetivos particulares.

III. Actividades previas a la práctica

Revisar en detalle la metodología realizada en la semana 1.

Leer el folleto de preparación de soluciones (Anexo 1) en especial la sección "Preparación a partir de reactivos líquidos".

Leer y comprender la resolución del problema *Determinación del porcentaje de ácido clorhídrico* (Anexo 4).

Leer las actividades de la semana 2.

Revisar la estructura de las tablas que se manejarán en esta sesión del laboratorio.

Comprender cómo se elaboró la *Tabla de variación de concentraciones (en molaridad) de las especies* durante la valoración de un ácido fuerte con una base fuerte (Anexo 3).

Después de realizar las actividades mencionadas en los párrafos anteriores, elaborar cada sección del formato de la práctica; además, incorporar los datos que se solicitan en la tabla 1 y calcular el volumen de una muestra comercial de ácido clorhídrico, reactivo analítico líquido, para preparar un cierto volumen de una solución de cierta concentración en molaridad (tomar como base de cálculo la concentración de la solución de hidróxido de sodio determinada en la semana 1).

TABLA 1. CÁLCULOS PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES				
Reactivo líquido: solución concentrada				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
Fórmula química		Concentración (M) de la solución comercial		
Peso molecular			$C_{(M)} =$	$C_{(M)}$
Porcentaje de pureza				
Densidad de la solución (g/mL)				
Primera dilución				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
$C_{(M)}$		Concentración (M) de la solución diluida		
$V_{(M)}$			$C_{(DIL)} =$	$C_{(DIL)}$
$C_{(DIL)}$				
$V_{(DIL)}$				
Segunda dilución				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
$C_{(M)}$		Concentración (M) de la solución diluida		
$V_{(M)}$			$C_{(DIL)} =$	$C_{(DIL)}$
$C_{(DIL)}$				
$V_{(DIL)}$				

IV. Material, equipo y reactivos

El grupo de trabajo de estudiantes deberá proponerlo.

V. Procedimiento experimental

El grupo de trabajo de estudiantes deberá proponerlo.

VI. Orientaciones para el tratamiento y disposición de residuos

La solución de NaOH preparada que no haya sido utilizada se debe guardar en un frasco debidamente etiquetado, señalando el valor de la concentración obtenida por titulación.

La solución de HCl obtenida por dilución de la solución comercial que no haya sido utilizada se debe guardar en un frasco debidamente etiquetado.

A la solución generada durante la valoración, seguida midiendo el pH, R 2, se le debe adicionar poco a poco una solución de HCl hasta que el pH se encuentre en el siguiente intervalo: $5.5 < \text{pH} < 10$, luego se debe verter en la tarja manteniendo el grifo del agua abierto.

La solución generada durante la valoración, en presencia de fenolftaleína, R 1, se debe verter en la tarja manteniendo el grifo del agua abierto, siempre y cuando el pH se encuentre en el intervalo: $5.5 < \text{pH} < 10$.

Diagrama ecológico 2

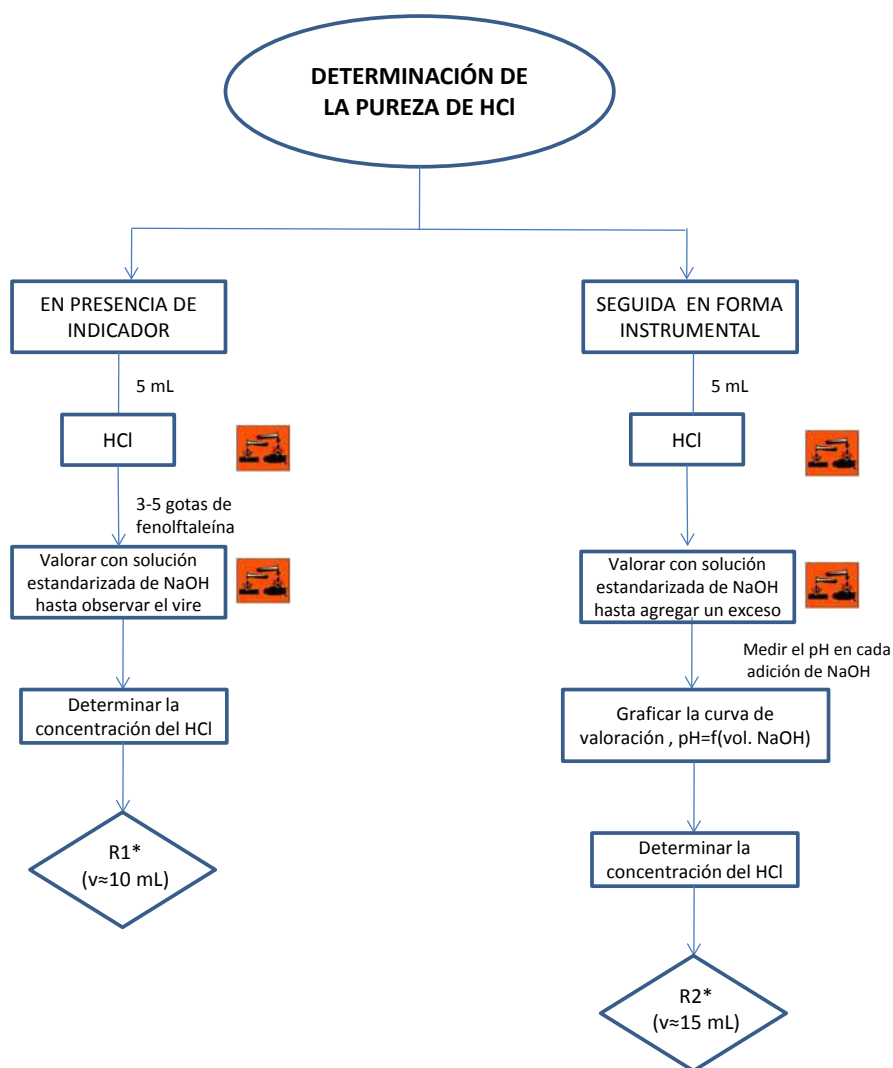


TABLA 3. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EMPÍRICA DE UNA SOLUCIÓN DE HCl (V_{PE})					
C_{DIL}	Datos	Incógnita	Ecuación química	Desarrollo	Resultado
Volumen de la alícuota de HCl (mL)		Concentración de la solución valorada de HCl		estequiometría de la reacción:	$C_{DIL} (M)$
Concentración de la soluc. Estandarizada de NaOH (M)					$C_0^{HCl} = \frac{V_{PE}^{NaOH} \times C_0^{NaOH}}{V_0^{HCl}}$
Volumen de NaOH para alcanzar el PE (mL)					
C_M	Datos	Incógnita	Ecuación de balance	Resultado	
Volumen de la alícuota de HCl diluido (mL)		Concentración de la soluc. de HCl concentrada (M)		$C_M (M)$	
Concentración de la soluc. de HCl diluido (M)					
Volumen de la alícuota de HCl concentrado (mL)					
Concentración de la Soluc. de HCl concentrado (M)					

TABLA 4. DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE EN PESO (EMPÍRICO) DE HCl EN UNA MUESTRA COMERCIAL					
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado	
Densidad de la solución comercial de HCl (g/mL)		Porcentaje en peso de HCl en la muestra comercial		% pureza	
Concentración (obtenida por la valoración) de la soluc. comercial de HCl					
Peso molecular de HCl					

VIII. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

El informe debe contener los siguientes puntos:

- **Carátula.** Debe incluir: nombre de la institución, nombre de la licenciatura, nombre de la asignatura, número y nombre de la práctica, nombre de los integrantes del equipo, grupo de laboratorio y fecha de entrega.

- **Objetivos.** Debe escribirse un objetivo general y puntualizar los objetivos particulares que se pretenden alcanzar al desarrollar la práctica.
- **Introducción.** Exclusivamente relacionada al tema de la práctica y una cuartilla de extensión como máximo.
- **Metodología experimental.** Debe describirse el procedimiento experimental (sería conveniente realizarlo en forma de diagramas de flujo).
- **Resultados.** Reportar todos los resultados obtenidos durante la práctica mediante tablas y gráficas.
- **Análisis de resultados.** Se deben analizar completamente todos los resultados, basandose en los puntos mínimos que se indican al final de cada práctica.
- **Conclusiones.** Deben plantearse con base en el análisis de resultados y los objetivos planteados.
- **Bibliografía.** Se debe indicar toda referencia bibliográfica, hemerográfica o dirección electrónica que sea consultada para la realización del informe de trabajo.

Puntos mínimos del informe

Valoración seguida en forma instrumental

1. Explique brevemente el principio de funcionamiento del pH-metro y señale la metodología para realizar las mediciones de pH.
2. Utilizando el método gráfico de las "tangentes" y el de la segunda derivada, determine el volumen del punto de equivalencia de la valoración (V_{PE}).
3. Señale si la reacción de valoración es cuantitativa, es decir, si presenta un grado de conversión mayor o igual al 97 %, para ello, analice la amplitud del salto de pH en la vecindad del V_{PE} .
4. Determine la concentración de la solución valorada de HCl.

5. Determine la concentración de la solución comercial de HCl y el porcentaje en peso de HCl en la muestra comercial.
6. A partir del valor experimental de pH_{PE} , estime el valor experimental del pK_{w} , además, determine este valor a partir de los datos de pH_{DPE} y $\log [\text{OH}^-]$. Señale el valor experimental de la constante de la reacción de valoración.

Valoración en presencia de un indicador químico

1. Utilizando el volumen agregado de NaOH en donde ocurre el cambio de coloración, determine la concentración (en molaridad) de la solución valorada de HCl.
2. Utilizando el volumen agregado de HCl en donde ocurre el cambio de coloración y el V_{PE} , determine (sobre la misma base de cálculo) el error experimental del indicador en la detección del punto de equivalencia de la valoración.
3.
$$(e = \frac{V_{\text{pe}} - V_{\text{vire}}}{V_{\text{pe}}})$$
4. Con los resultados del inciso 2, explique si el indicador químico cumple en señalar de manera "apropiada" el valor del punto de equivalencia de la valoración (esto es cierto sólo si el error es menor a 0.03).

Modelo

1. Utilizando una escala de pH escriba la reacción que ocurre durante la valoración y determine el valor teórico de la constante de la reacción.
2. Tomando como base la tabla de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte (Anexo 3), elabore la tabla particular de la valoración realizada en la sesión experimental.
3. Tomando como base la Tabla de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte (Anexo 3), escriba las ecuaciones algebraicas particulares de pH en función de V^{OH} válidas para cada región de la valoración realizada en la sesión experimental.
4. Obtenga la curva simulada $\text{pH} = f(V)$ de la valoración y compárela con la curva experimental.

5. Escriba las ecuaciones algebraicas particulares de balance de materia, de balance de carga y de la ley de acción de masas (de las ecuaciones químicas involucradas).

6. Desarrolle el polinomio de segundo grado $[H_3O^+]$ en función de V (volumen agregado de OH) que permite simular a esta valoración.

Para resolver las preguntas que tienen que ver con el “modelo”, considere que el ácido clorhídrico se comporta en agua como un ácido fuerte, mientras que el hidróxido de sodio se comporta como una base fuerte ($pK_w = 14$).

SEMANA 3

Los estudiantes deberán contar con los siguientes documentos:

El folleto *Valoración de un ácido monoprótico con una base fuerte* (Anexo 5).

ACTIVIDADES

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

1. El profesor y los estudiantes discutirán, en forma general, la adaptación de la metodología utilizada en las semanas 1 y 2, para la identificación, y cuantificación de ácido acético en una muestra comercial de vinagre, mediante la valoración con una solución estandarizada de hidróxido de sodio.
2. Los estudiantes pedirán, su material, equipo y reactivos; y sumergirán los electrodos (de medición de pH) en agua destilada.
3. Los estudiantes realizarán los cálculos del volumen necesario de una muestra comercial de ácido acético, reactivo analítico líquido, para preparar un cierto volumen de una solución de cierta concentración en molaridad.
4. Supervisados por el profesor, los estudiantes prepararán las soluciones de ácido acético y vinagre.
5. Supervisados por el profesor, los estudiantes armarán el montaje necesario para efectuar la valoración de la solución de HCl, con la solución estandarizada de NaOH (preparada y valorada en la semana 1), midiendo el pH.
6. Los estudiantes llevarán a cabo la valoración de la solución de HCl, con la solución estandarizada de NaOH; midiendo el pH durante el proceso de valoración. Después de esto, se efectuará la valoración.
7. Los estudiantes realizarán el tratamiento de los datos experimentales para determinar: el volumen del punto estequiométrico de la reacción de valoración, la concentración empírica de la solución preparada de ácido acético, la concentración empírica de la solución de ácido acético en la solución comercial de vinagre, el porcentaje en peso de ácido acético en la muestra comercial de vinagre, la constante experimental de la reacción de valoración y el error ex-

perimental. En equipos, los estudiantes llenarán las tablas que les proporcionará el profesor, que corresponderán al examen experimental del bloque 1.

8. Se aplicará un examen a los estudiantes para evaluar su conocimiento individual sobre lo desarrollado en esta sesión.

9. Al completar los puntos anteriores, el profesor indicará la calificación obtenida por cada estudiante.

Práctica 3

Identificación y cuantificación de ácido acético en vinagre

I. Introducción

En esta práctica, los estudiantes aplicarán la metodología utilizada en las prácticas 1 y 2, y la adaptarán para identificar (comparando el valor del pK_a teórico con el valor experimental) y cuantificar el ácido acético que se encuentra en una muestra comercial de vinagre. Para ello, primero se efectuarán diluciones de las soluciones de ácido acético (reactivo analítico líquido) y vinagre; luego se realizarán las valoraciones de estas dos soluciones con la solución estandarizada (en la semana 1) de hidróxido de sodio, midiendo el pH en función del volumen agregado de la solución de hidróxido de sodio.

II. Objetivos

El grupo de trabajo de estudiantes deberá proponer el objetivo general y los objetivos particulares.

III. Actividades previas a la práctica

Revisar en detalle la metodología realizada en las semanas 1 y 2.

Leer y comprender el documento *Valoración de un ácido monoprótico con una base fuerte* (Anexo 5) de tal forma que se puedan responder las siguientes cuestiones: ¿Cómo se puede saber mediante una curva de valoración $pH = f(V)$ si una reacción es cuantitativa (esto es, con un grado de conversión mayor o igual al 97

%)? ¿Cómo se puede saber mediante una curva de valoración $\text{pH} = f(V)$ si el ácido monoprótico valorado es fuerte o débil? ¿Cómo se puede saber el valor de pK_a de la disociación de un ácido monoprótico débil, mediante una curva de valoración $\text{pH} = f(V)$, es decir, gráficamente?

Leer las actividades de la semana 3.

Revisar la estructura de las tablas que se han manejado en las dos sesiones anteriores del laboratorio y las que se muestran para esta semana.

Después de realizar estas actividades, elaborar cada sección del formato de la práctica. Además, preparar las tablas 1 y 2 para que muestren los cálculos del volumen necesario de una muestra comercial de ácido acético, reactivo analítico líquido, para preparar un cierto volumen de una solución de cierta concentración en molaridad y el volumen necesario de una muestra comercial de vinagre (al 5.5 % en peso) para preparar un cierto volumen de una solución de cierta concentración en molaridad (tomar como base de cálculo la concentración de la solución de hidróxido de sodio determinada en la semana 1).

IV. Material, equipo y reactivos

El grupo de trabajo de estudiantes deberá proponer los objetivos.

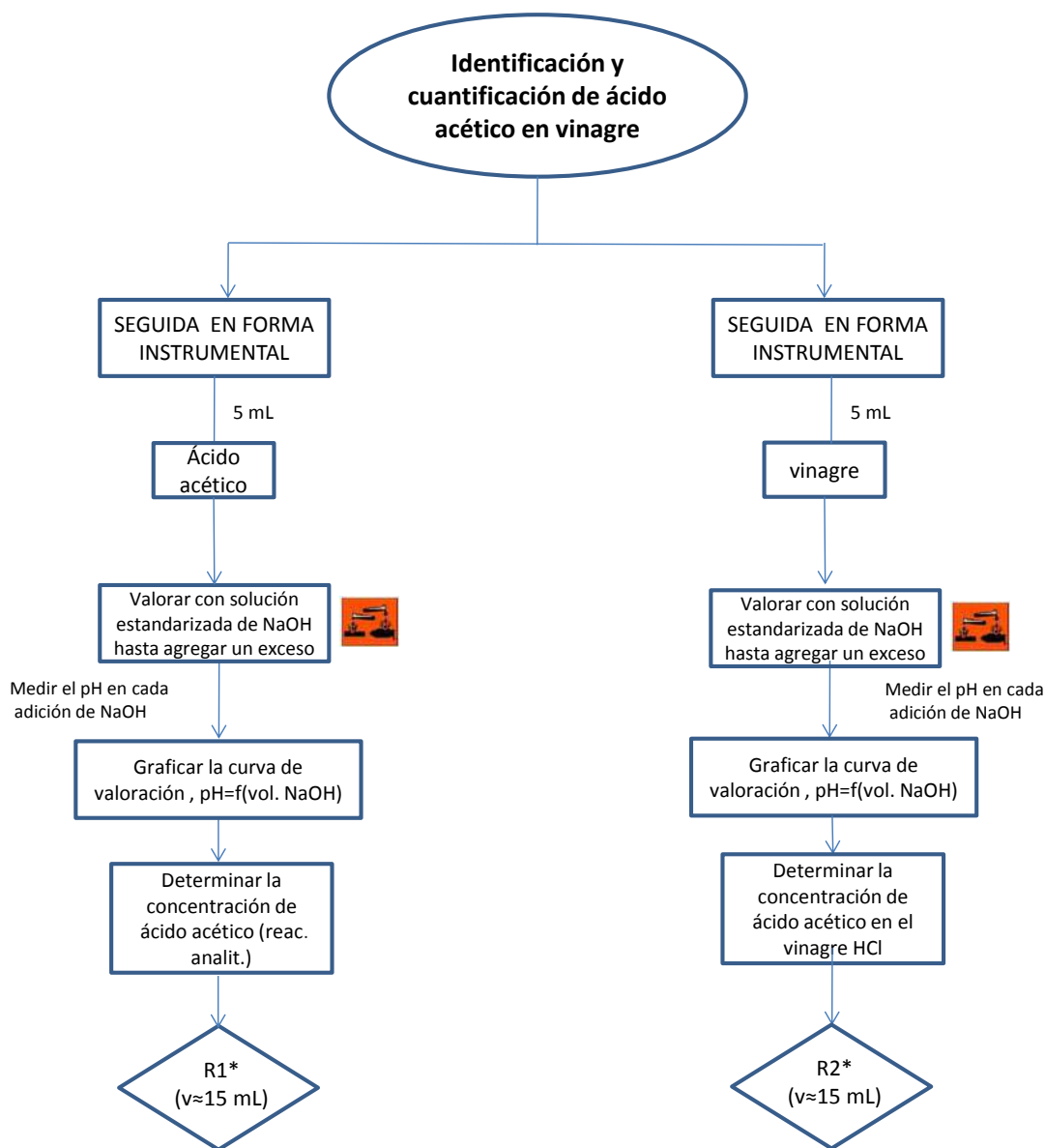
V. Procedimiento experimental

El grupo de trabajo de estudiantes deberá proponerlo.

En equipos, los estudiantes llenarán las tablas que les proporcionará el profesor, que corresponderán al examen experimental del bloque 1.

VI. Orientaciones para el tratamiento y disposición de residuos

Diagrama ecológico 3



La solución de NaOH preparada que no haya sido utilizada se debe guardar en un frasco debidamente etiquetado, señalando el valor de la concentración obtenida por titulación.

La solución de ácido acético obtenida por dilución de la solución comercial que no haya sido utilizada se debe guardar en un frasco debidamente etiquetado.

La solución de ácido acético obtenida por dilución de la solución comercial de vinagre que no haya sido utilizada se debe neutralizar con una solución de hidróxido de sodio hasta que el pH se encuentre en el siguiente intervalo: $5.5 < \text{pH} < 10$, luego se debe verter en la tarja, manteniendo el grifo del agua abierto.

A las soluciones generadas durante las valoraciones, seguidas midiendo el pH, R 1 y R 2, se les debe adicionar poco a poco una solución de HCl hasta que el pH se encuentre en el siguiente intervalo: $5.5 < \text{pH} < 10$, luego se deben verter en la tarja, manteniendo el grifo del agua abierto.

VII. Resultados experimentales

Después de realizar el procedimiento experimental, completar las siguientes tablas y realizar el tratamiento de datos solicitado.

TABLA 1. CÁLCULOS PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES				
Solución concentrada de ácido acético				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
Fórmula		Concentración	$C_{(M)} =$	
Peso molecular		(M) de la		$C_{(M)}$
Porcentaje de pureza		solución		
Densidad de la solución (g/mL)		comercial		
Primera dilución del ácido acético				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
$C_{(M)}$		Concentración	$C_{(DIL)} =$	$C_{(DIL)}$
$V_{(M)}$		(M) de la		
$V_{(DIL)}$		solución		
		diluida		
Segunda dilución del ácido acético				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
$C_{(DIL)}$		Concentración	$C_{(2)} =$	$C_{(2)}$
$V_{(DIL)}$		(M) de la		
$V_{(2)}$		solución		
		diluida		

TABLA 2. CÁLCULOS PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

TABLA 2. CÁLCULOS PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES				
Solución concentrada de vinagre				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
Fórmula		Concentración (M) de la solución comercial	$C_{(M)} =$	
Peso molecular				$C_{(M)}$
Porcentaje de pureza				
Densidad de la solución (g/mL)				
Dilución del vinagre				
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
$C_{(M)}$		Concentración (M) de la solución diluida	$C_{(DIL)} =$	$C_{(DIL)}$
$V_{(M)}$				
$V_{(DIL)}$				

TABLA 3. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EXPERIMENTAL DE LA SOLUCIÓN NaOH (indicador químico)

TABLA 3. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EXPERIMENTAL DE LA SOLUCIÓN NaOH (indicador químico)					
	Datos	Incógnita	Ecuación química	Desarrollo	Resultado
Volumen de la alícuota de NaOH (mL)		Concentración exp. de la solución de NaOH		estequiometría:	C (NaOH) M
Concentración de la soluc. de HCl (M)				Por tanto:	
Volumen 1 de HCl para alcanzar el vire (mL)					
Volumen 2 de HCl para alcanzar el vire (mL)					
Indicador químico	Fenolftaleína				

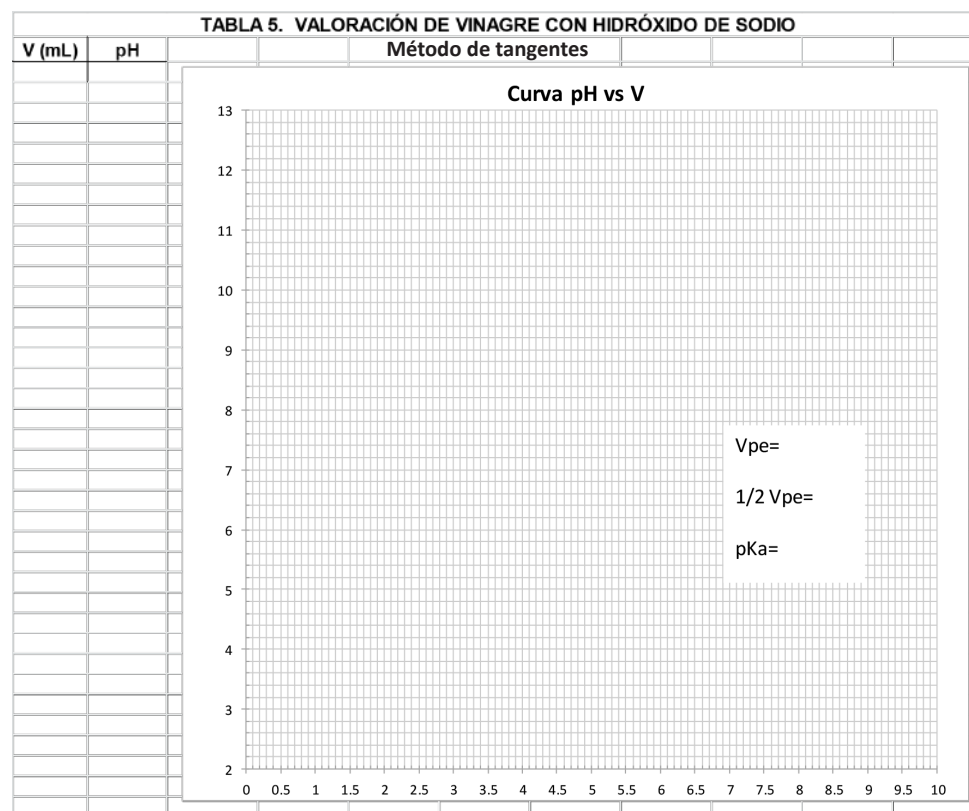
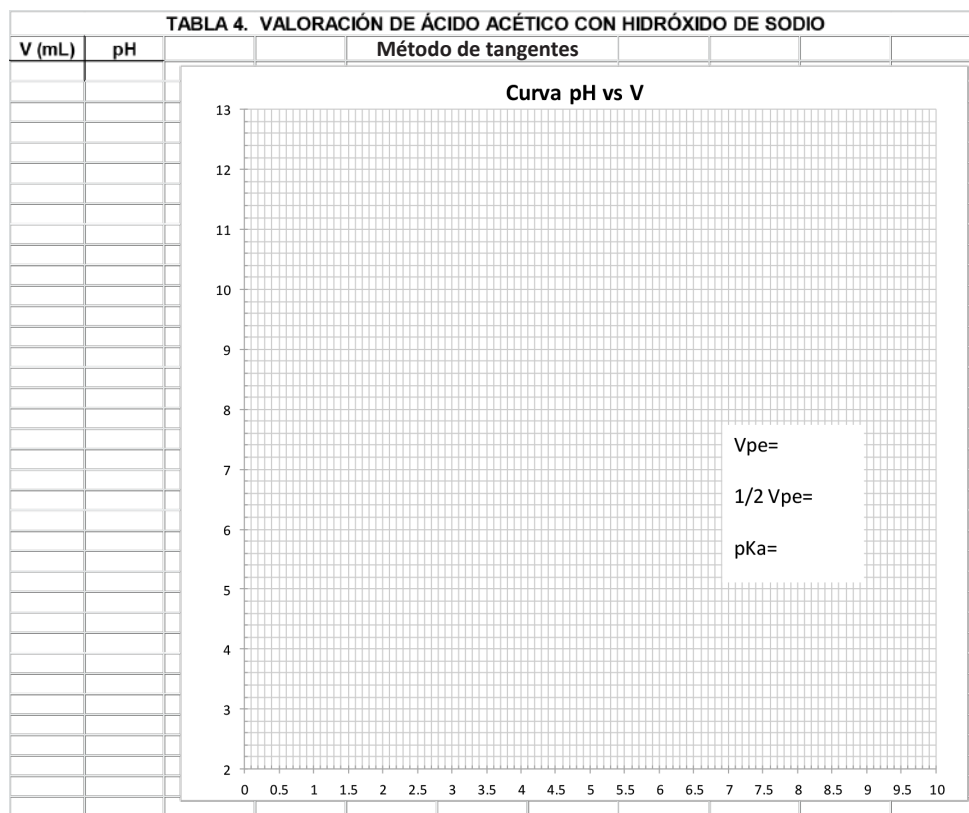


TABLA 6. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EMPÍRICA DE ÁCIDO ACÉTICO (V_{PE}) REAC. ANALIT.					
$C_{(2)}$			Ecuación química		
	Datos	Incógnita		Desarrollo	Resultado
Volumen de la alícuota de ácido acético (mL)		Concentración de la solución valorada de ácido acético (M)		estequiometría de la reacción:	$C_{(2)}$ (M)
Concentración de la soluc. estandarizada de NaOH (M)				Por tanto:	
Volumen de NaOH para alcanzar el PE (mL)					
C_M					
	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado	
Factor de dilución (de la segunda dilución)		Concentración de la solución concentrada de ácido acético (M)		C_M (M)	
Factor de dilución (de la primera dilución)					
Concentración de la soluc. de ácido acético valorado (M)					

$C_{(DIL)}$			Ecuación química		
Datos	Incógnita			Desarrollo	Resultado
Volumen de la alícuota de la soluc. de vinagre (mL)	Concentración de la soluc. de ácido acético valorado en el vinagre (M)			estequiometría de la reacción:	$C_{(DIL)} \text{ (M)}$
Concentración de la soluc. estandarizada de NaOH (M)				Por tanto:	
Volumen de NaOH para alcanzar el PE (mL)					
C_M					
Datos	Incógnita		Desarrollo	Resultado	
Factor de dilución	Concentración de ácido acético en la muestra comercial de vinagre (M)			$C_M \text{ (M)}$	
Concentración de la soluc. de ácido acético valorado en el vinagre (M)					

TABLA 8. DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE EN PESO (EMPÍRICO) DE ÁCIDO ACÉTICO EN LA MUESTRA COMERCIAL DE VINAGRE

	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
Densidad de la solución comercial de vinagre (g/mL)		Porcentaje en peso de ácido acético en la muestra comercial de vinagre		Porcentaje en peso de ácido acético en el vinagre
Concentración de ácido acético en la muestra comercial de vinagre (M)				
Peso molecular				

TABLA 9. DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE DE ERROR EN EL CONTENIDO DE VINAGRE DEL ÁCIDO ACÉTICO EN LA MUESTRA COMERCIAL DE VINAGRE

	Datos	Incógnita	Desarrollo	Resultado
Porcentaje en peso de ácido acético en el vinagre		% de error		% de error
Porcentaje en peso de ácido acético en el vinagre (FABRICANTE)				

TABLA 10. IDENTIFICACIÓN DE ÁCIDO ACÉTICO EN LA MUESTRA COMERCIAL DE VINAGRE

Explique cómo se identificó el acético en la muestra de vinagre

VIII. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

El informe debe contener los siguientes puntos:

- **Carátula.** Debe incluir: nombre de la institución, nombre de la licenciatura, asignatura, número y nombre de la práctica, número de equipo, nombre de los integrantes del equipo, grupo de laboratorio y fecha de entrega.

- **Objetivos.** Debe escribirse un objetivo general y puntualizar los objetivos particulares que el equipo pretenda alcanzar en la realización de la práctica.
- **Introducción.** Exclusivamente relacionada al tema de la práctica y como máximo una cuartilla de extensión.
- **Metodología experimental.** Debe describirse el procedimiento experimental (sería conveniente realizarlo en forma de diagrama de flujo).
- **Resultados.** Reportar todos los resultados obtenidos durante la práctica mediante tablas y gráficas.
- **Análisis de resultados.** Se deberán analizar completamente todos los resultados, tomando en cuenta los puntos mínimos que se indican al final de cada práctica.
- **Conclusiones.** Deben plantearse con base en el análisis de resultados y los objetivos planteados.
- **Bibliografía.** Se debe indicar toda referencia bibliográfica, hemerográfica o dirección electrónica que sea consultada para la realización del informe de trabajo.

Para cada valoración realizada: acético y vinagre

1. Utilizando el método gráfico de las "tangentes" y el de la segunda derivada, determine el volumen del punto de equivalencia de la valoración (V_{PE}).
2. Determine la concentración inicial (en molaridad) del ácido de la solución valorada.
3. A partir del valor experimental: $V_{PE}/2$, estime gráficamente el valor experimental del pK_a .
4. Utilizando la ecuación general $V = f(pH)$ de la valoración de una solución acuosa de un ácido monoprótico con una solución acuosa de una base fuerte:
 - Calcule suficientes valores de $pH = f(V)$ para trazar apropiadamente la curva de valoración teórica.

- Sobre la gráfica en donde trazó la curva experimental: $\text{pH} = f(V)$, trace la curva de valoración teórica y compare estas dos curvas.
 - Señale el porcentaje de conversión de las reacciones de valoración en el punto estequiométrico.
 - Escriba la reacción que ocurre durante la valoración y explique si esta ecuación química es suficiente para describir el comportamiento químico del sistema durante la valoración.
 - Analice la posibilidad teórica de utilizar el anaranjado de metilo, el rojo neutro y la fenolftaleína como indicadores de fin de valoración, para ello, sobreponga los intervalos de transición sobre la curva experimental.
5. Con los resultados anteriores, explique en detalle si identificó experimentalmente que la muestra comercial de vinagre contiene ácido acético y, de ser así, determine el porcentaje en peso del ácido acético contenido en el vinagre comercial.
6. Compare el porcentaje de ácido acético en vinagre obtenido experimentalmente con el reportado por el fabricante y verifique si el orden de magnitud es similar.

SEMANA 4

ACTIVIDADES

Se revisarán los problemas del esquema monoprótico que se han propuesto en la clase de teoría.

Resolución de problemas del esquema monoprótico

SEMANA 5

Los estudiantes deberán contar con lo siguiente:

1. El folleto de teoría sobre el esquema diprótico.
2. La hoja de cálculo correspondiente a la valoración de un ácido diprótico con una base fuerte.

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en esta semana son las siguientes:

1. Al inicio de la sesión del laboratorio, los estudiantes pedirán el material y equipo (que utilizarán en la sesión experimental) y deberán sumergir los electrodos combinados en agua destilada.
2. Los estudiantes aprenderán a utilizar, con la asesoría del profesor, la hoja de cálculo (Excel) que permita simular las curvas teóricas $\text{pH} = f(V)$ de la valoración de una solución acuosa de un ácido diprótico con una solución acuosa de una base fuerte, a partir de la ecuación general $\phi_{\text{H}_2\text{A}}^{\text{OH}} = f([\text{H}_3\text{O}^+])$.
3. Los estudiantes seguirán la metodología (supervisados por el profesor) para determinar experimentalmente los coeficientes estequiométricos entre la reacción de un ácido diprótico (ácido maleico) con NaOH, mediante una valoración química, esto es, pesar una cierta masa de ácido maleico, disolverla en agua destilada, efectuar la valoración del ácido con hidróxido de sodio midiendo el pH para cada adición del reactivo valorante, graficar pH vs la relación molar NaOH/Ácido maleico, identificar las reacciones de valoración y determinar los coeficientes estequiométricos de estas reacciones.
4. Una vez determinados los coeficientes estequiométricos, los estudiantes determinarán la concentración de ácido maleico en una solución "problema" mediante una valoración con NaOH, utilizando un indicador químico de fin de reacción.
5. Se comentará, en forma general, la adaptación de la metodología utilizada en esta sesión para la determinación de los coeficientes estequiométricos de cualquier reacción de un ácido poliprótico con NaOH.

Práctica 4

Determinación de los coeficientes estequiométricos de la reacción de ácido maleico con hidróxido de sodio

I. Introducción

La determinación experimental de los coeficientes estequiométricos entre reactivos que participan en una reacción, es indispensable en la resolución de problemas reales tales como:

- a) Determinar las ecuaciones químicas balanceadas.
- b) Determinar la concentración de un compuesto en una muestra.
- c) Proponer métodos de síntesis.

Para alcanzar este propósito, es necesario disponer de un procedimiento sistemático que permita su conocimiento. Uno de esos procedimientos son las valoraciones químicas; que consiste en obtener las curvas de valoración de cantidades perfectamente conocidas del reactivo por titular, en función de la relación molar del reactivo titulante respecto al reactivo por titular: $\phi_{\text{por tit}}^{\text{tit}}$,

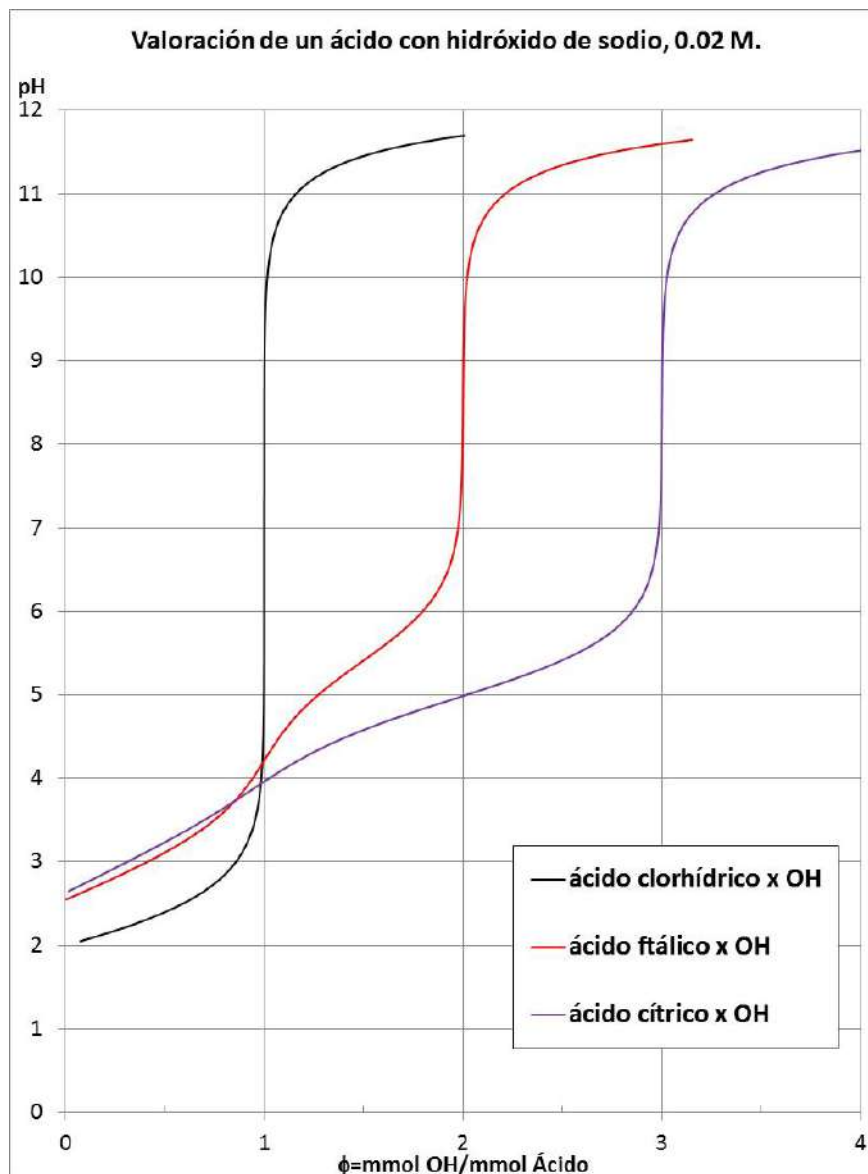
$$\phi_{\text{por tit}}^{\text{tit}} = \frac{\text{moles de la especie titulante}}{\text{moles de la especie por titular}}$$

Experimentalmente, $\phi_{\text{por tit}}^{\text{tit}}$ puede conocerse de la siguiente forma: por una parte, las moles de la especie titulante se conocen mediante el volumen agregado de este reactivo multiplicado por la concentración del mismo; por otra parte, las moles del reactivo por titular se pueden conocer con la masa exacta (pesada con una balanza semimicro), la masa molar y la pureza del reactivo por titular, esto es:

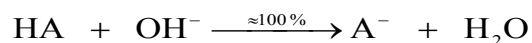
$$\phi_{\text{por tit}}^{\text{tit}} = \frac{VC_T}{\text{masa} \times \text{pureza} / \text{masa molar}}$$

A continuación, se muestran las curvas pH vs $\phi_{\text{H}_n\text{A}}^{\text{OH}}$ de la valoración de un ácido con hidróxido de sodio para $n = 1, 2$, y 3 (ácido clorhídrico, ácido ftálico y ácido cítrico respectivamente). Como se puede observar, el cambio brusco de pH (que se presenta en reacciones de alto porcentaje de conversión) se obtiene en $\phi_{\text{HCl}}^{\text{OH}} = 1$

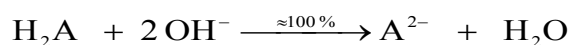
, $\phi_{\text{ac. ftálico}}^{\text{OH}} = 2$ y $\phi_{\text{ac. cítrico}}^{\text{OH}} = 3$, respectivamente, lo cual indica el número de moles de OH que se necesitan relativamente para neutralizar a las moles iniciales del ácido y, por tanto, esto corresponde a identificar los coeficientes estequiométricos de la reacción entre el ácido y el NaOH.



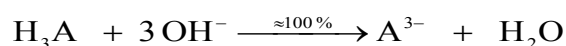
La importancia de conocer los coeficientes estequiométricos en la cuantificación experimental de un ácido poliprótico, mediante una valoración con NaOH, tiene que ver con las ecuaciones de balance (estequiométrico) que se tienen que utilizar para obtener esta cuantificación, esto es:



$$C_0 = \frac{V_{\text{PE}} C_{\text{OH}}}{V_0}$$



$$C_0 = \frac{V_{\text{PE}} C_{\text{OH}}}{2V_0}$$



$$C_0 = \frac{V_{\text{PE}} C_{\text{OH}}}{3V_0}$$

En donde:

C_0 es la concentración molar inicial del ácido que se desea determinar.

V_0 es el volumen de la alícuota del ácido.

V_{PE} es el volumen del punto estequiométrico (en donde hay un cambio brusco de pH en el gráfico de $\text{pH} = f(\text{Vol de NaOH})$).

C_{OH} es la concentración exacta del NaOH, determinada por estandarización.

II. Objetivos

En esta práctica, los estudiantes determinarán experimentalmente los coeficientes estequiométricos de la reacción de ácido maleico con NaOH utilizando una valoración química.

Determinarán, además, la concentración de ácido maleico en una muestra “problema” mediante una valoración con NaOH, utilizando un indicador químico.

Identificarán si las reacciones de valoración ocurren en forma sucesiva o en forma simultánea.

En el caso de que las reacciones ocurran en forma sucesiva, estimarán los valores experimentales de los pK_a , y de las constantes de las reacciones.

III. Actividades previas a la práctica

1. Leer en detalle la introducción y los objetivos de la práctica 4.
2. Graficar la curva pH vs $\phi_{\text{HCl}}^{\text{OH}}$ de la valoración de la solución de HCl con NaOH que se realizó en la semana 2 (Práctica 2). Con base en esta curva, determinar los coeficientes estequiométricos (experimentales) de la reacción entre HCl y NaOH.
3. Justificar el uso de la ecuación de balance: $V_0^{\text{OH}} C_0^{\text{OH}} = V_{\text{PE}}^{\text{HCl}} C_0^{\text{HCl}}$.

IV. Material, equipo y reactivos

Material	Equipo	Reactivos
1 matraz volumétrico de 100 mL	1 pH-metro	Solución comercial de HCl, 0.0998 molar (Baker)
1 pipeta volumétrica de 5, 25, 10 mL	1 electrodo combinado (referencia y vidrio)	Hidróxido de sodio (reactivo analítico sólido)
1 pipeta graduada de 5 mL		
2 copas tequileras	1 agitador magnético	Ácido maleico (reactivo analítico sólido)
3 vasos de precipitados de 50 mL		
3 vasos del precipitados de 100 mL		
1 bureta de 10 mL con soporte metálico y pinzas	2 barras magnéticas	Solución para calibrar el pH-metro; pH = 4.01 ó pH= 7.00
Una espátula		Solución de fenolftaleína (indicador químico)
Una piseta		

V. Procedimiento experimental

a) Preparación de solución de NaOH

Preparar 100 mL de una solución acuosa de hidróxido de sodio ($C \approx 0.15$ M) y estandarizarla con una solución comercial de HCl, 0.0998 molar (Baker), utilizando a la fenolftaleína como indicador de fin de reacción (en caso de ser necesario revisar la práctica 1). Realizar la estandarización una vez más y tomar como valor representativo el promedio de la concentración de NaOH obtenida de las dos estandarizaciones (completar la tabla 1).

b) Calibración del pH-metro

Conectar a la corriente eléctrica el pH-metro (potenciómetro) y el electrodo combinado (vidrio-referencia) conectarlo en el pH-metro. En una copa "tequilera", colocar un cierto volumen de una solución comercial de pH = 7.00 (o pH = 4.01), sumergir el electrodo combinado dentro de esta solución y dejar bajo agitación al menos durante 2 minutos (utilizar una barra y agitador magnéticos). Encender el pH-metro y calibrarlo de tal forma que el pH medido coincida con el valor de pH de la solución comercial, repetir esta operación hasta que el valor de pH no cambie. Una vez efectuada la calibración, desactivar la medición de pH y sacar el electrodo combinado, enjuagarlo con agua destilada y secarlo con papel absorbente sin frotar.

c) Determinación de los coeficientes estequiométricos de la reacción

Pesar (utilizando la balanza semimicro) entre 50 y 55 mg de ácido maleico (anotar el valor realmente pesado), transferir el sólido a la copa tequilera, agregar 5 mL de agua destilada y agitar (mediante el agitador y la barra magnéticos) hasta la disolución de la muestra. Sumergir el electrodo combinado en la solución y armar el montaje necesario para llevar a cabo la valoración y la medición de pH. Realizar la valoración agregando con una bureta la solución estandarizada de NaOH. Medir el pH inicial y los pH's para cada adición de la solución valorante, anotando los valores de pH en función del volumen agregado de la solución de NaOH en la tabla 2.

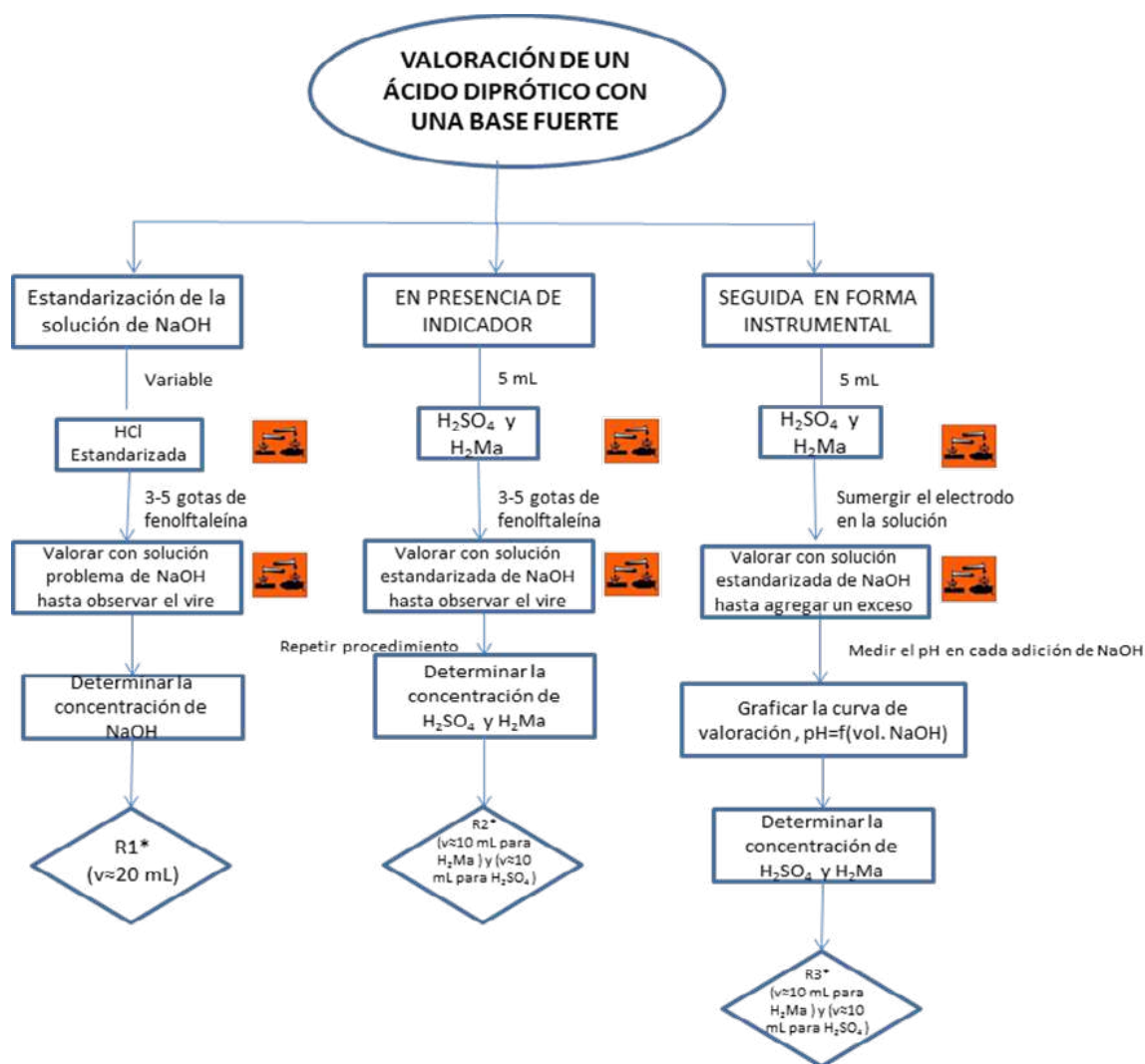
d) Valoración de una solución problema de ácido maleico (con indicador)

Medir 5 mL de la solución problema de ácido maleico (pipeta volumétrica), de manera exacta y agregarle de dos a tres gotas de fenolftaleína. Mezclar la solución y realizar la valoración agregando con una bureta la solución estandarizada de

NaOH. Detener la valoración cuando ocurra el cambio de coloración y se mantenga por lo menos 15 segundos. Realizar la estandarización una vez más y tomar como valor representativo el promedio del volumen de vire de NaOH obtenido de las dos valoraciones. Anotar este valor en la tabla 3.

VI. Orientaciones para el tratamiento y disposición de residuos

Diagrama ecológico 4



Tratamiento de residuos: Mezclar R1, R2 y R3, medir el pH de la mezcla resultante. Si el valor de pH se encuentra entre 5.5 y 10, verter en el desagüe. De lo contrario, agregar ácido diluido (ácido acético) o NaOH, según sea el caso, para lograr obtener este intervalo de pH antes de desecharlo.

VII. Tablas de resultados experimentales

Datos	Incógnita	Ecuación química	Desarrollo	Resultado
Volumen de la alícuota de NaOH (mL)	Concentración de la solución preparada de NaOH	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Dado que la reacción presenta una estequiometría 1 a 1	$C_0^{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{PE}}^{\text{HCl}} \times C_0^{\text{HCl}}}{V_0^{\text{NaOH}}}$
Concentración de la soluc. estandarizada de HCl (M)		$\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$		
Volumen promedio de HCl para alcanzar el vire (mL)				
Indicador químico			$V_0^{\text{NaOH}} \times C_0^{\text{NaOH}} = V_{\text{PE}}^{\text{HCl}} \times C_0^{\text{HCl}}$	

Método de tangentes		
V (mL)	ϕ	pH
0.00		
0.50		
1.00		
1.50		
2.00		
2.25		
2.50		
2.60		
2.70		
2.80		
2.90		
3.00		
3.10		
3.20		
3.30		
3.40		
3.50		
3.75		
4.00		
4.50		
5.00		
5.25		
5.50		
5.60		
5.70		
5.80		
5.90		
6.00		
6.10		
6.20		
6.30		
6.40		
6.50		
6.75		
7.00		
7.25		
7.50		
7.75		
8.00		
8.50		
9.00		
9.50		
10.00		

Curva pH vs ϕ

Coeficientes estequiométricos:

TABLA 3. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EXPERIMENTAL DE UNA SOLUCIÓN "PROBLEMA" DE ÁCIDO MALEICO (indicador químico)					
	Datos	Incógnita	Ecuación química	Desarrollo	Resultado
Volumen de la alícuota de ácido maleico (mL)		Concentración de la solución problema de ácido maleico		Dado que la reacción presenta una estequiometría:	C (maleico) M
Concentración de la soluc. estandarizada de NaOH (M)					
Volumen promedio de NaOH para alcanzar el vire					
Indicador químico					

VIII. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

Determinación de los coeficientes estequiométricos de la reacción de ácido maleico y NaOH

1. Utilizando el método gráfico de las "tangentes" y el método de la segunda derivada.
2. Determine los valores de: $\phi_{H_2A}^{OH}$, de los puntos de equivalencia de la valoración. Señale cuál de los dos valores es el más confiable.
3. Explique cuántas reacciones ocurren durante la valoración, señale si son sucesivas o simultáneas y señale cuál de las reacciones presenta un mayor porcentaje de conversión.
4. Determine los valores experimentales de los coeficientes estequiométricos de cada una de las reacciones de valoración.
5. Estime gráficamente (a partir de la curva $pH = f(\phi_{H_2A}^{OH})$), los valores experimentales de los pK_a , del ácido maleico y, a partir de ellos, determine los valores experimentales de las constantes de las reacciones que ocurren durante la valoración.

Modelo

1. Utilizando una escala de pH, escriba las reacciones que ocurren durante la valoración y determine el valor teórico de las constantes de cada reacción.
2. Escriba las ecuaciones algebraicas particulares de balance de materia, de balance de carga y de la ley de acción de masas (de las ecuaciones químicas involucradas).

3. Escriba el polinomio de cuarto grado $[H_3O^+]$ en función de V (volumen agregado de HCl) que permite simular esta valoración.
4. Utilizando la hoja de cálculo de la valoración de una solución acuosa de un ácido diprótico con una solución acuosa de una base fuerte, simule la curva de valoración $pH = f(\phi_{H_2A}^{OH})$ y gráfiquela junto con la curva experimental.
5. Se comentará, en forma general, la forma en que se realizarán las siguientes sesiones de laboratorio.

Valoración de una solución problema de ácido maleico (con indicador)

1. Utilizando el volumen agregado de NaOH, en donde ocurre el cambio de coloración de la solución, escriba la ecuación química de la reacción.
2. Determine la concentración (en molaridad) de la solución problema del ácido maleico.

Datos

El ácido maleico ($COOH-HC=CH-COOH$) es un ácido diprótico cuyos valores de pK_a 's son: $pK_{a1} = 1.94$ y $pK_{a2} = 6.22$. El hidróxido de sodio se comporta en agua como una base fuerte. La ecuación química de la autoprotólisis presenta un valor de $pK_w = 14.0$. El intervalo de transición de pH de la fenolftaleína es $8.0 < pH < 9.6$.

SEMANA 6

Los estudiantes deberán contar con la hoja de cálculo de la valoración de un ácido triprótico con una base fuerte; y deberán traer gasa para filtrar el jugo de limón.

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en esta semana son las siguientes:

1. Los estudiantes pedirán, al inicio de la sesión del laboratorio, su material y equipo, y sumergirán los electrodos combinados en agua destilada.
2. Utilizando la hoja de cálculo de la valoración de un ácido triprótico con una base fuerte, los estudiantes entregarán en forma impresa la curva teórica pH vs $\phi_{\text{H}_3\text{A}}^{\text{OH}}$ de valoración de ácido cítrico con hidróxido de sodio.
3. Los estudiantes aplicarán la metodología para determinar experimentalmente los coeficientes estequiométricos entre la reacción de ácido cítrico con NaOH mediante una valoración química. En equipos, los estudiantes llenarán las tablas que les proporcionará el profesor, que corresponderán al examen experimental del bloque 2.
4. Los estudiantes determinarán la concentración de ácido cítrico en el jugo de limón mediante una valoración con NaOH y determinarán el porcentaje de ácido cítrico por cada limón. En equipos, los estudiantes llenarán las tablas que les proporcionará el profesor, que corresponderán al examen experimental del bloque 2.
5. Se aplicará un examen a los estudiantes para evaluar su conocimiento individual sobre lo desarrollado en esta sesión.
6. Al completar los puntos anteriores, el profesor indicará la calificación obtenida por cada estudiante.

Práctica 5

Cuantificación de ácido cítrico en jugo de limón

I. Introducción

En esta práctica, los estudiantes determinarán la cantidad de ácido cítrico que hay en un limón. Para ello, primero se determinará la estequiometría experimental de la reacción de ácido cítrico con NaOH utilizando una valoración química, enseguida, se realizará la valoración de una muestra de jugo de limón con una solución estandarizada de hidróxido de sodio, finalmente, se determinará el porcentaje de ácido cítrico por cada limón. Durante los procesos de valoración, se medirá el pH de la solución, en función del volumen agregado de la solución de hidróxido de sodio.

II. Objetivos

Serán planteados por el grupo de trabajo de estudiantes.

III. Actividades previas a la práctica

Leer en detalle la introducción y los objetivos de la práctica 4.

Utilizando la hoja de cálculo de la valoración de un ácido triprótico con una base fuerte, elaborar la curva teórica pH vs $\phi_{\text{H}_3\text{A}}^{\text{OH}}$ de valoración de ácido cítrico con hidróxido de sodio (una copia impresa de esta gráfica se entregará el día de la práctica).

Justificar el uso de la ecuación de balance: $V_0^{\text{H}_3\text{A}} C_0^{\text{H}_3\text{A}} = \frac{V_{\text{PE}}^{\text{OH}} C_0^{\text{OH}}}{3}$ en la valoración de ácido cítrico con hidróxido de sodio.

Datos

El ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$, 192.13 g/mol) se comporta en agua como un ácido triprótico en donde: $\text{pK}_{\text{a}1} = 3.15$, $\text{pK}_{\text{a}2} = 4.77$ y $\text{pK}_{\text{a}3} = 5.19$. La ecuación química de la autoprotólisis presenta un valor de $\text{pK}_{\text{w}} = 14.0$

IV. Material, equipo y reactivos

Serán propuestos por el grupo de trabajo de estudiantes.

V. Procedimiento experimental

Será propuesto por el grupo de trabajo de estudiantes.

En equipos, los estudiantes llenarán las tablas que les proporcionará el profesor, que corresponderán al examen experimental del bloque 2.

VI. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

Determinación de los coeficientes estequiométricos de la reacción de ácido cítrico con NaOH.

1. Utilizando el método gráfico de las “tangentes” y el método de la “segunda derivada” determine el valor de: $\phi_{H_3A}^{OH}$, del punto de equivalencia de la valoración.
2. Explique cuántas reacciones ocurren durante la valoración, señale si son sucesivas o simultáneas y señale cuál de las reacciones presenta un mayor porcentaje de conversión.
3. Determine los valores experimentales de los coeficientes estequiométricos de la reacción de valoración en donde se observa el cambio brusco de pH.
4. Estime gráficamente (a partir de la curva $pH = f(\phi_{H_3A}^{OH})$), los valores experimentales de los pK_a , del ácido cítrico y a partir de ellos determine los valores experimentales de las constantes de las reacciones que ocurren durante la valoración.

Modelo

1. Utilizando una escala de pH, escriba las reacciones que ocurren durante la valoración y determine el valor teórico de las constantes de cada reacción.
2. Escriba las ecuaciones algebraicas particulares de balance de materia, de balance de carga y de la ley de acción de masas (de las ecuaciones químicas involucradas).

3. Escriba el polinomio de quinto grado $[H_3O^+]$ en función de V (volumen agregado de NaOH) que permite simular a esta valoración.
4. Utilizando la hoja de cálculo de la valoración de una solución acuosa de un ácido triprótico con una solución acuosa de una base fuerte, simule la curva de valoración $pH = f(\phi_{H_3A}^{OH})$ y grafíquela junto con la curva experimental.

Cuantificación de ácido cítrico en los limones

1. Utilizando el método gráfico de las "tangentes" y el método de la segunda derivada, determine el valor del volumen de NaOH, del punto de equivalencia de la valoración.
2. Determine la concentración (en molaridad) del ácido cítrico en el jugo de limón y, a partir de esto, determine el porcentaje de ácido cítrico por cada limón.
3. Estime gráficamente, a partir de la curva $pH = f(V^{OH})$, los valores experimentales de los pK_a y, a partir de ellos, concluya sobre la presencia del ácido cítrico en el jugo de limón.

Datos

El ácido cítrico ($C_6H_8O_7$, 192.13 g/mol) se comporta en agua como un ácido triprótico en donde: $pK_{a1} = 3.15$, $pK_{a2} = 4.77$ y $pK_{a3} = 5.19$.

El hidróxido de sodio se comporta en agua como un electrolito fuerte.

La ecuación química de la *autoprotólisis* presenta un valor de $pK_w = 14.0$

El intervalo de transición de pH de la fenolftaleína es $8.0 < pH < 9.6$; la forma ácida del indicador es incolora, el color de la forma básica del indicador es rojo.

SEMANA 7

ACTIVIDADES

Se revisarán los problemas del esquema poliprótico que se han propuesto en la clase de teoría.

Resolución de problemas del esquema polioprótico

SEMANA 8

Los estudiantes deberán contar con lo siguiente:

1. El documento *Estudio del sistema: Ag (I)-H₂O* (Anexo 6).
2. Las gráficas de la distribución de las fracciones de las especies solubles del sistema Ag(I)-H₂O en función del pH y la representación logarítmica de la solubilidad del sistema Ag(I)-H₂O
3. Las gráficas de la distribución de las fracciones de las especies solubles del sistema Zn(II)-H₂O en función del pH y la representación logarítmica de la solubilidad del sistema Zn(II)-H₂O

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en esta semana son las siguientes:

1. El profesor dará un resumen sobre el tema Hidroxo-complejos: analogía con los sistemas polipróticos, diagramas de distribución en función de pH y la representación logarítmica de la solubilidad. En forma particular, se analizarán los sistemas: Ag(I)-H₂O y Zn(II)-H₂O.
2. El profesor y los estudiantes discutirán en forma general el documento *Estudio del sistema: Ag(I)-H₂O*.
3. Los estudiantes, asesorados por el profesor, elaborarán las hojas de cálculo necesarias para la resolución algebraica del sistema en estudio.
4. Se realizará la práctica 6.

Práctica 6

Hidroxocomplejos

I. Introducción

En esta práctica, los estudiantes observarán la formación de los hidroxocomplejos, tomando como referencia la formación y/o redisolución de los sólidos AgOH y Zn(OH)_2 .

II. Objetivos

III. Actividades previas a la práctica

Cuestionario previo

Tomando como fundamento el resumen expuesto por el profesor del tema Hidroxocomplejos y el documento *Estudio del sistema: $\text{Ag(I)}-\text{NH}_3-\text{H}_2\text{O}$* , resuelva las siguientes cuestiones:

1. Mediante una escala de pH, señale y escriba las ecuaciones químicas que describen el estado de equilibrio de la solución acuosa de nitrato de plata 0.005 M.
2. Aplique las ecuaciones de balance de materia, de electroneutralidad y la ley de acción de masas en forma particular a la solución acuosa de nitrato de plata 0.005 M.
3. Escriba la ecuación particular de cuarto grado de la concentración del ion hidronio de la solución acuosa de nitrato de plata 0.005 M.
4. Calcule el pH de la solución.
5. Calcule la composición química del sistema y los valores de: $\alpha_{(\text{Ag}^+)}$, $\alpha_{(\text{AgOH})}$ y $\alpha_{(\text{Ag(OH)}_2)^+}$.

Datos

En agua, el nitrato de plata, AgNO_3 , se comporta como electrolito fuerte.

M	Ag ⁺	pK _w	log β_1	log β_2	pK _s
L	OH ⁻	14	2	4	15.42
		1E-14	100	10000	3.80189E-16
			1E-12	1E-12	

IV. Material, equipo y reactivos

Material	Equipo	Reactivos
2 matraces volumétricos de 100 mL y 2 matraces volumétrico de 250 mL	1 pH-metro	Solución comercial de ácido clorhídrico (valorada)
1 pipeta volumétrica de 20 y 5 mL 1 pipeta graduada de 5 mL	1 electrodo combinado (referencia y vidrio)	Nitrato de plata (reactivo analítico)
3 vasos de precipitados de 50 mL 3 vasos del precipitados de 100 mL	1 agitador magnético	Nitrato de cinc (reactivo analítico)
1 bureta de 10 mL con soporte metálico y pinzas	2 barras magnéticas	Solución amortiguadora de pH conocido
Una espátula		Solución de fenolftaleína (indicador químico)
Una piseta		Hidróxido de sodio (reactivo analítico)

V. Procedimiento experimental

Preparación de soluciones (por grupo)

Utilizando agua desionizada, preparar: 100 mL de una solución de nitrato de plata 0.005 M, 100 mL de una solución de nitrato de cinc 0.005 M y 50 mL de una solución de hidróxido de sodio 0.5 M.

Estandarización de la solución de hidróxido de sodio

Estandarizar la solución de hidróxido de sodio con una solución comercial de ácido clorhídrico (valorado), utilizando fenolftaleína como indicador de fin de valoración.

Repetir la operación anterior una vez más y determinar la concentración exacta (promedio) de la solución de NaOH.

Experimentos (por equipo)

Medir 20 mL de la solución de nitrato de plata y medir el pH inicial de la solución. Por medio de una bureta de 10 mL, agregar la solución de hidróxido de sodio en porciones de 0.1 ml hasta 3 mL, medir el pH para cada adición y anotar el volumen de inicio de precipitación y de fin de redisolución. Observe detenidamente los cambios físicos que suceden en el sistema en cada adición de titulante para que identifique el pH de inicio de precipitación y el pH de fin de redisolución.

Medir 20 mL de la solución de nitrato de cinc y medir el pH inicial de la solución. Por medio de una bureta de 10 mL, agregar la solución de hidróxido de sodio en porciones de 0.25 mL hasta 7.5 mL, medir el pH para cada adición y anotar el volumen de inicio de precipitación y de fin de redisolución.

VI. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

1. Mediante una escala de pH, señale y escriba las ecuaciones químicas que describen el estado de equilibrio de la solución acuosa de nitrato de cinc 0.005 M.
2. Aplique las ecuaciones de balance de materia, de electroneutralidad y la ley de acción de masas en forma particular a la solución acuosa de nitrato de cinc 0.005 M.
3. Escriba el polinomio particular de la concentración del ion hidronio de la solución acuosa de nitrato de cinc 0.005 M.
4. Calcule el pH de la solución, compárelo con el valor experimental y concluya sobre la formación de los hidroxocomplejos antes de agregar NaOH.
5. Calcule la composición química del sistema y los valores de: $\alpha_{(\text{Zn}^{2+})}$, $\alpha_{(\text{ZnOH}^+)}$, $\alpha_{(\text{Zn}(\text{OH})_2)}$, $\alpha_{(\text{Zn}(\text{OH})_3^-)}$ y $\alpha_{(\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-})}$.

6. Utilizando los diagramas de la representación logarítmica de la solubilidad de los sistemas: Ag (I)-H₂O y Zn (II)-H₂O, explique los resultados experimentales obtenidos en esta práctica (lo que sucedió cuando a las soluciones de nitrato de plata y nitrato de cinc se les agregó en porciones sucesivas una solución de hidróxido de sodio).

Datos

En agua, el nitrato de plata, AgNO₃, y el nitrato de cinc, Zn(NO₃)₂, se comportan como electrolitos fuertes.

M	Zn ²⁺	pK _w	log β ₁	log β ₂	log β ₃	log β ₄	pK _s
L	OH ⁻	14	6.5	11.6	13.8	14.7	15.52
		1E-14	3162277.66	3.98107E+11	6.30957E+13	5.01187E+14	3.01995E-16
			3.16228E-08	3.98107E-17	6.30957E-29	5.01187E-42	3.01995E+12
			-7.5	-16.4	-28.2	-41.3	

SEMANA 9

Los estudiantes deberán contar con el siguiente documento:

El formato de la práctica *Formación de complejos: estabilidad y escalas de pL*

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en esta semana son las siguientes:

1. Los estudiantes pedirán, al inicio de la sesión del laboratorio, su material y equipo.
2. Los estudiantes elaborarán, con la asesoría del profesor, una hoja de cálculo (Excel) que permita resolver reacciones de complejación de los esquemas: $ML/M/L$ y $ML_2/ML/M/L$.
3. Se discutirá en forma general el cuestionario previo de la práctica 7.
4. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 7.

Práctica 7

Formación de complejos: estabilidad y escalas de pL

I. Objetivos

Que el estudiante se familiarice con las reacciones de formación de complejos en solución acuosa. Para ello, realizará diversas mezclas de reacción de complejos; analizará la estabilidad relativa de diversos complejos a partir de estas mezclas, propondrá escalas de predicción de reacciones en la formación de los complejos y observará la influencia que tiene el pH en este tipo de reacciones.

II. Introducción

En esta práctica, se estudiarán las reacciones que suceden entre los iones metálicos que se encuentran en solución acuosa y especies químicas conocidas como

ligantes o ligandos. Las entidades químicas que resultan de esa reacción son denominadas *complejos*. Bajo este esquema, el proceso químico se puede representar como:



Con frecuencia también se presenta como:

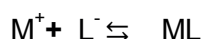


Por otra parte, de acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis, el *cation metálico es el ácido (de Lewis)* ya que es la especie química que *acepta el par de electrones para formar el enlace*. Asimismo, el *ligante es la base (de Lewis)*, ya que es la especie química que *dona el par de electrones* para formar el enlace en el complejo. Por lo que este proceso se puede representar por la ecuación general:

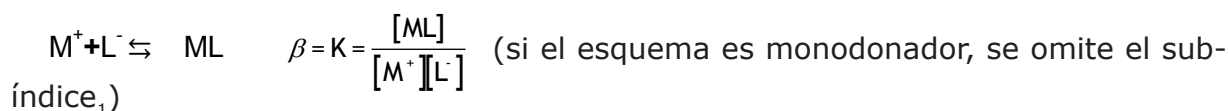


Esquema monodonador: Especies ML/M/L

Para este caso en particular, la ecuación química se puede simplificar como:



Las constantes de equilibrio que involucran a los compuestos de coordinación se escriben generalmente como constantes de formación. Así, para la ecuación química, se tiene una constante de formación $K_1 = [ML]/[M^+][L^-]$. También se pueden escribir los equilibrios como constante de formación global (β_1):



En este caso, es factible tener dos escalas: pM y pL. Una vez que la escala está escrita apropiadamente, sea de pM o pL, es posible predecir el comportamiento químico del sistema; esto es, si los procesos químicos son de reacción o interacción, la ecuación química balanceada y el valor de la constante de equilibrio de la reacción o interacción.

Debido a que el volumen y la concentración inicial de la especie por añadir no necesariamente son iguales al volumen y concentración inicial de la especie que recibirá el volumen añadido, se presentan diferentes posibilidades según el valor de ϕ :

$$\phi = \frac{V_1 C_1}{V_0 C_0}$$

El subíndice 1, hace referencia a la disolución del reactivo que se añade y el subíndice 0, a la disolución que recibe esa disolución. Común y experimentalmente: V_1 corresponde al volumen añadido con una pipeta, o en valoraciones V_1 sería el volumen añadido con la bureta.

Para el caso de esta práctica, será útil identificar los valores que puede adquirir ϕ , si se define a V_1 como el volumen de la solución acuosa que contiene a L^- , y V_0 , como el volumen de la solución que contiene al catión M^+ , se tienen tres posibilidades del dominio de los valores de ϕ :

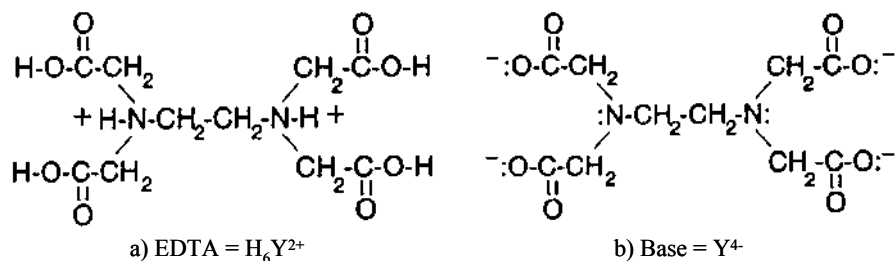
- Si $0 < \phi < 1$ la especie limitante de la reacción es L^- ,
- Si $\phi = 1$ ambas especies, M y L , están en la condición estequiométrica.
- Si $\phi > 1$ la especie limitante de la reacción es M .

La noción de estos términos servirá para clasificar e identificar a los complejos de acuerdo con su estabilidad. Resulta imperante que, con base en la estabilidad de un complejo formado, éste puede desestabilizarse por efecto de pH, adición de especies reactantes, entre otros.

III. Actividades previas a la práctica

Cuestionario previo.

1. Tomando como base la información proporcionada en la siguiente figura y los datos de la tabla 1.



Figuras: a) Ácido etilendiamín tetra-acético: EDTA (es un ácido hexaprótico pK_a : 0.0, 1.5, 2.0, 2.66, 6.16, 10.24) b) Forma básica del EDTA (Y^{4-}). En la estructura de la forma básica del EDTA se muestran los 6 pares de electrones que se compartirán con el ion metálico.

TABLA 1. CONSTANTES DE FORMACIÓN

Complejo	β
AgY^{3-}	$10^{7.3}$
CaY^{2-}	$10^{10.8}$
FeY^-	$10^{25.1}$
CrY^-	10^{23}

- Elabore una escala de pY (logaritmo negativo base diez de $[\text{Y}^{4-}]$) y sobre la misma sitúe todos los pares conjugados ML/M. (1.0 punto)
- Escriba las reacciones químicas que podrían ocurrir al considerar una mezcla del ion metálico con Y^{4-} ; señalar, además, el valor de la constante asociada a cada reacción. (1.0 punto)

Considere una mezcla equimolar del ion metálico y Y^{4-} (10^{-3} M):

- Escriba las ecuaciones de balance y la constante de reacción junto con la ley de acción de masa que permite resolver cada una de las mezclas. (1.5 puntos)

- d) Escriba la ecuación cuadrática (general) que permite calcular la concentración de equilibrio de la especie M. (1.0 punto)
- e) Calcule las concentraciones de equilibrio (después de que ha ocurrido la reacción) de las especies: M, L y ML, para cada una de las mezclas. (2.0 puntos)
- f) Calcule el porcentaje de conversión de M y, al comparar todos los valores, señale cuál de las reacciones presenta el mayor porcentaje. Con base en el resultado anterior, señale qué complejo, de los cuatro posibles, es el más estable relativamente. (2.5 puntos)
- g) Si se mezclasen: AgY^{3-} y Fe^{3+} , en cantidades estequiométricas, indique si la mezcla es de reacción y, de ser así, escriba la ecuación química balanceada y señale el valor de la constante de equilibrio de la reacción. (1.0 punto)

IV. Material, equipo y reactivos

Material	Equipo	Reactivos
1 gradilla	Papel pH	Tiocianato de potasio 0.05 M
16 tubos de ensayo		Sulfato de cobre (II) 0.10 M
1 piseta con agua destilada		Nitrato de hierro (III) 0.05 M
2 goteros		EDTA (Y^{4-}) 0.10 M
		Etilendiamina (En) 0.20 M
		HCl 0.1M, NaOH 0.1M

V. Procedimiento experimental

Preparar las siguientes mezclas, en tubos de ensaye, como se muestra en la siguiente tabla (el orden en que se agregan los reactivos se indica con la letra entre paréntesis).

a) Formación de complejos

Preparar las siguientes mezclas, en tubos de ensaye, como se muestra en la siguiente tabla (el orden en que se agregan los reactivos se indica con la letra entre paréntesis):

Tubo de ensaye	CuSO ₄ (gotas)	Fe(NO ₃) ₃ (gotas)	KSCN (gotas)	EDTA (gotas)
1	10 (a)		10 (b)	
2	10 (a)			10 (b)
3		10 (a)	10 (b)	
4		10 (a)		10 (b)

b) Estabilidad relativa de los complejos formados

Tubo de ensaye	CuSO ₄ (gotas)	Fe(NO ₃) ₃ (gotas)	KSCN (gotas)	EDTA (gotas)
5	10 (a)	10 (c)	10 (b)	
6	10 (a)		10 (b)	10 (c)
7	10 (c)	10 (a)	10 (b)	
8		10 (a)	10 (b)	10 (c)

c) Influencia del pH sobre la estabilidad de los complejos FeSCN²⁺ y CuSCN⁺

Tubo de ensaye	CuSO ₄ (gotas)	Fe(NO ₃) ₃ (gotas)	KSCN (gotas)	HCl (gotas)	NaOH (gotas)
9	10 (a)		10 (b)	10 (c)	
10	10 (a)		10 (b)		10 (c)
11		10 (a)	10 (b)	10 (c)	
12		10 (a)	10 (b)		10 (c)

d) Complejos sucesivos

Preparar las siguientes mezclas, utilizando tubos de ensaye, como se muestra en la siguiente tabla (el orden en que se agregan los reactivos se indica con la letra entre paréntesis):

Tubo de ensaye	CuSO ₄ (gotas)	Etilendiamina (gotas)
1	10 (a)	
2	10 (a)	5 (b)
3	10 (a)	10 (b)

VI. Tablas de resultados experimentales

En la tabla de resultados número 1, anotar el color y apariencia inicial de cada solución.

Tabla de resultados 1

Solución	Color y apariencia
CuSO ₄	
Fe(NO ₃) ₃	
KSCN	
EDTA	
HCl	
NaOH	

a) Resultados de formación de complejos

Complete la tabla de resultados número 2, con la información del color final de cada sistema, es decir, el color después de adicionar cada uno de los reactivos y homogeneizar la mezcla.

Tabla de resultados 2

Tubo de ensaye	Color final
1	
2	
3	
4	

b) Resultados de estabilidad relativa de complejos

Complete la tabla de resultados número 3, con la información del color final de cada sistema, es decir, el color después de adicionar cada uno de los reactivos y homogeneizar la mezcla.

Tabla de resultados 3

Tubo de ensaye	Color final
5	
6	
7	
8	

c) Resultados de la influencia del pH sobre los complejos FeSCN^{2+} y CuSCN^+

Complete la tabla de resultados número 4, con la información del color final de cada sistema, es decir, el color después de adicionar cada uno de los reactivos y homogeneizar la mezcla.

Tabla de resultados 4

Tubo de ensaye	Color final	Observaciones
9		
10		
11		
12		

d) Resultados de los complejos sucesivos

Complete la tabla de resultados número 5, con la información del color final de cada sistema, es decir, el color después de adicionar cada uno de los reactivos y homogeneizar la mezcla.

Tabla de resultados 5

Tubo de ensaye	Color final	Observaciones
13		
14		
15		

VII. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

a) Formación de complejos con base en sus observaciones experimentales:

1. Escriba las reacciones químicas que ocurren en los siguientes sistemas:
1 al 4.
2. Explique la influencia que tiene el pH, sobre la reacción de complejación,
al comparar los sistemas:
3. 1-2 y 1-3
4. 7-8 y 7-9
5. Señale la estabilidad relativa de cada uno de los complejos formados en
esta parte experimental.
6. Investigue los valores de β reportados en la literatura química.
7. Compruebe si los resultados obtenidos en la parte experimental coinci-
den con las predicciones teóricas.
8. Determine los valores de las constantes de equilibrio para cada reacción
propuesta en el punto 1 del inciso a).

b) Complejos sucesivos

Con base en sus observaciones experimentales:

1. Escriba las reacciones químicas que ocurren en los siguientes sistemas:
14 y 15.

2. Señale si el anfolito del sistema Cu-Etilendiamina es estable o no.
3. Señale la posición relativa, de los complejos formados, en una escala de pEn ($= -\log$ concentración de etilendiamina).

Tomando como base los valores de β reportados en la literatura química:

4. Trazar la escala pEn del sistema Cu-Etilendiamina.
5. Calcule las concentraciones de equilibrio de las especies en solución, en el sistema 2, si se acepta que 5 gotas equivalen a 2 mililitros de solución.

SEMANA 10

Los estudiantes deberán contar con el siguiente documento:

El formato de la práctica: *Valoración de cobre (II) con EDTA*.

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en esta semana son las siguientes:

1. El profesor expondrá una introducción sobre los fundamentos de la espectrofotometría (ultravioleta, visible).
2. Se discutirá en forma general el cuestionario previo de la práctica 8.
3. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 8.

Práctica 8

Valoración de cobre (II) con EDTA

I. Introducción

La espectrofotometría (ultravioleta, visible) es una de las técnicas experimentales más utilizadas para la detección específica de moléculas. Es una técnica instrumental que relaciona la capacidad de absorción de radiación ultravioleta visible que presenta alguna especie, en general en solución, con la concentración de dicha especie.

En esta práctica, los estudiantes cuantificarán un catión metálico mediante una valoración de formación de complejos, la cual es seguida midiendo una propiedad fisicoquímica (absorbancia) que tiene una relación lineal con la concentración de dos de las especies que participan en la reacción de valoración. Para ello, realizarán la valoración de una solución de Cu (II) con una solución de EDTA (en un medio doblemente amortiguado) y, medirán la absorbancia (a una longitud de onda fija) durante el proceso de valoración.

II. Objetivos

Al finalizar esta sesión de laboratorio, el estudiante deberá ser capaz de:

- Realizar una valoración espectrofotométrica de una solución de Cu(II) con EDTA en un medio doblemente amortiguado.
- Cuantificar un catión metálico (cobre) por medio de una valoración de formación de complejos, la cual es seguida espectrofotométricamente.

III. Actividades previas a la práctica

Cuestionario previo

- Tomando como base el diagrama de distribución de especies del EDTA en función de pH (ver figura), establecer una escala de zonas de predominio de pH para el sistema EDTA-H₂O (1.0 punto).

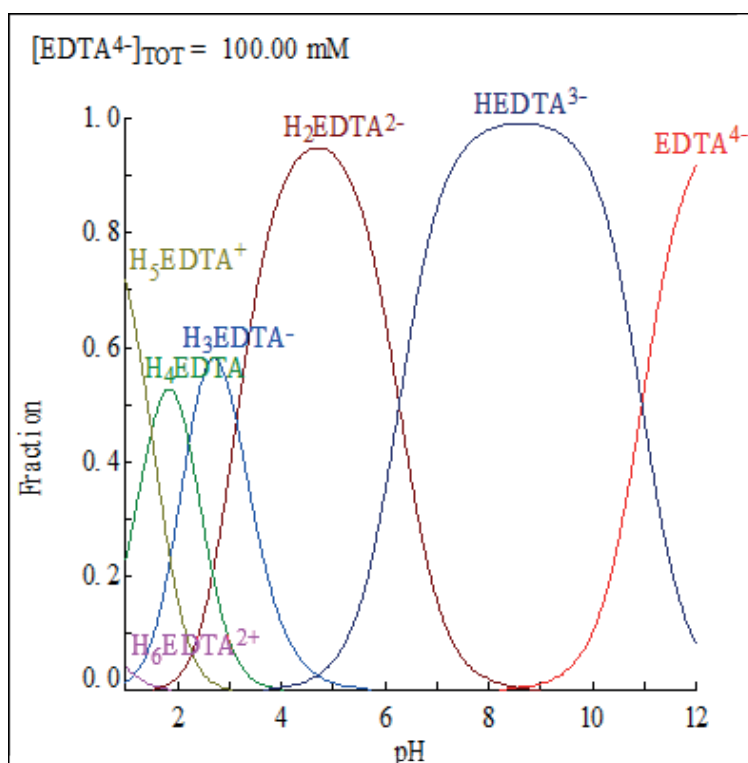
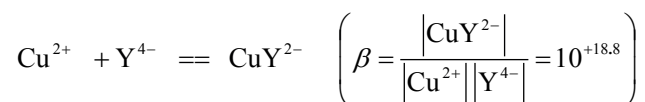


Figura 1. Diagrama de distribución de las especies del EDTA en función de pH (ácido etilendiamín tetra-acético: es un ácido hexaprótico pK_a : 0.0, 1.5, 2.0, 2.66, 6.16, 10.24).

2. Si se sabe que la especie Y^{4-} reacciona con la especie Cu^{2+} para formar un complejo, de tal forma que:



- a) Escribir las diferentes ecuaciones químicas (predominantes) de la reacción de Cu(II) con EDTA en los siguientes valores de pH: 11.0, 9.2, 5.0, 2.5 y 1.7; además, determine los valores de las constantes condicionales para cada ecuación química predominante. (5.0 puntos)
- b) Tomando en cuenta sólo los resultados del inciso anterior, explicar la influencia que tiene el pH sobre la reacción de complejación del Cu (II) con EDTA. (2.0 puntos)
3. Explique brevemente en qué consiste la técnica instrumental denominada espectrofotometría de luz visible y ultra violeta. (2.0 puntos)

IV. Material, equipo y reactivos

Material	Equipo	Reactivos
2 matraces volumétricos de 100 mL	1 espectrofotómetro	100 mL de una solución problema de cobre (II) en un medio ácido acético/ acetato (a pH= 5) de concentración aproximada 0.015 M
1 pipeta volumétrica de 50 mL	Celdas espectrofotométricas	Solución estandarizada de EDTA (reactivo analítico) de concentración 0.06 M
1 pipeta graduada de 5 mL	1 agitador magnético	50 mL de solución amortiguadora (acético/ acetato) de pH =5
2 vasos de precipitados de 50 mL	2 barras magnéticas	

2 vasos del precipitados de 100 mL		
1 bureta de 50 mL		
soporte y pinzas para la bureta		
1 piseta		

V. Procedimiento experimental

a) Espectros de absorción

Más adelante (Gráfico 1) se muestran los espectros de absorción de los sistemas:

Cu (II)-Acetato y Cu (II)-EDTA, a pH = 5. A partir de los espectros, seleccionar la longitud de onda de trabajo (λ); para ello, se seleccionará la longitud de onda en donde se encuentre el máximo de absorción del espectro del sistema Cu (II)-EDTA.

b) Calibración del espectrofotómetro

Encender el espectrofotómetro y dejarlo encendido, al menos 10 minutos antes de utilizarlo.

Preparar un blanco de la siguiente forma: medir 15 mL de solución amortiguadora (de pH = 5.0) y diluirla con agua destilada (en un matraz aforado de 50 mL) hasta la marca de aforo.

Se ajusta el espectrofotómetro a la longitud de onda de trabajo (ver espectro de absorción) y se calibra a cero de absorbancia ($A^{\lambda} = 0$), utilizando la solución blanco.

c) Valoración del Cu (II) con el EDTA

Medir exactamente 50 mL de la solución de cobre (de concentración desconocida y a pH impuesto de 5.0). Realizar la valoración agregando (mediante una bureta) porciones sucesivas de un mililitro de la solución de EDTA, hasta adicionar 25 mL de la solución del valorante.

Durante cada adición de reactivo titulante: esperar un tiempo de agitación suficiente para que la reacción se desarrolle; enseguida, extraer una alícuota de la

solución que se está valorando depositándola en la celda espectrofotométrica y medir la absorbancia de la solución (en la longitud de onda de trabajo y calibrado previamente el espectrofotómetro); finalmente, regresar la alícuota extraída (que se encuentra en la celda espectrofotométrica) en la solución que se está valorando. Anotar los resultados en la tabla 1.

Nota: es necesario evitar al máximo las pérdidas de solución durante todo el proceso de valoración.

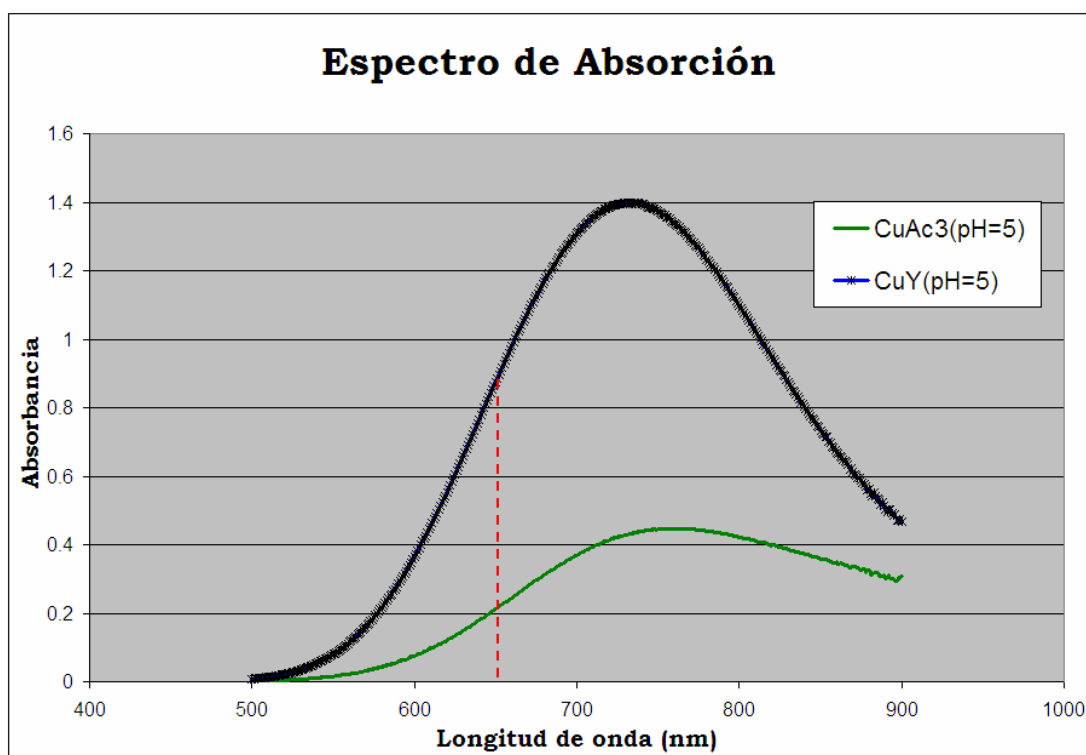
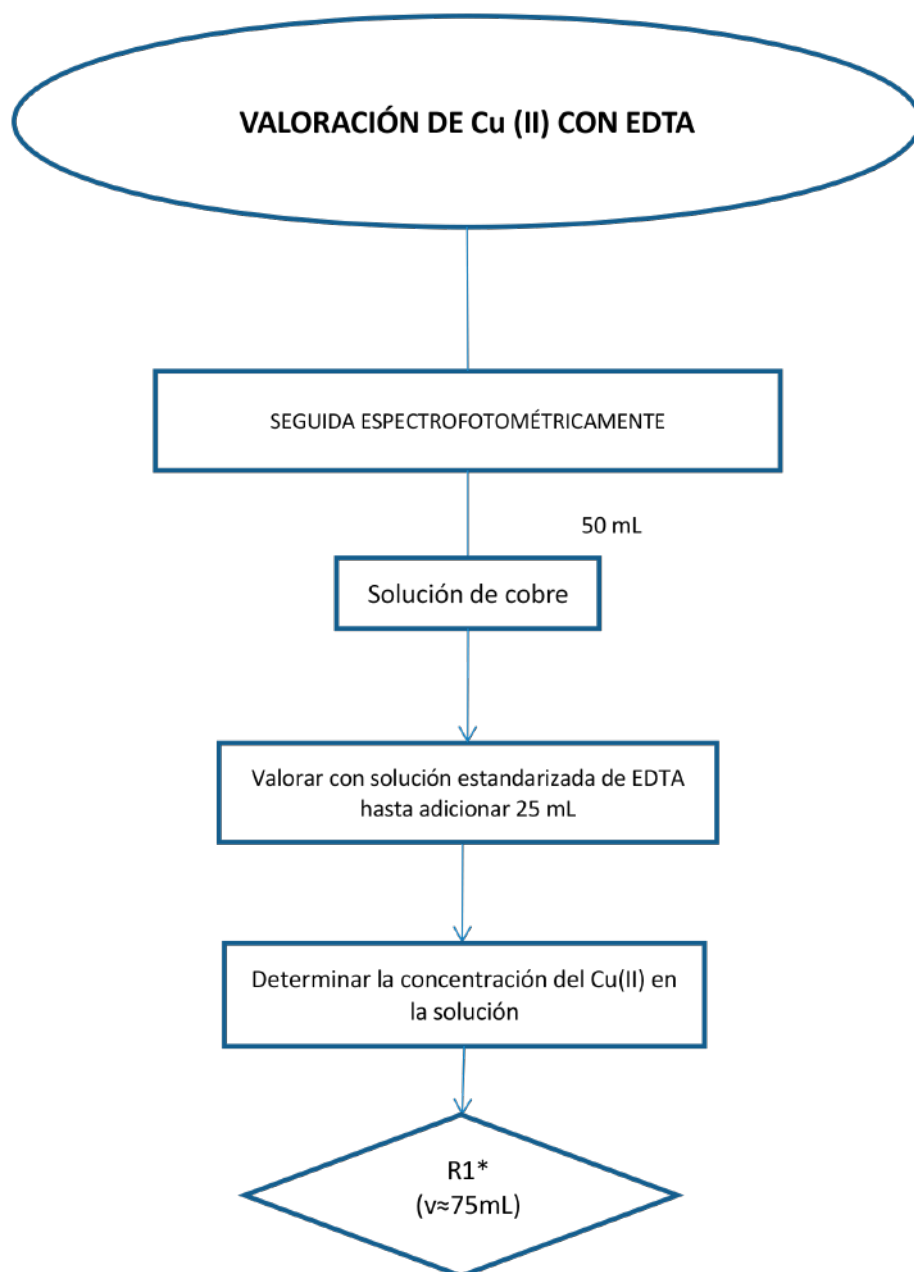


Gráfico 1. Espectros de absorción para una disolución de Cu(II)-Acetatos y Cu(II)-EDTA

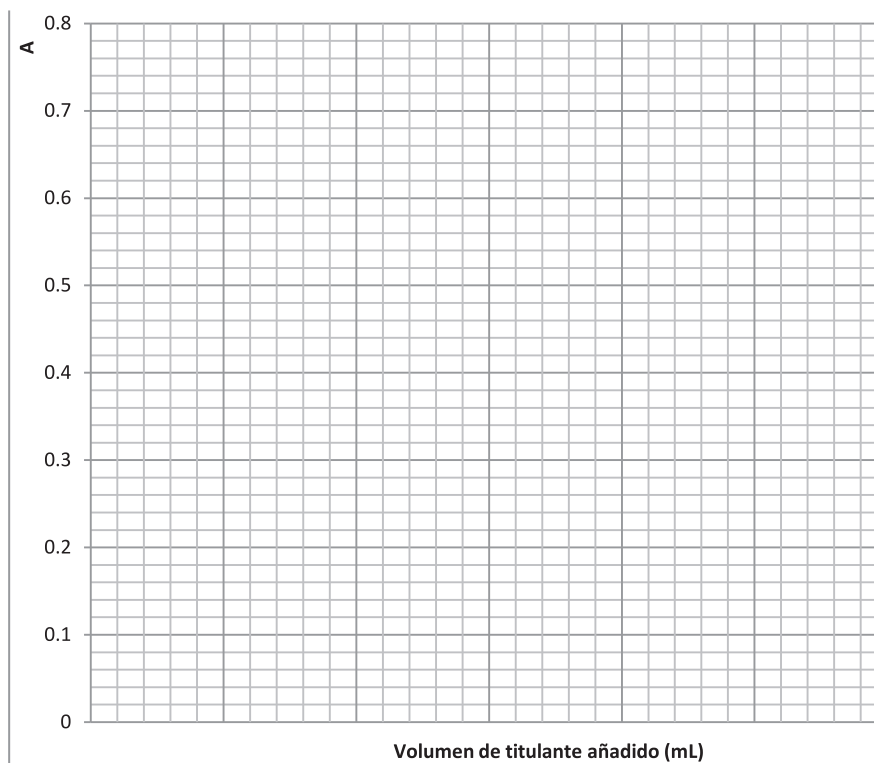
VI. Orientaciones para el tratamiento y disposición de residuos

Diagrama ecológico 5



VII. Tablas de resultados experimentales

Tabla 1. Curva de valoración de Cu(II) con EDTA		
Volumen de titulante añadido (mL)	A_{Exp}	A_{corr}
0		
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		
12		
13		
14		
15		
16		
17		
18		
19		
20		
21		
22		
23		
24		
25		



VIII. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

1. Explique por qué es necesario amortiguar a $\text{pH} = 5.0$ el sistema de valoración Cu (II)-EDTA.
2. Sobre la misma hoja, trace las curvas experimentales $A^\lambda = F(V)$ y $A_C^\lambda = F(V)$ de la valoración y explique en detalle cuál de las dos curvas es la más apropiada para determinar la posición del punto de equivalencia de la valoración.
3. Mediante el tratamiento apropiado de los datos $A_C^\lambda = F(V)$, esto es, una regresión de los datos de la zona de antes del punto de equivalencia (APE) y el promedio aritmético de los datos de la zona de después del punto de equivalencia (DPE), determine: V_{PE} y $A_{\text{C,PE}}^\lambda$.
4. Calcule la concentración inicial (en molaridad) de la solución de cobre (II).
5. Con base en la forma de la curva de valoración $A_C^\lambda = F(V)$, explique: cuántas y cuáles especies absorben y si la reacción de valoración es cuantitativa o no.
6. Determine los valores experimentales de las absorptividades molares de las especies que absorben.
7. Con base en la forma de la curva de valoración $A_C^\lambda = F(V)$, señale si el porcentaje de conversión de Cu(II) es cercano al 100 % o no.
8. Describa en detalle el montaje utilizado para efectuar y seguir la valoración, indicando la función de cada uno de los elementos del montaje.
9. Establezca la escala de predicción de reacciones del sistema Cu (II)-EDTA al pH de trabajo y, con base en ella, escriba la reacción de valoración y el valor de la constante condicional.
10. Escriba las ecuaciones de balance y la constante de reacción junto con la ley de acción de masas que permite resolver el sistema de valoración.
11. Elabore la hoja de cálculo de la valoración de un ion metálico con un agente complejante y obtenga la curva teórica de la valoración $A_C^\lambda = F(V)$.
12. Compare las curvas teórica y experimental de la valoración $A_C^\lambda = F(V)$.
13. Señale los pasos a seguir para efectuar las mediciones espectrofotométricas, incluyendo la función del espectro de absorción y del blanco.

SEMANA 11

Los estudiantes deberán contar con los siguientes documentos:

1. Folleto de teoría *Equilibrios de solubilidad y precipitación* (material proporcionado en la clase de teoría).
2. El formato de la práctica *Solubilidad y precipitación de sólidos en agua*.

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en esta semana son las siguientes:

1. Los estudiantes leerán y el profesor explicará en detalle la resolución de los ejercicios 1 y 2 del folleto *Equilibrios de solubilidad y precipitación*.
2. Se discutirá en forma general el cuestionario previo de la práctica 9.
3. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 9.

Práctica 9

Solubilidad y precipitación de sólidos en agua

I. Objetivos

Que el estudiante se familiarice con los equilibrios de solubilidad y precipitación de sólidos en agua. Para ello, se analizará la solubilidad de un sólido en agua y en presencia de un ion común; se determinará el valor de la constante de solubilidad de un sólido poco soluble y se analizarán algunas mezclas en donde pueden ocurrir reacciones de precipitación.

II. Actividades previas a la práctica

Cuestionario previo

1. Escribir la definición de la solubilidad de un sólido en agua.

2. Escribir el estado de equilibrio de solubilidad iónica en agua del sólido A_xP_y y señalar la relación que hay entre la solubilidad iónica y la constante del producto de solubilidad (K_s).
3. Ordenar los siguientes sólidos del menos soluble al más soluble :
 - a) $Ca(OH)_2$ $pK_s = 5.19$ b) PbI_2 $pK_s = 8.10$ c) $Sr(IO_3)_2$ $pK_s = 6.48$
4. Mediante una valoración ácido-base, se establece que la concentración de OH^- de una disolución saturada de $Ca(OH)_2$, en agua, es: 0.012 M; determinar el valor de la constante de equilibrio de solubilidad.
5. Calcular la solubilidad del sólido $Sr(IO_3)_2$, en agua y en una solución de $NaIO_3$, 0.5 M. Comparar ambos valores y concluir sobre el efecto de un ion común en la solubilidad.
6. ¿Qué utilidad tiene el producto iónico en la predicción de la formación de un precipitado y qué requisito debe cumplir el valor de este parámetro para asegurar que el sólido pueda formarse?
7. Predecir si ocurrirá una reacción de precipitación al mezclar: 2 ml de una solución acuosa de KI, 0.001 M con 2 ml de una solución de $Pb(NO_3)_2$, 0.001 M.

III. Material, equipo y reactivos

Material	Equipo	Reactivos
2 vasos de precipitados de 50 mL 1 pipeta volumétrica de 2 mL	Un agitador magnético	
1 copa tequilera 4 frascos goteros de plástico (los traerá el alumno)	1 Barra magnética	HCl 0.01 M (estandarizado)
1 embudo de plástico (o vidrio) chico		$CaCl_2 \cdot 2 H_2O$
1 bureta de 10 mL		Solución de fenolftaleína
1 espátula		KI 0.1 M y 0.001 M

1 piseta con agua desionizada		$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M y 0.001 M
1 pro pipeta		$\text{Sr}(\text{IO}_3)_2$ sólido
Soporte con pinzas		NaIO_3 0.4 M
4 tubos de ensaye		Solución NaOH , 0.2 M
Papel filtro Whatman No. 41		
Papel filtro normal		

IV. Procedimiento experimental

a) Preparación de soluciones por grupo

- a)1 100 mL HCl estandarizado 0.01 M.
- a)2 50 mL nitrato de plomo 0.1 M y 0.001 M.
- a)3 50 mL yodato de sodio 0.4 M.
- a)4 50 mL yoduro de potasio 0.1 M y 0.001 M.

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

En 2 tubos de ensaye, colocar 20 gotas de:

Tubo 1: Agua

Tubo 2: NaIO_3 0.4 M

A cada tubo, agregue un poco del sólido: $\text{Sr}(\text{IO}_3)_2$ (aproximadamente 50 mg). Agite fuertemente y filtre. A las soluciones filtradas (1' y 2'), agregue gota a gota NaIO_3 0.4 M, hasta completar 10 gotas. Anote sus observaciones correspondientes.

Explique, con base en sus observaciones experimentales, el efecto que tiene un ion común en la solubilidad de un sólido.

Utilizando el valor de K_s reportado en la literatura química, verifique si sus observaciones experimentales coinciden con las observaciones esperadas.

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

- c)1 Pese aproximadamente 0.1 g de CaCl_2 , agréguele 10.2 mL de NaOH 0.2 M, agite y deje reposar el sistema durante 1 minuto. Anote sus observaciones y escriba la reacción de precipitación del sólido formado.
- c)2 Con la finalidad de eliminar el exceso de NaOH , filtre el precipitado formado utilizando papel Whatman número 41.
- c)3 Recupere el sólido, que se encuentra en el papel filtro, en un vaso de 50 mL, bajándolo con agua desionizada por medio de la piseta. Escriba la ecuación química que representa el equilibrio de solubilidad entre el sólido y el agua.
- c)4 Vuelva a filtrar y mida una alícuota de 2 mL del filtrado; titule la solución filtrada con HCl 0.01 M, utilizando fenolftaleína como indicador de fin de valoración. Valore dos veces más y determine el promedio del volumen de vire.
- c)5 Determine la concentración de OH^- , y determine el valor de la constante de solubilidad (K_s). Compare este valor con el reportado en la literatura química.

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

En 2 tubos de ensaye colocar:

Tubo 1: Mezcle 10 gotas de solución de $\text{Pb(NO}_3)_2$ 0.1 M con 10 gotas de KI 0.1 M y anote sus observaciones.

Tubo 2: Mezcle 10 gotas de solución de $\text{Pb(NO}_3)_2$ 0.001 M con 10 gotas de KI 0.001 M y anote sus observaciones.

Mediante el parámetro producto iónico, explique sus observaciones, en lo que respecta a la formación o no de un precipitado.

V. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

El equipo deberá entregar un informe que contenga: Objetivo, Introducción, Desarrollo experimental, Resultados y observaciones, Análisis de resultados y Conclusiones.

SEMANA 12

Examen del Bloque 3

ACTIVIDADES

Se revisarán los problemas que se han propuesto en la clase de teoría.

SEMANA 13

Los estudiantes deberán contar con los siguientes documentos:

1. El folleto de teoría *Reacciones de óxido-reducción* (material que se proporcionará en la clase de teoría).
2. El formato de la práctica 10: Reacciones de óxido-reducción.

ACTIVIDADES

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

1. Se discutirá en forma general el cuestionario previo de la práctica 10.
2. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 10.

Práctica 10

Reacciones de óxido-reducción

I. Objetivos

Que el estudiante se familiarice con las reacciones de óxido-reducción. Para ello, realizará diversas mezclas en donde ocurrirán reacciones de óxido-reducción; analizará la estabilidad relativa de algunos metales a partir de estas mezclas, propondrá escalas de potencial (diferencia de potencial eléctrico, E) que permitirán la predicción de las reacciones redox, y observará la formación de anfolitos redox.

II. Actividades previas a la práctica

Cuestionario previo

1. De acuerdo a los siguientes datos:

Pares conjugados redox	Potencial estándar (E° , Volts)
H^+/H_2	0.00
Zn^{2+}/Zn	-0.76

Cu^{2+}/Cu	0.34
Ag^{+}/Ag	0.80

- Escribir las semireacciones (equilibrios electroquímicos) redox para cada par conjugado. (1.0 punto)
 - Trazar una escala de potencial en donde se incluyan cada uno de los pares conjugados. (1.0 punto)
 - Señalar, con base en la escala, cuál de los tres metales es el más estable (metal noble). (1.0 punto)
 - Señalar, con base en la escala, cuál de los metales puede ser atacado (reaccionar o disolverse) por un medio ácido. (2.0 puntos)
2. Considerar una solución acuosa de nitrato de cúprico (electrolito fuerte) en la cual se introduce una placa de cinc. (1.0 punto)
- Mediante una escala de potencial, señalar si en el sistema ocurrirá una reacción de óxido-reducción.
 - Escribir la ecuación química balanceada de la reacción redox. (1.0 punto)
 - Calcular la constante de equilibrio de la reacción a partir de los potenciales estándar. (1.0 punto)
 - Si se sabe que la especie Cu^{2+} es un ion de color azul, la especie Zn^{2+} es un ion incoloro, el Cu^0 es un metal de tonalidad rojiza y Zn^0 es un metal de tonalidad grisácea, ¿cómo se podría verificar experimentalmente que efectivamente la reacción ha ocurrido? (2 puntos)

III. Material, equipo y reactivos

Material	Reactivos
1 gradilla	Ácido nítrico 5 M
Pinzas para tubo de ensaye y algodón	
16 tubos de ensayo	Ácido clorhídrico 5 M
1 piseta con agua destilada	Sulfato de cobre (II) 0.2 M
1 matraz Erlenmeyer de 150 mL con tapón de hule	Solución de metavanadato de amonio 0.1 M
1 vaso de precipitados de 100 mL	Cinc en polvo
1 vaso de precipitados de 250 mL	Laminilla de cinc
Tapones de hule para tubo de ensaye	Polvo o granalla de cobre

IV. Procedimiento experimental

a) Reacciones redox con metales

- a)1 Se colocan aproximadamente entre 0.3 y 0.5 g de cinc en polvo en un tubo de ensaye y se le agregan lentamente 5 ml de ácido clorhídrico 5 M. A continuación, se observa si hay algún desprendimiento de gas (y el color del mismo).

Anotar sus observaciones.

TABLA 1. OBSERVACIONES DE LA MEZCLA DE Zn CON HCL 5 M		
Masa de Zn (g)	Volumen de HCl	Observaciones cualitativas

	5 mL	¿Desprende algún gas?	
		¿De qué color?	
		¿Cambia de color?	
		¿Desprende calor?	
		¿Aparecen sólidos?	

- a)2 Se pesa una laminilla de cinc, se introduce en un tubo de ensaye y se agregan 2 mL de una solución de sulfato de cobre 0.2 M; se deja reposar durante 20 minutos. Se saca la laminilla se limpia y se pesa nuevamente.

Anotar sus observaciones.

TABLA 2. OBSERVACIONES DE LA MEZCLA DE Zn CON CuSO_4 0.2 M				
Masa inicial de Zn (g)	Volumen de CuSO_4	Masa final de Zn (g)	Observaciones cualitativas	
	2 mL		¿Desprende algún gas?	
			¿De qué color?	
			¿Cambia de color?	
			¿Desprende calor?	
			¿Aparecen sólidos?	

- a)3 Se colocan entre 0.1 y 0.3 gramos de polvo (o granalla) de cobre en un tubo de ensaye y se adicionan 2 mL de una solución de ácido nítrico 5 M. El sistema (se tapa con un tapón de algodón) se deja en reposo durante 15 minutos.

Anotar sus observaciones.

TABLA 3. OBSERVACIONES DE LA MEZCLA DE Cu CON HNO_3 5 M		
Masa inicial de Cu (g)	Volumen de HNO_3	Observaciones cualitativas

	2 mL	¿Desprende algún gas?	
		¿De qué color?	
		¿Cambia de color?	
		¿Desprende calor?	
		¿Aparecen sólidos?	

- a)4 Se colocan entre 0.1 y 0.3 gramos de polvo o granalla de cobre en un tubo de ensaye y se adicionan 2 mL de una solución de ácido clorhídrico 5 M. El sistema (se tapa con un tapón de algodón) se deja en reposo durante 15 minutos. A continuación, se observa si hay algún desprendimiento de gas (y el color del mismo).

Anotar sus observaciones.

TABLA 4. OBSERVACIONES DE LA MEZCLA DE Cu CON HCL 5 M			
Masa inicial	Volumen	Observaciones	
de Cu (g)	de HCl	cualitativas	
	2 mL	¿Desprende algún gas?	
		¿De qué color?	
		¿Cambia de color?	
		¿Desprende calor?	
		¿Aparecen sólidos?	

b) Reacciones redox de formación de anfolitos

En un tubo de ensaye, colocar 2 mL de solución de metavanadato de amonio (VO_2^+) y dejarlo reposar en la gradilla.

Por otra parte, en un matraz erlenmeyer de 150 mL se colocan 10 mL de la solución de VO_2^+ , se agrega un poco de polvo de cinc, se tapa el matraz con el tapón

de hule y se agita cuidadosamente hasta la aparición de un color azul (en este momento ya no se debe seguir agitando); a continuación, se decantan 2 mL de esta solución en un segundo tubo de ensaye.

Se vuelve a agitar la solución restante del matraz hasta la aparición de un color verde; se decantan, aproximadamente, 2 mL de esta solución en un tercer tubo de ensaye.

Se vuelve a agitar la solución (del matraz) hasta obtener un color violeta y se decantan (o se filtran), aproximadamente, otros 2 mL de solución, en un cuarto tubo de ensaye.

Considerando que las especies de vanadio que pueden existir en una solución acuosa son:

V^{2+} , V^{3+} , VO^{2+} , VO_2^+ . (Polireceptor, anfolitos y polidonador).

Asociar el color observado de cada solución con la especie de vanadio que le corresponda.

TABLA 5. OBSERVACIONES DE LA MEZCLA DE METAVANADATO (VO_2^+) CON Zn		
Sistema	Color observado	Especie química asociada al color observado
Solución de VO_2^+		VO_2^+
Solución de $VO_2^+ + Zn$, después de agitar y decantar		
Solución restante + Zn, después de agitar y decantar		
Solución restante + Zn, después de agitar y decantar		

V. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

a) Reacciones redox con metales

Con base en sus observaciones experimentales:

1. Escriba las reacciones químicas balanceadas que ocurren en cada sistema
2. Proponga una escala de potencial, de tal forma que la posición relativa de los pares redox involucrados explique las observaciones experimentales.

Investigue los valores de los potenciales estándar (de los pares redox) reportados en la literatura química y:

1. Compruebe si los resultados obtenidos en la parte experimental coinciden con las predicciones teóricas
2. Determine los valores de las constantes de equilibrio para cada reacción propuesta.

b) Reacciones redox de formación de anfolitos

Con base en sus observaciones experimentales:

1. Escriba las reacciones químicas balanceadas que ocurren en esta sección experimental.
2. Señale si los anfolitos del vanadio son estables o no.
3. Proponga la posición relativa de los pares redox del vanadio en una escala de potencial.
4. Con base en los valores de E° de los pares redox del esquema: $V^{2+}/V^{3+}/VO^{2+}/VO_2^+$, reportados en la literatura química:
5. Trace una escala de potencial y escriba las ecuaciones químicas sucesivas de las reacciones que ocurren entre el vanadio y el cinc.
6. Compruebe que los resultados obtenidos en la parte experimental coincidan con las predicciones teóricas

7. Escriba las ecuaciones químicas de dismutación de los anfolitos y calcule las constantes de los equilibrios de dismutación.

8. Indique si los anfolitos: V^{3+} y VO^{2+} son estables o no.

SEMANA 14

ACTIVIDADES

Las actividades que se realizarán en esta semana son las siguientes:

1. El profesor expondrá, a manera de recordatorio, los fundamentos de técnica potenciométrica a intensidad nula.
2. Se discutirá en forma general el cuestionario previo de la práctica 11.
3. Se discutirá en forma general y se realizará la práctica 11.

Práctica 11

Valoración de una solución de Fe (II) con una de Ce (IV) seguida potenciométricamente

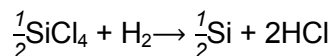
I. Objetivos

1. Determinar experimentalmente, la concentración exacta de Fe (II) en solución acuosa por una valoración potenciométrica (a intensidad nula) con una solución estandarizada de sulfato cérico amoniacal (reactivo analítico).
2. Determinar los valores de potencial estándar de reducción de los sistemas redox Fe(III)/Fe(II) y Ce(IV)/Ce(III), a partir de la curva experimental de valoración $E_{\text{exp}} = F(V_{\text{añadido}})$, para efectos de cálculo de la constante de equilibrio de la reacción de valoración.

II. Introducción

Las reacciones de óxido-reducción tienen una extensa aplicación en la elaboración de productos químicos. Las industrias del papel, alimentos, plásticos, fibras, vidrio, materiales electrónicos, entre otras, dependen de estos procesos químicos y el arte de elegir la materia prima, así como la ruta de reacción apropiada en el diseño eficiente, económico, confiable y seguro del proceso, ocasionan que la ingeniería del producto y la ingeniería del proceso están ineludiblemente unidas. Por

ejemplo, en la fabricación de silicio de calidad electrónica, el tetracloruro de silicio (SiCl_4) reacciona con el hidrógeno para obtener silicio puro de cloruro de hidrógeno:



El proceso anterior, claramente óxido-reducción, puede favorecerse hacia la derecha de acuerdo con los niveles de los factores de reacción.

Es por ello, que en esta práctica se efectuará una reacción óxido-reducción que sólo es factible si el pH de la disolución del medio reaccionante es extremadamente ácido, lo cual produce un alto porcentaje de conversión, identificándose por el cambio significativamente importante en la diferencia de potencial eléctrico (en la condición estequiométrica) durante la valoración.

III. Actividades previas a la práctica

Cuestionario previo

Considerar los siguientes pares conjugados redox: $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ y $\text{CO}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

1. Obtener el equilibrio electroquímico para cada par redox, señalando al oxidante y al reductor del par. (1.0 punto)
2. Escriba la ecuación de Nernst particular de cada par redox, señalando el valor numérico del potencial estándar. (1.0 punto)
3. Explicar si las propiedades redox de cada par dependen del pH. ¿Qué le sucede a la fuerza del oxidante conforme el pH aumenta? ¿Qué le sucede a la fuerza del reductor conforme el pH aumenta? (1.0 punto)
4. Establecer la escala de potencial, con ambos pares redox, para $\text{pH} = 0$ y señalar las especies que reaccionan espontáneamente. (1.5 puntos)
5. Escribir la ecuación química de la reacción que ocurre entre el ion permanganato y el ácido oxálico. (2.5 puntos)
6. Calcular la constante de la reacción (a $\text{pH} = 0$) a partir de los potenciales estándar de los pares conjugados. (1.0 punto)

7. ¿Qué es un potenciómetro y cómo se calibra? (1.0 punto)

8. ¿Qué es la diferencia de potencial eléctrico y cómo se mide? (1.0 punto)

IV. Material, equipo y reactivos

Material	Equipo	Reactivos
1matraz volumétrico de 10 mL	1 potenciómetro	Solución problema de hierro (II) de concentración aprox. 0.03 M
1 pipeta volumétrica de 10 mL	1 electrodo de calomel saturado	Solución estandarizada de sulfato cérico amoniacal, 0.03 M
2 vasos de precipitados de 50 mL	1 electrodo de platino	
1 pipeta volumétrica de 3 mL	1 agitador magnético	
1 bureta de 10 mL	2 barras magnéticas	
Soporte y pinzas para la bureta		
1 espátula		
1 piseta		

V. Procedimiento experimental

a) Preparación de soluciones

a)1 Solución de sulfato cérico amoniacal

El profesor entregará una la solución estandarizada de sulfato cérico amoniacal, 0.1M. Por equipo, diluir y preparar 10 mL de solución de sulfato cérico de concentración 0.03M

Registre sus notas o comentarios referentes a esta actividad

a)2 Solución problema

El profesor se encargará de preparar la solución problema de Fe (II).

Registre sus notas o comentarios referentes a esta actividad

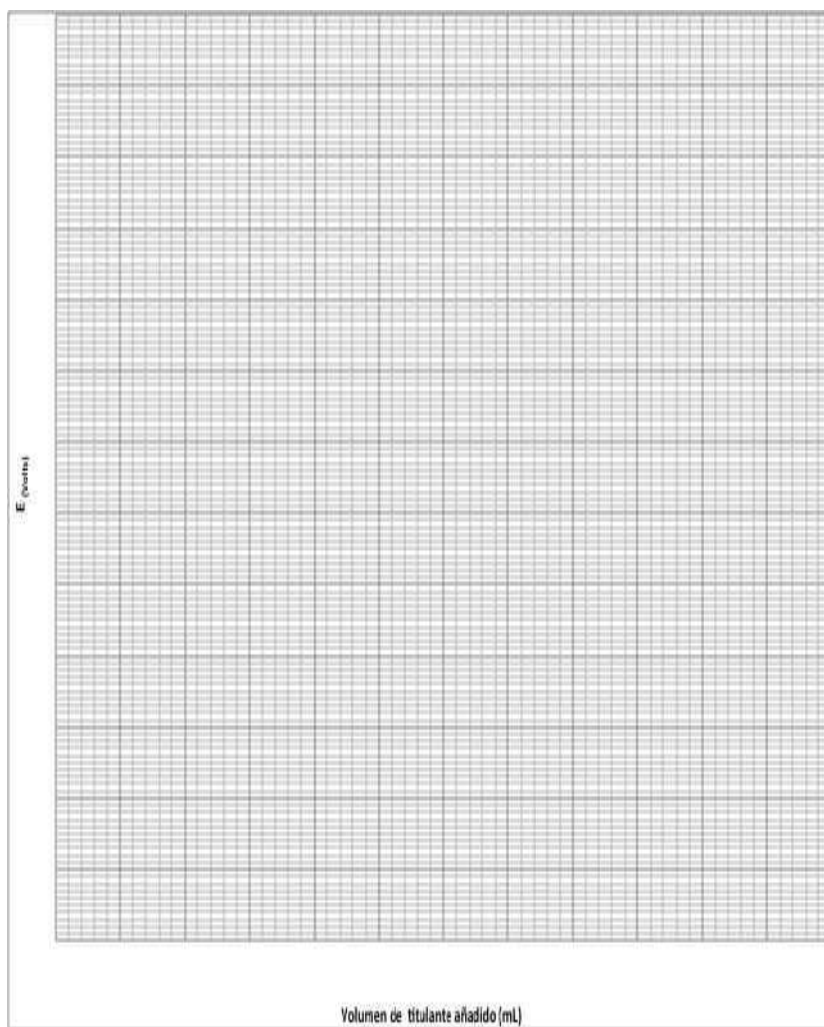
b) Calibración del potenciómetro

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

c) Valoración de la solución problema

Con una pipeta volumétrica, medir 10 mL de la solución problema y transferirla a un vaso de precipitados de 50 mL.

Sumergir en la solución el electrodo de referencia y el electrodo indicador. Ensamblar el montaje necesario para llevar a cabo la valoración, de tal forma de que la solución de Ce^{4+} se encuentre en la bureta. Efectuar la valoración, agregando porciones sucesivas de la solución de valorante; midiendo, tanto al inicio como para cada adición, la diferencia de potencial (eléctrico).

[illegible]

VI. Puntos a considerar para elaborar el INFORME

1. Grafique la diferencia de potencial en función del volumen, $E = f(V)$.
2. Utilizando el método gráfico de las "tangentes" y el de la segunda derivada, determine el volumen del punto de equivalencia de la valoración.
3. Determine la concentración inicial (en molaridad) de la solución de Fe (II).
4. Determine el E° experimental del par conjugado Fe (III)/Fe (II) a partir de la curva experimental $E = f(V)$.
5. Determine el E° experimental del par conjugado Ce (IV)/Ce (III) a partir de la curva experimental $E = f(V)$.
6. Determine el valor experimental de la constante de reacción.

SEMANA 15

Examen del Bloque 4

SEMANA 16

Entrega de calificaciones

ANEXOS

ANEXO 1

FOLLETO DE 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:

$$m_{RA} = \frac{C_{(M)} V (MM)}{10 \times \%P}$$

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 (ver figura 1):

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

- b) Esta masa de soluto se coloca en un matraz volumétrico y se agrega una cantidad de agua destilada, suficiente para disolver el sólido (entre $\frac{1}{2}$ y $\frac{3}{4}$ del volumen total del matraz).
- c) El sólido se disuelve mediante una agitación.
- d) 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:

$$C_{(M)} = 10 \frac{d \times \%P}{(MM)}$$

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

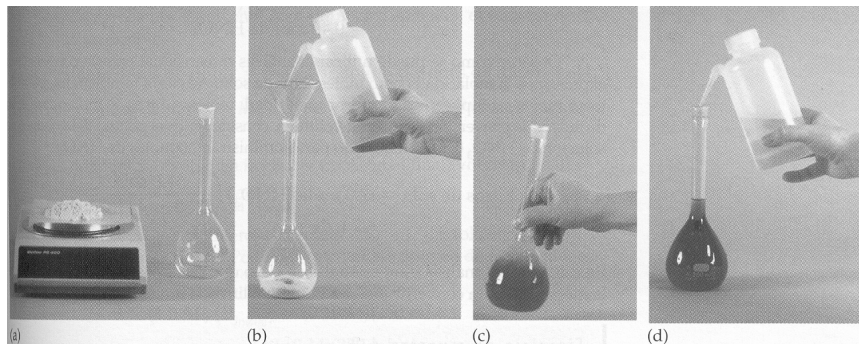


Figura 1. Procedimiento para la preparación de 250 mL de una solución 1.00 M de sulfato de cobre. (a) Pesar 0.250 mol (39.9 g) de CuSO_4 (masa molar = 159.6 g/mol). (b) Colocar el sólido (CuSO_4) en un matraz volumétrico de 250 mL y agregar entre $\frac{1}{2}$ y $\frac{3}{4}$ del volumen total del matraz de agua destilada. (c) Disolver el sólido agitando el matraz. (d) Agregar más agua hasta que la solución llegue a la marca de aforo. Tapar el matraz y agitar para realizar un mezclado perfecto.

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 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 a la solución diluida. El volumen inicial de la solución concentrada (V_i) es diluido a un volumen final (V_f) para producir la solución diluida con la 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.

- 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.
- 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
- 25 mL de la solución saturada de clorato de potasio se diluyen en una proporción 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:

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

El resultado anterior indica que 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:

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

El factor de dilución está definido como: $f_d = \frac{V_{\text{alícuota}}}{V_{\text{final}}}$, así que el volumen que se puede preparar de la solución diluida es:

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

Si la solución obtenida por dilución se preparase directamente pesando el reactivo analítico original, el valor de la masa por pesar del reactivo es:

$$m_{RA} = \frac{C_{(M)} \times V \times (\text{MM})}{10 \times \%P} = \frac{0.231 \times 100 \times 118.9}{10 \times 95} = 2.891 \text{ g}$$

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

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

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

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

$$V_{\text{sol final}} = V_{\text{inicial}} \times \frac{1}{f_{d1}} \times \frac{1}{f_{d2}} = 50 \times 10 \times 20 = 10\,000 \text{ mL o } 10 \text{ litros (L)}$$

ANEXO 2

TABLA DE VALORACIÓN DE UNA BASE FUERTE CON UN ÁCIDO FUERTE

Reacción de valoración con un porcentaje de conversión $\geq 97\%$

	OH^-	+	H_3O^+	$\rightleftharpoons$	$2\text{H}_2\text{O}$	$K_R = \frac{1}{K_w} = 10^{14}$
inicio $V = 0$	C_0				1	
se agrega			$VC_0^{\text{H}_3\text{O}^+}$			
APE $0 < V < \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}$	$\frac{C_0 V_0 - VC_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}{V_0 + V}$		$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V}$		1	
PE $V = \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}$	$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V_{\text{pe}}}$		$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V_{\text{pe}}}$		1	
DPE $V > \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}$	$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V}$		$\frac{VC_0^{\text{H}_3\text{O}^+} - C_0 V_0}{V_0 + V}$		1	

inicio	$V = 0$	$[\text{OH}^-] = C_0 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{C_0}$	$\text{pH} = \text{p}K_w + \log C_0$
APE	$0 < V < \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \left(\frac{K_w}{\frac{C_0 V_0 - VC_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}{V_0 + V}} \right)$	$\text{pH} = \text{p}K_w + \log \left[\frac{C_0 V_0 - VC_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}{V_0 + V} \right]$
PE	$V = \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$	$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_w)$
DPE	$V > \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{H}_3\text{O}^+}}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \left(\frac{VC_0^{\text{H}_3\text{O}^+} - C_0 V_0}{V_0 + V} \right)$	$\text{pH} = -\log \left[\frac{VC_0^{\text{H}_3\text{O}^+} - C_0 V_0}{V_0 + V} \right]$

ANEXO 3

TABLA DE VALORACIÓN DE UN ÁCIDO FUERTE CON UNA BASE FUERTE

Reacción de valoración con un porcentaje de conversión $\geq 97\%$

	H_3O^+	+	OH^-	$\rightleftharpoons$	$2\text{H}_2\text{O}$	$K_R = \frac{1}{K_w} = 10^{14}$
inicio $V = 0$	C_0				1	
se agrega			$VC_0^{\text{OH}^-}$			
APE $0 < V < \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{OH}^-}}$	$\frac{C_0 V_0 - VC_0^{\text{OH}^-}}{V_0 + V}$		$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V}$		1	
PE $V = \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{OH}^-}}$	$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V_{\text{pe}}}$		$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V_{\text{pe}}}$		1	
DPE $V > \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{OH}^-}}$	$\varepsilon \frac{C_0 V_0}{V_0 + V}$		$\frac{VC_0^{\text{OH}^-} - C_0 V_0}{V_0 + V}$		1	

inicio $V = 0$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0$ $\text{pH} = -\log C_0$

APE $0 < V < \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{OH}^-}}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_0 V_0 - VC_0^{\text{OH}^-}}{V_0 + V}$ $\text{pH} = -\log \left[\frac{C_0 V_0 - VC_0^{\text{OH}^-}}{V_0 + V} \right]$

PE $V = \frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{OH}^-}}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_w}$ $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_w)$

DPE $\frac{C_0 V_0}{C_0^{\text{OH}^-}} < V$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = \left(\frac{K_w}{\frac{VC_0^{\text{OH}^-} - C_0 V_0}{V_0 + V}} \right)$ $\text{pH} = \text{p}K_w + \log \left[\frac{VC_0^{\text{OH}^-} - C_0 V_0}{V_0 + V} \right]$

ANEXO 4

PROBLEMA RESUELTO: DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE DE ÁCIDO CLORHÍDRICO

Se desea determinar el porcentaje en masa de una muestra de ácido clorhídrico, reactivo analítico (RA). Para ello, primero se miden 5 mL de la solución del ácido concentrado y se mezclan con agua destilada, preparándose 50 mL de solución. Enseguida, una alícuota de 7 mL de la solución anterior se diluyen y se aforan con agua destilada a 100 mL. Finalmente, una alícuota de 30 mL de la última solución se titula con una solución de hidróxido de sodio, 0.075 M, midiéndose el pH de la solución en función del volumen agregado (V) de NaOH. A continuación, se muestran los resultados obtenidos del pH de la solución en función de V.

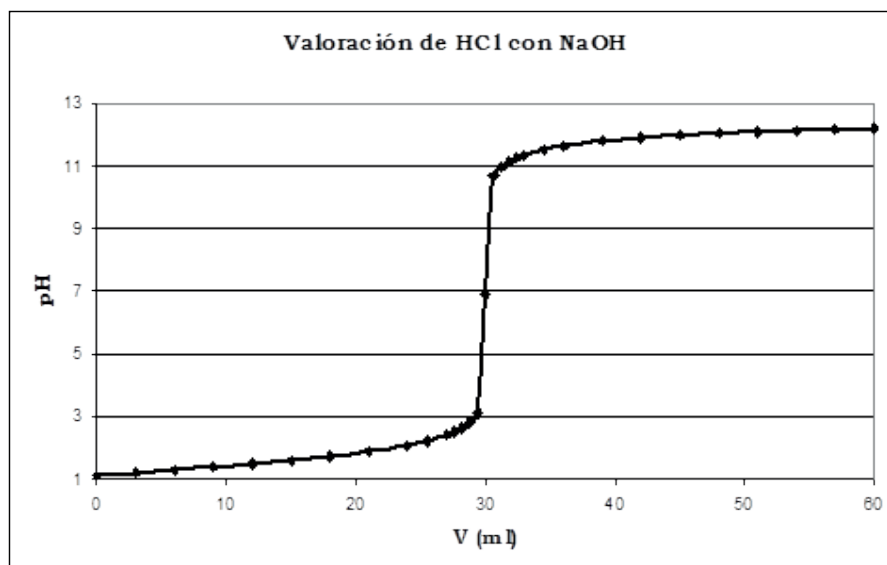
V (mL)	pH
0	1.12
3	1.21
6	1.30
9	1.39
12	1.49
15	1.60
18	1.73
21	1.88
24	2.08
25.5	2.22
27	2.40
27.6	2.51
28.2	2.63
28.8	2.82
29.4	3.12
30	6.90
30.6	10.67
31.2	10.97
31.8	11.14
32.4	11.26
33	11.35
34.5	11.52
36	11.63
39	11.79
42	11.90
45	11.98
48	12.04
51	12.09
54	12.13
57	12.17
60	12.20

- a) Trace la curva experimental $\text{pH} = f(V)$ de valoración.
- b) A partir de la curva de valoración y mediante el método de las "tangentes", determine el volumen del punto de equivalencia de la valoración.
- c) A partir de los datos: $\text{pH} = f(V)$ y mediante el método de la "segunda derivada", determine el volumen del punto de equivalencia de la valoración.
- d) Determine la concentración analítica (experimental) del ácido clorhídrico de las dos soluciones que se prepararon.
- e) Determine el porcentaje en masa del ácido clorhídrico (RA).
- f) Elabore la tabla de variación de concentraciones (en molaridad) de las especies involucradas en la valoración de un ácido fuerte con una base fuerte.
- g) Estime el valor experimental de la constante de reacción utilizando el valor de: pH_{PE} .
- h) Determine el valor experimental de la constante de reacción, realizando una regresión lineal de los datos de pH_{DPE} en términos del logaritmo negativo base diez de la concentración de OH^- .
- i) Determine el porcentaje de conversión de HCl en el punto de equivalencia de la reacción de valoración.

Datos: En una solución acuosa, el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio se comportan como electrolitos fuertes. La masa molecular de HCl es de 36.45 g mol^{-1} . La densidad de la solución concentrada del ácido es: 1.17 g mL^{-1} .

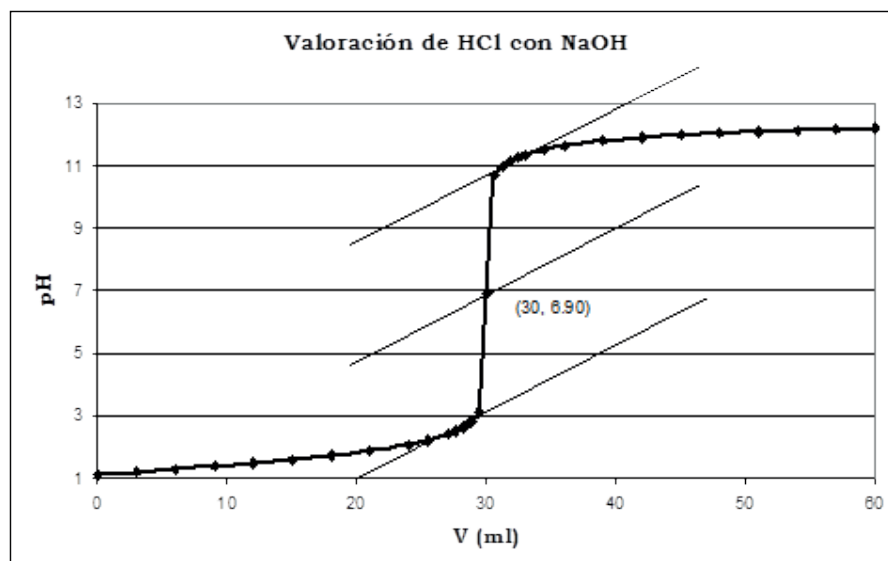
RESOLUCIÓN DEL PROBLEMA

- a) A continuación, se muestra la curva experimental $\text{pH} = f(V)$ de la valoración de HCl con NaOH.



La forma de la curva es típica de una función logarítmica, en donde se presenta un punto de inflexión en la vecindad del punto estequiométrico, lugar en donde la pendiente de la curva tiende a ser máxima. El cambio brusco del pH en la vecindad del V_{PE} indica que la reacción de valoración es cuantitativa.

- b) La localización gráfica del V_{PE} , mediante el método de las "tangentes", se realiza encontrando la mitad geométrica del cambio brusco del pH, mediante el trazo de dos líneas tangentes a la curva de valoración, esto es:

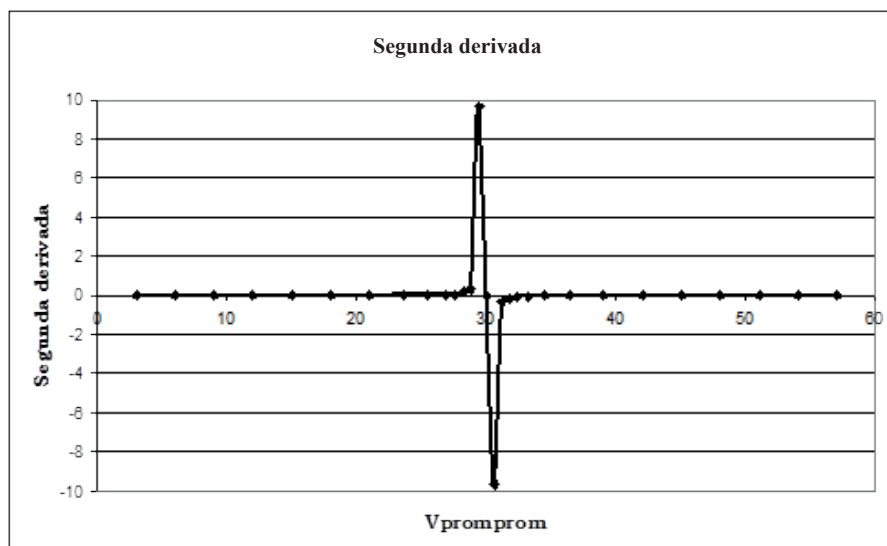


El valor de V_{PE} obtenido gráficamente es 30.0 mL y el pH_{PE} es 6.90

- c) Para obtener el V_{PE} mediante el método de la "segunda derivada" es necesario realizar un tratamiento de los datos de $pH = f(V)$, como el que se muestra en la siguiente hoja de cálculo:

V (mL)	pH	Vprom	1ª D	Vprom prom	2ª D
0	1.12				
3	1.21	1.5	0.03		
6	1.3	4.5	0.03	3	2.4288E-17
9	1.39	7.5	0.03	6	-2.4288E-17
12	1.49	10.5	0.03333333	9	0.00111111
15	1.6	13.5	0.03666667	12	0.00111111
18	1.73	16.5	0.04333333	15	0.00222222
21	1.88	19.5	0.05	18	0.00222222
24	2.08	22.5	0.06666667	21	0.00555556
25.5	2.22	24.75	0.09333333	23.625	0.01185185
27	2.4	26.25	0.12	25.5	0.01777778
27.6	2.51	27.3	0.18333333	26.775	0.06031746
28.2	2.63	27.9	0.2	27.6	0.02777778
28.8	2.82	28.5	0.31666667	28.2	0.19444444
29.4	3.12	29.1	0.5	28.8	0.30555556
30	6.9	29.7	6.3	29.4	9.66666667
30.6	10.67	30.3	6.28333333	30	-0.02777778
31.2	10.97	30.9	0.5	30.6	-9.63888889
31.8	11.14	31.5	0.28333333	31.2	-0.36111111
32.4	11.26	32.1	0.2	31.8	-0.13888889
33	11.35	32.7	0.15	32.4	-0.08333333
34.5	11.52	33.75	0.11333333	33.225	-0.03492063
36	11.63	35.25	0.07333333	34.5	-0.02666667
39	11.79	37.5	0.05333333	36.375	-0.00888889
42	11.9	40.5	0.03666667	39	-0.00555556
45	11.98	43.5	0.02666667	42	-0.00333333
48	12.04	46.5	0.02	45	-0.00222222
51	12.09	49.5	0.01666667	48	-0.00111111
54	12.13	52.5	0.01333333	51	-0.00111111
57	12.17	55.5	0.01333333	54	-1.9718E-16
60	12.2	58.5	0.01	57	-0.00111111

La gráfica de la segunda derivada en función de V_{promprom} es la siguiente:



Esta gráfica confirma que: $V_{\text{PE}} = 30.0 \text{ mL}$.

- d) Se determinará primero la concentración de HCl de la solución valorada; para ello, se sabe que las moles iniciales de HCl son iguales a las moles que reaccionan estequiométricamente con el NaOH, ya que la estequiometría de la reacción es uno a uno:

$$C_0 V_0 = C_T V_{\text{PE}}$$

Así que la concentración analítica (inicial) de ácido clorhídrico de la solución valorada es:

$$C_0 = \frac{C_T V_{\text{PE}}}{V_0} = \frac{0.075 \text{ (M)} \times 30.0 \text{ (mL)}}{30 \text{ (mL)}} = 0.0750 \text{ M}$$

Ahora se determinará la concentración de HCl de la primera solución preparada, para ello, la concentración de HCl de la solución valorada se multiplica por el inverso del factor de dilución, ya que la solución valorada proviene de la dilución de la primera solución preparada:

$$C_1 = C_0 \times \frac{1}{f_d} = 0.075 \text{ (M)} \frac{100 \text{ (mL)}}{7 \text{ (mL)}} = 1.071 \text{ M}$$

Finalmente, se puede determinar la concentración de HCl de la solución del reactivo analítico, multiplicando C_1 por el inverso del factor de dilución respectivo, esto es:

$$C_{(M)} = C_1 \times \frac{1}{f_d} = 1.071 \times \left(\frac{50}{5} \right) = 10.71 \text{ M}$$

e) La relación que hay entre la molaridad del HCl de la solución del reactivo analítico, la densidad de la solución, el porcentaje en masa y la masa molecular de HCl es:

$$C_{(M)} = 10 \frac{d \times \%P}{(MM)}$$

Así que el porcentaje en masa del ácido clorhídrico es:

$$\%P = \frac{C_{(M)} \times (MM)}{10 \times d} = \frac{10.71 \times 36.45}{10 \times 1.17} = 33.37 \%$$

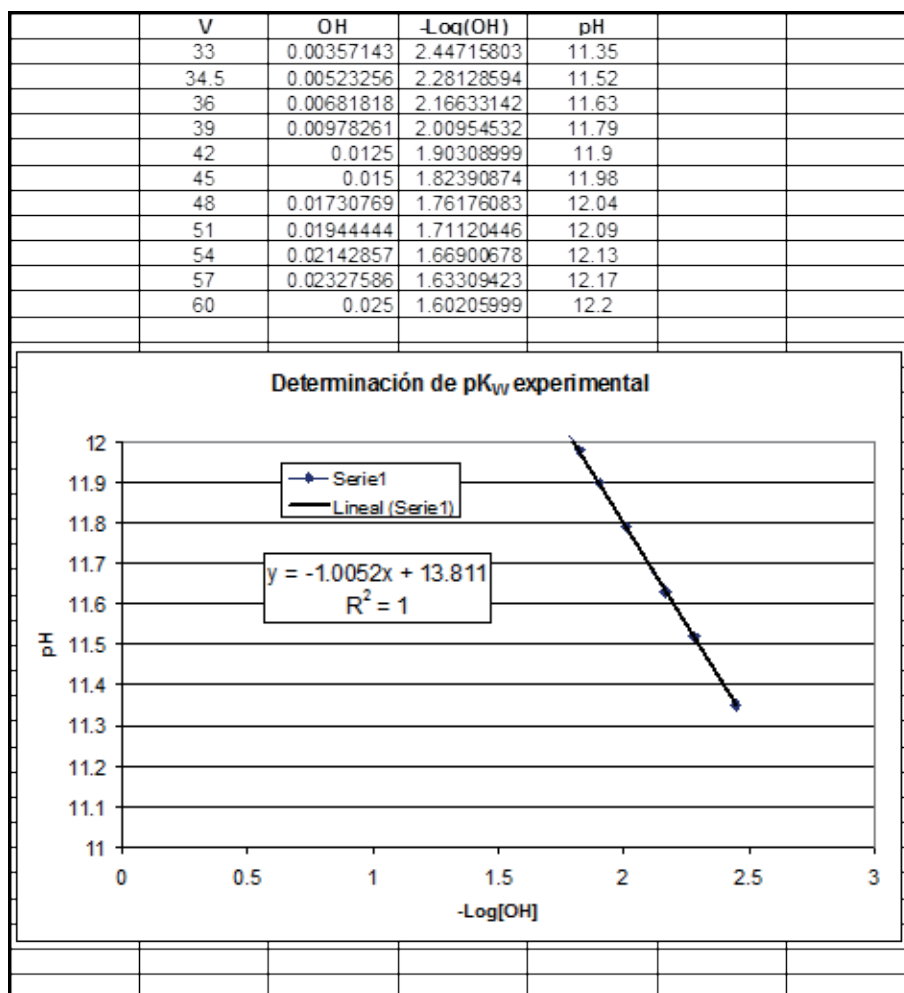
f) En el punto de equivalencia de la valoración se sabe que:

$$pH_{PE} = \frac{1}{2} pK_w$$

Así que el valor de la constante (experimental) de la reacción de valoración es el siguiente:

$$K_R = 10^{2pH_{PE}} = 10^{(2 \times 6.90)} = 10^{13.8}$$

g) Con base en la ecuación de pH, válida en la zona de "después del punto de equivalencia (DPE) de la valoración", se puede inferir que, si se graficara el pH_{DPE} en función de $-\log [OH^-]$, se esperaría obtener una línea recta cuya ordenada al origen sería igual al pK_w . El tratamiento de los datos experimentales después del punto estequiométrico y la gráfica respectiva se encuentran en la siguiente hoja de cálculo:



Como se puede observar en la gráfica anterior: $pK_w = 13.81$, por lo que la constante experimental de la reacción de valoración es:

$$K_R = 10^{pK_w} = 10^{13.81}$$

Este método, para determinar la constante de reacción, es más preciso que el realizado en el inciso F, ya que, en este caso, se utilizaron 6 puntos experimentales en lugar de uno.

ANEXO 5

VALORACIÓN DE UN ÁCIDO MONOPRÓTICO CON UNA BASE FUERTE

Considérese la valoración de una solución acuosa de un ácido monoprótico, HA, de concentración inicial (en molaridad) C_0 , con una solución acuosa de una base fuerte, por ejemplo: NaOH, de concentración inicial (en molaridad) C_T . El volumen inicial de la solución por valorar (en mililitros) se denota por V_0 , mientras que el volumen agregado (también en mililitros) del reactivo titulante se denota por V .

Las especies presentes en la solución acuosa durante la valoración son las siguientes: HA, A^- , H_3O^+ , OH^- , Na^+ y H_2O . Al ser el agua el solvente, se aceptará que su concentración es constante durante todo el proceso de valoración, así que las ecuaciones que se pueden plantear en este sistema son las siguientes:

$$\text{Balance del componente A:} \quad [HA] + [A^-] = \frac{C_0 V_0}{V_0 + V}$$

$$\text{Balance del sodio:} \quad [Na^+] = \frac{V C_T}{V_0 + V}$$

$$\text{Balance de carga:} \quad [H_3O^+] + [Na^+] = [A^-] + [OH^-]$$

$$\text{Constante de disociación de HA:} \quad \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = K_a$$

$$\text{Constante de autoionización del agua:} \quad [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

La combinación apropiada de las ecuaciones anteriores conduce a la siguiente ecuación en $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] + \frac{V C_T}{V_0 + V} = \frac{C_0 V_0}{V_0 + V} \left(\frac{K_a}{K_a + [H_3O^+]} \right) + \frac{K_w}{[H_3O^+]} \quad (1)$$

La ecuación 1 permite calcular la concentración de H_3O^+ en función de V , al resolver el polinomio de tercer grado. Nótese que la variable independiente es V .

Si de la ecuación 1 se despeja el volumen agregado del reactivo titulante, V , se obtiene la ecuación (2).

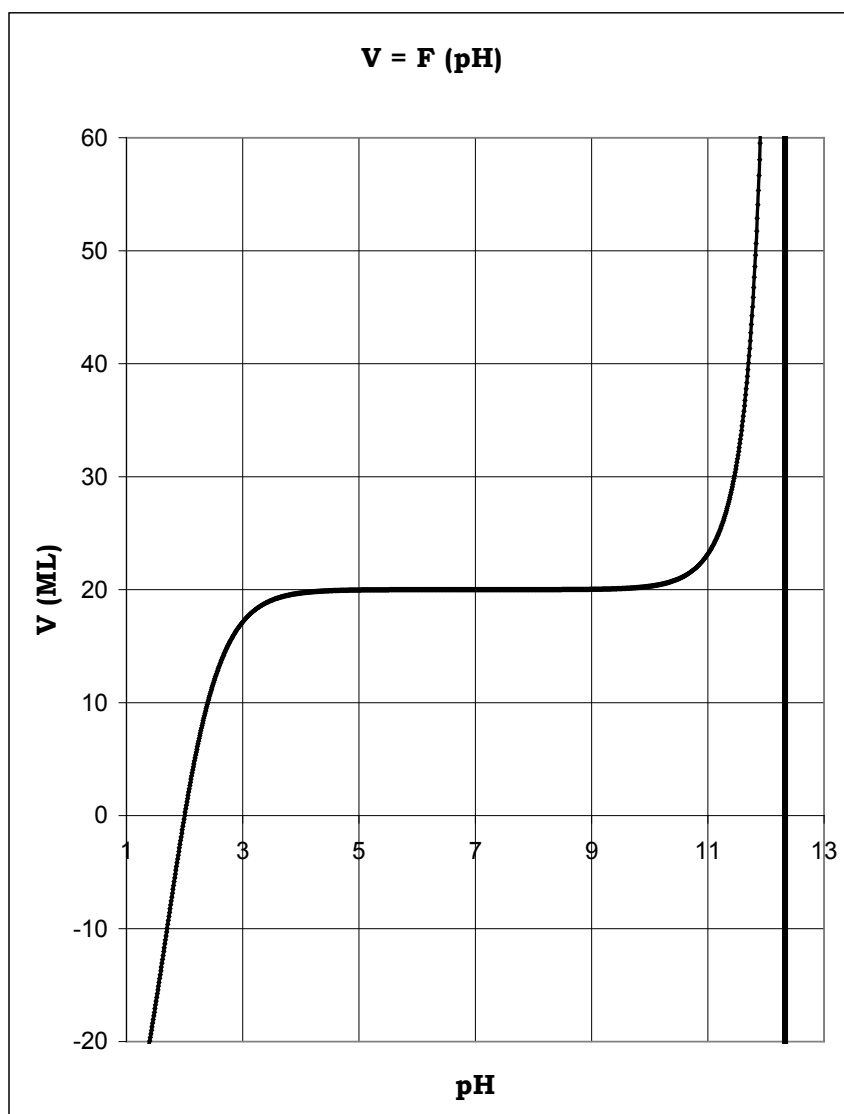
$$V = V_0 \left(\frac{(K_a K_w) + (K_a C_0 + K_w)[H_3O^+] - K_a [H_3O^+]^2 - [H_3O^+]^3}{[H_3O^+]^3 + (C_T + K_a)[H_3O^+]^2 + (K_a C_T - K_w)[H_3O^+] - (K_a K_w)} \right) \quad (2)$$

En esta ecuación, ahora, la variable independiente es la concentración del ion hidronio ($[H_3O^+]$) (o el pH), esto es, $V = f([H_3O^+])$ (o pH); esta ecuación se denominará: Ecuación general $V = f(\text{pH})$ de la valoración de un ácido monoprótico con una base fuerte.

Nótese que cuando se sustituye: $V = 0$ (en la ecuación 2) se obtiene el polinomio de tercer grado en $[H_3O^+]$ de la solución acuosa de un ácido monoprótico; resultado lógico, ya que cuando no se ha agregado la base fuerte, el sistema corresponde a la solución acuosa de un ácido monoprótico.

La ventaja que tiene la ecuación 2, respecto a la ecuación 1, es que basta con *evaluar*, en esta ecuación, los polinomios de tercer grado en $[H_3O^+]$ (en el numerador y en el denominador) para obtener V , en lugar de resolver (encontrar las raíces) del polinomio de tercer grado en $[H_3O^+]$, una vez que se sustituye el valor de V .

La figura 1 muestra una curva teórica de valoración, $V = f(\text{pH})$, obtenida al utilizar la ecuación 2 y, $\text{p}K_a = -3.00$.

**Figura 1**

Como puede observarse en la figura 1, la función puede conducir a valores negativos de V , valores que no tienen ningún sentido físico en la valoración, ya que el valor inicial de V es cero. Sin embargo, al establecer el dominio de V que tiene un sentido físico e invertir la gráfica de la figura 1, se obtiene la curva de valoración $\text{pH} = f(V)$, figura 2, que es la representación más útil de la curva de valoración para poder compararla con las curvas experimentales de valoración.

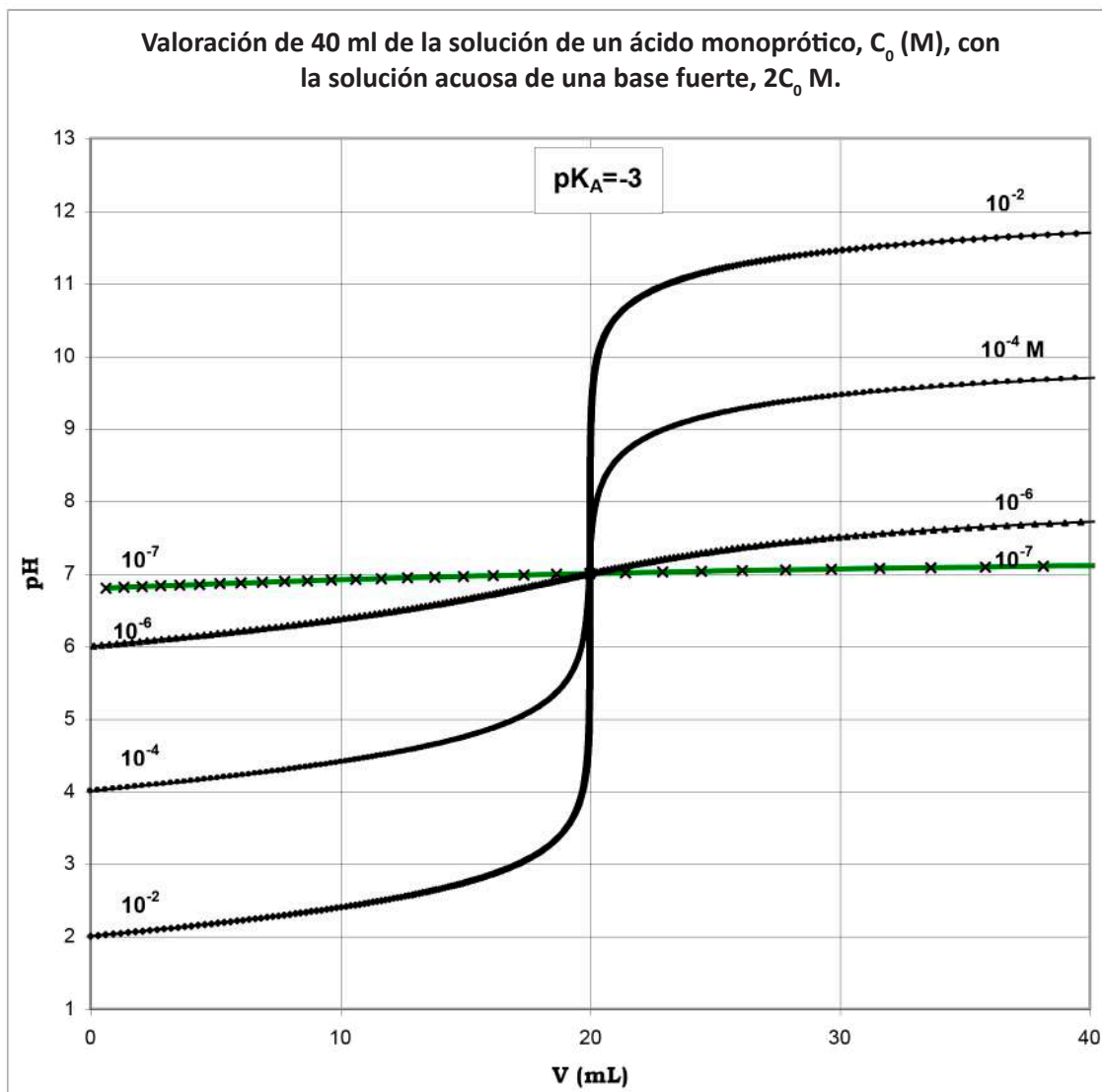


Figura 2

Además, en la figura 2 se observa el efecto que tiene la dilución sobre la valoración de un ácido monoprótico con una base fuerte. A mayor dilución del sistema de valoración, el cambio brusco de pH (en la vecindad del punto estequiométrico) tiende a desaparecer, esto es, la reacción de valoración tiende a ser menos cuantitativa (menor porcentaje de conversión de los reactivos en los productos).

Por otra parte, en la figura 3 se analiza el efecto que tiene el valor del pK_a sobre la forma de la curva de valoración. Conforme el valor de pK_a disminuye, la curva tiende a comportarse en forma monologarítmica en la región de antes del punto estequiométrico (APE) de la valoración. Mientras que si el valor de pK_a aumenta,

el cambio brusco del pH (en la vecindad del punto estequiométrico) tiende a desaparecer, esto es, la reacción de valoración tiende a ser menos cuantitativa (menor porcentaje de conversión de los productos). Hay una zona intermedia de los valores de pK_a , ($4.0 < pK_a < 10.0$) en donde la curva tiene un comportamiento bilogarítmico en la región de antes del punto estequiométrico (APE) y además es cuantitativa. Nótese que en estas curvas, cuando se han agregado 10 ml de hidróxido de sodio (la mitad del valor del volumen del punto de equivalencia: $\frac{1}{2} V_{PE}$), el valor de pH es igual al valor del pK_a .

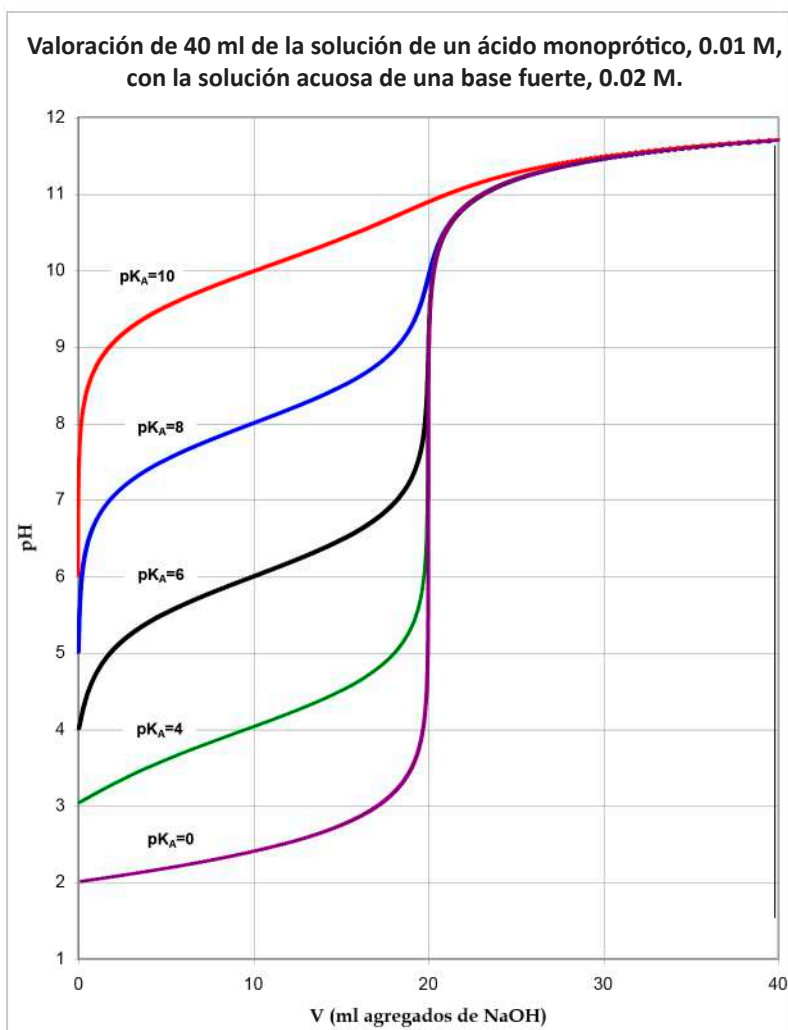


Figura 3

ANEXO 6

ESTUDIO DEL SISTEMA: AG (I)-H₂O

Definición del sistema

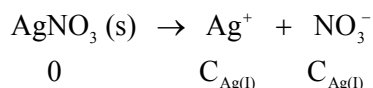
Considere que un cierto volumen de una solución acuosa de nitrato de plata ($V_{\text{Ag(I)}}$, ml), de concentración (molar) $C_{\text{Ag(I)}}$, se mezcla con un cierto volumen de una solución acuosa de hidróxido de sodio (V_{OH^-} , ml) de concentración (molar) C_{OH^-} .

Se sabe que: el nitrato de plata (AgNO_3) se comporta en el agua como un electrolito fuerte; el ion plata puede formar dos hidroxocomplejos: AgOH y $\text{Ag}(\text{OH})_2^-$, en donde, $\log \beta_{\text{AgOH}} = 2.00$ y $\log \beta_{\text{Ag}(\text{OH})_2^-} = 4.00$; el ion plata puede formar el sólido: AgOH(s) en donde $\text{p}K_s = 15.42$.

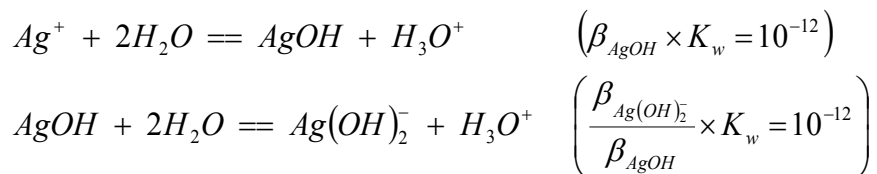
Descripción cualitativa

$$V_{\text{OH}^-} = 0 \text{ ml}$$

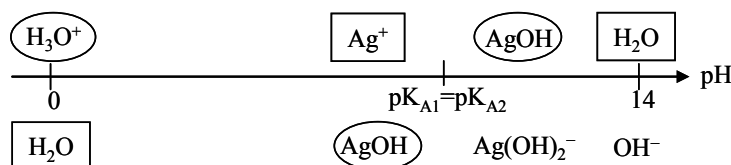
Antes de agregar la solución de hidróxido de sodio, en el sistema el nitrato de plata se encuentra completamente dissociado en sus iones, según el siguiente proceso:



El ion plata puede interaccionar con el agua para formar dos hidroxocomplejos, según el siguiente esquema:



Esto significa que el catión Ag^+ se comporta en agua como un catión de carácter ácido y puede considerarse análogo a un "ácido diprótico", según puede observarse en la siguiente escala de pH:



Así que el sistema está descrito por tres interacciones químicas que son: $\{D_{Ag^+}, DM_{AgOH}, A_{H_2O}\}$; y el pH de la disolución puede calcularse a partir de la resolución del siguiente polinomio de cuarto grado:

$$[H_3O^+]^4 + K_{a1}[H_3O^+]^3 + (K_{a1}K_{a2} - K_{a1}C_{Ag(I)} - K_w)[H_3O^+]^2 - (2K_{a1}K_{a2}C_{Ag(I)} + K_{a1}K_w)[H_3O^+] - K_{a1}K_{a2}K_w = 0$$

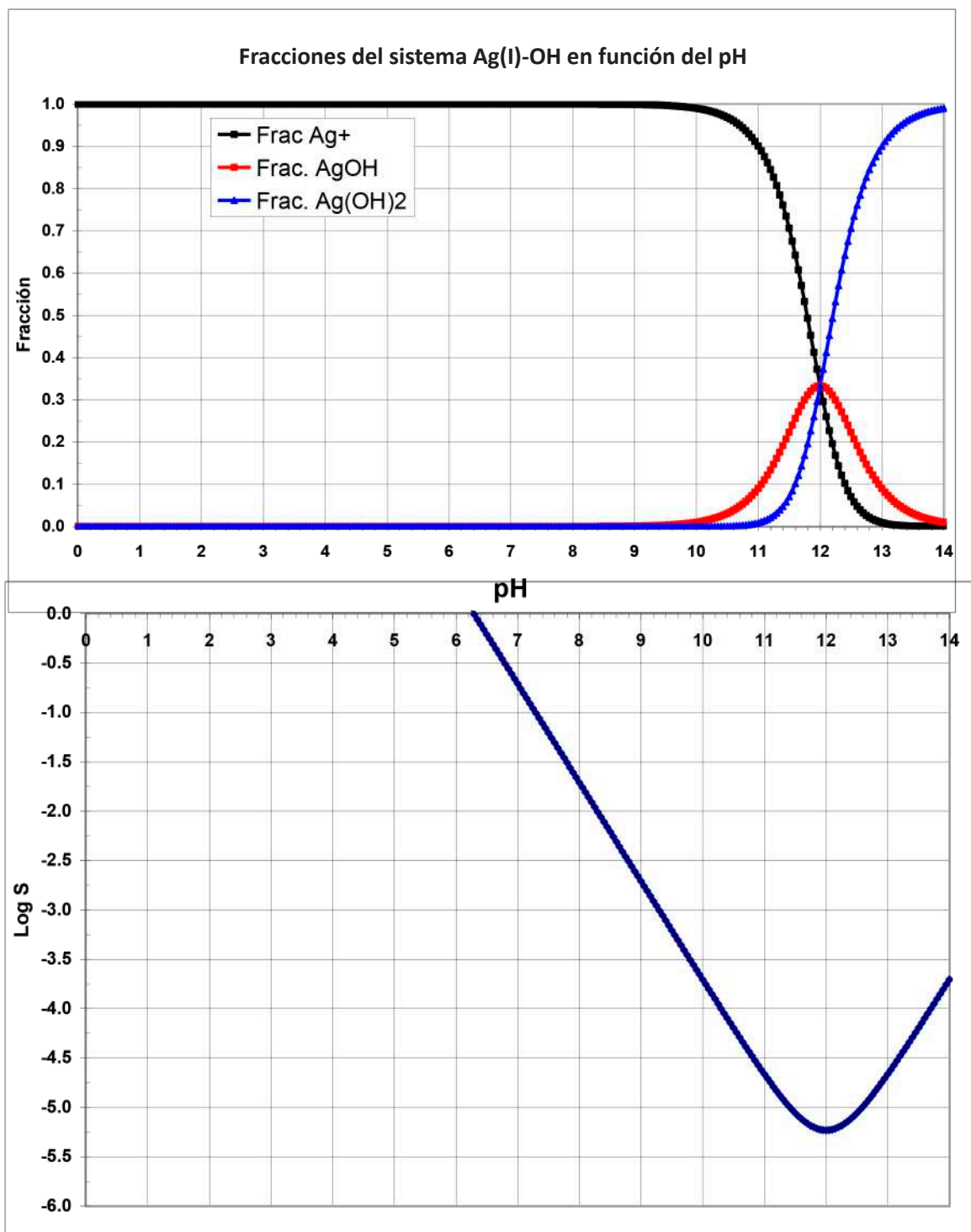
O utilizando la hoja de cálculo de la valoración de un ácido diprótico con una base fuerte en: $\phi_{H_2A}^{OH^-} = 0$

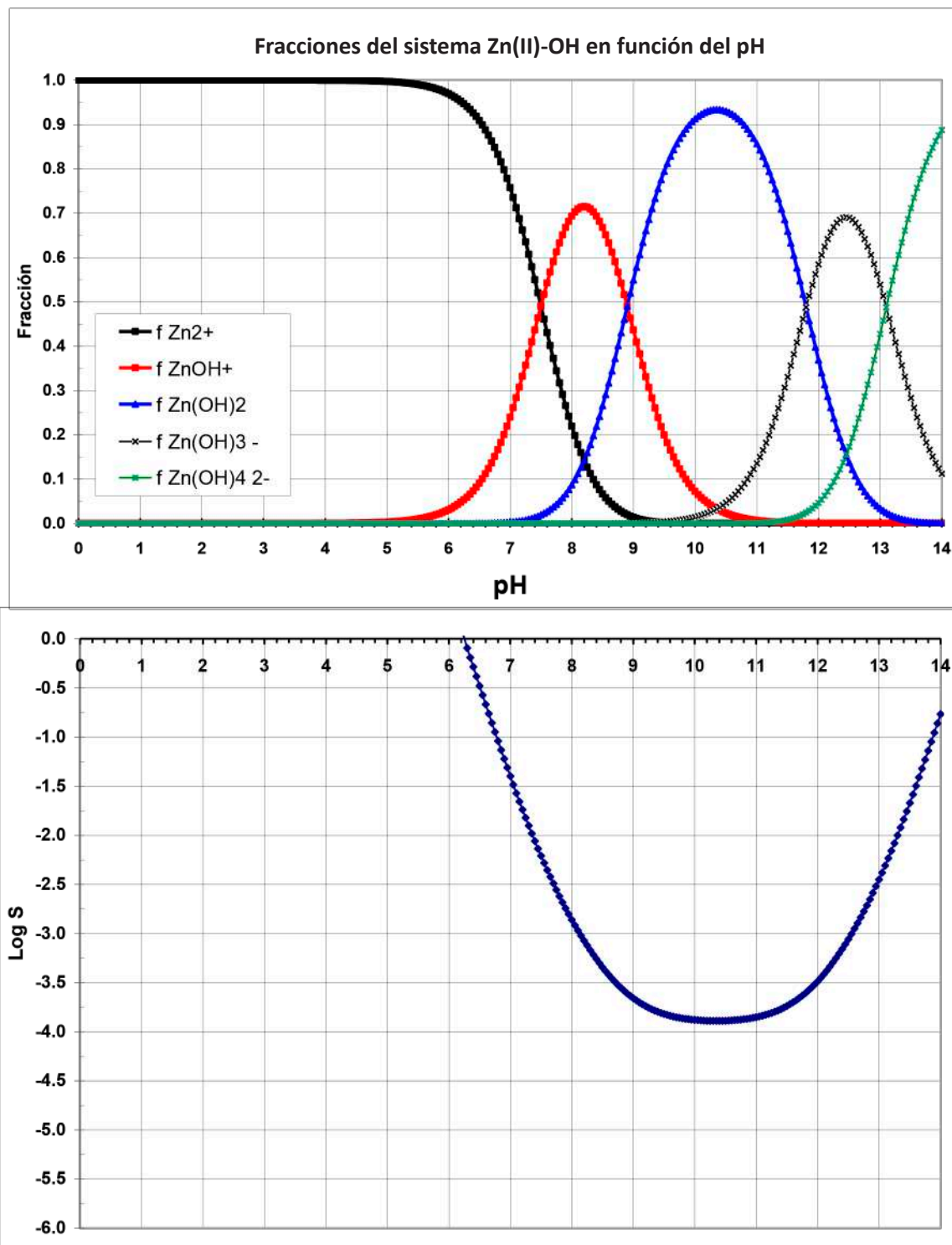
En el caso de que: $C_{Ag(I)} = 0.01 M$, el pH de la solución sería 6.85 (ver la hoja de cálculo).

Solución acuosa de un catión (ácido diprótico)							
$[H_3O^+]^4 + K_{A1}[H_3O^+]^3 + (K_{A1}K_{A2}^1 - K_{A1}C_L - K_w)[H_3O^+]^2 - (2K_{A1}K_{A2}^1C_L + K_{A1}K_w)[H_3O^+] - K_{A1}K_{A2}^1K_w = 0$							
pK _W	pK _{A1}	pK _{A2}	C _M				
14	12.000	12.000	0.01				
K _W	K _{A1}	K _{A2}					
1.0000E-14	1.0000E-12	1.0000E-12					
K' _{A2}	A	B	C	D	E	[H ₃ O ⁺]	pH
1.0000E-12	1	1.0000E-12	-2.0000E-14	-3.0000E-26	-1.0000E-38	1.4142E-07	6.849
pH	[H ₃ O ⁺]	α (Ag ⁺)	α (AgOH)	α (AgOH ₂ ⁻)	Suma		
6.849	1.41579E-07	0.999992937	7.06313E-06	4.98881E-11	1		

Mediante la hoja de cálculo de la valoración de un ácido diprótico con una base fuerte, elaborar la curva de valoración $pH = f(V)$.

Mediante la hoja de cálculo de la valoración de un ácido diprótico con una base fuerte, elaborar las curvas de distribución de las especies de Ag(I) en función de pH.





ANEXO 7

HOJAS DE SEGURIDAD

REACTIVO	HIDRÓXIDO DE SODIO NaOH	
Características	Cristales higroscópicos incoloros.	
Riesgos	Corrosivo y tóxico. Causa quemaduras a piel y ojos. Puede ocasionar irritación severa del tracto respiratorio y digestivo con posibles quemaduras. En casos crónicos, puede producir cáncer en el esófago y dermatitis por contacto prolongado con la piel.	
Primeros auxilios	Inhalación	Trasladar al aire fresco. Si no respira, administrar respiración artificial. Si respira con dificultad, suministrar oxígeno. Mantener a la persona abrigada y en reposo.
	Contacto con ojos	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto, si puede hacerse con facilidad), después proporcionar asistencia.
	Contacto con piel	Quítese la ropa contaminada. Lave el área expuesta con agua. Si los síntomas persisten, busque atención médica.
	Ingestión	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 colocarse en contenedores apropiados para su disposición posterior.	
Manejo de residuos	Neutralizar a pH 5-10, desechar en la tarja.	
Bibliografía	http://www.cisproquim.org.co/HOJAS_SEGURIDAD/Hidroxi-do_de_Sodio.pdf	

REACTIVO	ÁCIDO CLORHÍDRICO 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	Contacto con ojos	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.
	Contacto con piel	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 permitir 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	Se debe tener 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.	
Bibliografía	http://www.quimica.unam.mx/IMG/pdf/3hshcl.pdf	

REACTIVO	ÁCIDO ACÉTICO CH₃COOH	
Características	Líquido.	
Riesgos	Es una sustancia combustible e irritante al ser inhalada y tóxica al ser ingerida en estado puro.	
Primeros auxilios	Inhalación	Si respira con dificultad, suministrar oxígeno. Mantener a la persona abrigada y en reposo. Buscar atención médica inmediatamente.
	Contacto con ojos	Lavar con abundante agua, mínimo durante 15 minutos; si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	Contacto con piel	Retirar la ropa y calzado contaminados. Lavar la zona afectada con abundante agua, mínimo durante 15 minutos. Buscar atención médica inmediatamente.
	Ingestión	Lavar la boca con agua. Si esta 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.	
Bibliografía	http://www.cisproquim.org.co/HOJAS_SEGURIDAD/Acido_ace-tico.pdf	

REACTIVO	ÁCIDO SULFÚRICO H_2SO_4	
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	Inhalación	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.
	Contacto con ojos	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.
	Contacto con piel	Lavar cuidadosamente el área afectada con una solución de bicarbonato diluido para neutralizar y con 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.
	Ingestión	En caso de inconsciencia, proceder como en el caso de inhalación. Si la persona está consciente, lavar la boca con agua corriente, sin que sea ingerida. No inducir el vomito ni tratar de neutralizarlo. El carbón activado no tiene efecto. Dar a la persona 1 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
Bibliografía	www.ciproquim.org

REACTIVO	ÁCIDO MALÉICO $C_4H_4O_4/HOOHCH=CHCOOH$	
Características	Cristales blancos.	
Riesgos	Combustible. En caso de incendio, se desprenden humos (o gases) tóxicos e irritantes, produciendo dificultades respiratoria, enrojecimiento de ojos, dolor, visión borrosa. Al contacto con la piel puede causar quemaduras cutáneas.	
Primeros auxilios	Inhalación	Utilice extracción localizada o protección respiratoria. En caso de inhalación, proporcione aire limpio, reposo y asistencia médica.
	Contacto con ojos	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto, si puede hacerse con facilidad) y proporcionar asistencia médica.
	Contacto con piel	Quitar las ropas contaminadas, aclarar y lavar la piel con agua y jabón.
	Ingestión	Enjuagar la boca, dar a beber agua abundante, guardar reposo.
Fugas y derrames	Barrer la sustancia derramada e introducirla en un recipiente, eliminar el residuo con agua abundante. (Protección personal adicional: respirador de filtro P2 contra partículas nocivas).	
Desechos	Neutralizar con sosa diluida y verter a la tarja.	
Bibliografía	http://www.grupoprevenir.es/fichas-seguridad-sustancias-quimicas/1186.htm	

REACTIVO	SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	
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	Inhalación	Mueva a la persona a donde respire aire fresco. Obtenga atención médica inmediata.
	Contacto con ojos	Lavar con abundante agua, mínimo durante 20 minutos manteniendo abierto los párpados; si la irritación persiste, repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	Contacto con piel	Aclarar con abundante agua y jabón por 20 minutos. Eliminar ropa contaminada
	Ingestión	Induzca el vomito inmediatamente, 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. Al penetrar en el suelo, avisar a las autoridades competentes.	
Desechos	Evitar tirarlos en desagües, sistemas de agua, lluvias, ríos y canales. Recupere el producto en recipientes de plástico marcados para su posterior recuperación o tratamiento.	
Bibliografía	www.itsva.edu.mx	

REACTIVO	EDTA DISÓDICO DIHIDRATADO $C_{10}H_{14}N_2Na_2O_8 \cdot 2 H_2O$	
Características	Polvo cristalino blanco, inodoro.	
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. Otras reacciones adversas incluyen fiebre, mialgia, respuestas parecidas a la histamina como estornudos, congestión nasal y lagrimeo, erupciones cutáneas, hipotensión transitoria y alteraciones en el electrocardiograma.	
Primeros auxilios	Inhalación	Aire fresco. Llamar al médico en caso de molestias.
	Contacto con ojos	Lavar inmediata y abundantemente con agua, utilizar vendaje estéril, buscar ayuda de un oftalmólogo o médico.
	Contacto con piel	Lavar inmediata y abundantemente con agua, buscar ayuda médica.
	Ingestión	Lavar inmediatamente la boca y posteriormente, beber abundante agua, buscar ayuda médica.
Fugas y derrames	Utilizar 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 los recipientes cerrados herméticamente en un lugar seco. Periodo de almacenamiento: 6 meses.	
Bibliografía	www.basf/quimicosindustriales/fichasseguridad.com http://www.cedrosa.com.mx/info/e010hs.htm	

REACTIVO	TIOCIANATO DE POTASIO 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	Inhalación	Aire fresco. Llamar al médico en caso de molestias.
	Contacto con ojos	Lavar con abundante agua, mínimo durante 15 minutos manteniendo abierto los párpados; si la irritación persiste repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	Contacto con piel	Aclarar con abundante agua. Eliminar ropa contaminada.
	Ingestión	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/aguas subterráneas. Si penetra 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.	
Bibliografía	www.carloelbareagent.com/Repository/DIR199/CHO283_E.pdf www.winklertda.com/ficha_new.php?id=1736	

REACTIVO	NITRATO FÉRRICO $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \bullet 9\text{H}_2\text{O}$	
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	Inhalación	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.
	Contacto con ojos	Limpiar los ojos abiertos durante varios minutos con agua corriente. En caso de trastornos persistentes, consultar a un médico.
	Contacto con piel	Lavar inmediatamente con agua y jabón, enjuagar bien. Lavar la ropa contaminada antes de volver a usarla.
	Ingestión	Lavar la boca con agua, si el sujeto está consciente. No provocar el vómito y solicitar asistencia médica inmediata.
Fugas y derrames	Sustancia toxica para el medio ambiente. Evitar que penetre en la canalización/aguas de superficie/agua subterráneas. Al haber penetrado en el suelo, avisar a las autoridades competentes.	
Desechos	Evitar desecharlos en desagües, sistemas de agua, lluvias, ríos y canales. Recupere el producto en recipientes de plástico marcados para su posterior recuperación o tratamiento.	
Bibliografía	www.carloelbareagent.com	

REACTIVO	NITRATO DE PLOMO $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	
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	Inhalación	Irritación en las vías del tracto respiratorio. Trasladar a un lugar con ventilación adecuada, dependiendo de la cantidad, puede ocurrir envenenamiento. Si respira con dificultad, suministrar oxígeno. Solicite atención médica de inmediato.
	Contacto con ojos	Irritación y ardor en los ojos. Lavar suavemente con agua corriente durante 15 min, abriendo ocasionalmente los párpados. Posible conjuntivitis.
	Contacto con piel	Se absorbe por la piel, los síntomas de envenenamiento son los de ingestión. El contacto causa irritación y ardor. Lavar con agua corriente durante 15 minutos. Al mismo tiempo, quitarse la ropa contaminada y calzado. Solicite atención médica.
	Ingestión	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 leche o agua, inmediatamente. 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	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 y trasladarlo 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 el agua de lavado escurra, contener para evitar la introducción a las vías fluviales o alcantarillas.
Desechos	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.

REACTIVO	CLORURO DE CALCIO CaCl_2	
Características	Gránulos blancos o grises.	
Riesgos	No se le considera peligroso, no es inflamable ni explosivo. Si se calienta intensamente a altas temperaturas y arde, se descompone y produce humos tóxicos y corrosivos. Se disuelve violentamente en agua y libera gran cantidad de calor.	
Primeros auxilios	Inhalación	La evaporación a 20°C es despreciable; sin embargo, se puede alcanzar rápidamente una concentración nociva de partículas en el aire cuando se dispersa. En caso de inhalación, se recomienda aire limpio y reposo.
	Contacto con ojos	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto, si puede hacerse con facilidad) y proporcionar asistencia médica.
	Contacto con piel	La sustancia irrita la piel y el tracto respiratorio. Es necesario quitar las ropas contaminadas, enjuagar y lavar la piel con agua y jabón.
	Ingestión	Enjuagar la boca, dar a beber abundante agua, 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.	

REACTIVO	YODURO DE POTASIO 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	Inhalación	Irritación de las membranas mucosas. Traslade a un lugar con ventilación adecuada. Si respira con dificultad, suministrar oxígeno. Solicite atención médica de inmediato.
	Contacto con ojos	El contacto en los ojos puede provocar irritación y ardor. Lavar suavemente con agua corriente durante 15 minutos, abriendo ocasionalmente los párpados.
	Contacto con piel	Se absorbe por la piel. Lavar con agua corriente durante 15 minutos, al mismo tiempo, quitarse la ropa contaminada y calzado.
	Ingestión	La ingestión puede provocar irritación gastrointestinal. Dé a beber agua o leche, inmediatamente. Nunca dé nada a una persona inconsciente. Induzca el vómito, sin administrar vomitivos.
Fugas y derrames	Eliminar todas las fuentes de ignición. Realizar el siguiente procedimiento para la disposición del material: use equipo de protección personal; con una pala de plástico limpia, coloque cuidadosamente el material dentro de un recipiente limpio y seco (cubeta de plástico y/o bolsa de polietileno) y cubra; retire del área. Lave el área del derrame con agua, pero evitando que el 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.	

REACTIVO	YODATO DE ESTRONCIO $\text{Sr}(\text{IO}_3)_2$
	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. Afortunadamente, las concentraciones en agua potable a menudo son 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 contiene es el causante de la toxicidad del compuesto. La toma de alta 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.

REACTIVO	YODATO DE SODIO NaIO_3	
Características	Sólido blanco inodoro.	
Riesgos	Muy comburente. Peligro de explosión, al mezclar con sustancias combustibles, puede provocar un incendio.	
Primeros auxilios	Inhalación	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.
	Contacto con ojos	Lavar los ojos con abundante agua, inmediatamente, por lo 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, se deben retirar de los ojos. Buscar atención médica.
	Contacto con piel	Puede ser absorbido por la piel y es irritante. Lavar las zonas contaminadas de la piel con abundante agua y jabón no abrasivo. 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.
	Ingestión	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 instalaciones de eliminación de residuos adecuadas y aprobadas.	

REACTIVO	CLORURO DE BARIO BaCl_2	
Características	Cristales blancos inodoros.	
Riesgos	La sustancia se descompone al calentarla intensamente, produciendo humos tóxicos.	
Primeros auxilios	Inhalación	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 inmediatamente.
	Contacto con ojos	Quitar lentes de contacto. Manteniendo los ojos abiertos, enjuagarlos durante 15 minutos con abundante agua. Se puede usar agua fría. Buscar atención médica inmediata.
	Contacto con piel	Quitar las ropas contaminadas, enjuagar la piel con agua abundante o ducharse. Utilizar guantes protectores cuando se administren primeros auxilios.
	Ingestión	Dar de beber una solución de sulfato sódico. Provocar el vómito (¡UNICAMENTE EN PERSONAS CONSCIENTES!). Reposo y 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 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.	

REACTIVO	SULFATO DE SODIO Na_2SO_4	
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	Inhalación	Se espera que no sea peligroso para la salud.
	Contacto con ojos	No presenta efectos adversos, pero el polvo puede causar irritación mecánica. Lave inmediatamente los ojos con agua en abundancia, durante mínimo 15 minutos, manteniendo los párpados separados para asegurar un lavado de la superficie completa del ojo.
	Contacto con piel	No tiene efectos adversos. Lave inmediatamente el área afectada con gran cantidad de agua y jabón. Obtenga atención médica, si se desarrolla alguna irritación.
	Ingestión	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 ni que sea tóxico para la vida acuática.	

REACTIVO	ACIDO NÍTRICO HNO₃	
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	Inhalación	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.
	Contacto con ojos	Lavar con una solución de bicarbonato diluido para neutralizar y después con abundante agua, mínimo durante 15 minutos, manteniendo abierto los párpados; si la irritación persiste, repetir el lavado. Buscar atención médica inmediatamente.
	Contacto con piel	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.
	Ingestión	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 consiente: continuar tomando agua, aproximadamente, una cucharada cada 10 minutos.

Fugas y derrames	Ventilar el área dependiendo de la magnitud del siniestro. Mantener el material alejado del agua, en caso necesario, construir diques 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, que se deberán neutralizar posteriormente. Rociar 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 deben ser neutralizados con cal, cal sodada o hidróxido de calcio, antes de desecharlos, avisar a las autoridades competentes.
Desechos	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.
Bibliografía	www.quimicaq.unam.mx

REACTIVO	SULFATO FERROSO FeSO_4	
Características	Sólido granular homogéneo.	
Riesgos	Baja peligrosidad.	
Primeros auxilios	Inhalación	Lavar fosas nasales con agua.
	Contacto con ojos	Lávese inmediatamente con agua durante 15 minutos, consiga ayuda médica.
	Contacto con piel	Lávese inmediatamente con agua durante 15 minutos, consiga ayuda médica.
	Ingestión	Beba mucha agua, induzca el vómito, consiga ayuda médica.
Fugas y derrames	Lávese vigorosamente después del manejo prolongado.	
Desechos	Los envases vacíos pueden retener residuos del producto. Mantenga el envase cerrado y seco.	
Bibliografía	www.cqomega.com	

REACTIVO	SULFATO CÉRICO AMONIACAL (NH₄)Ce(SO₄)•2H₂O	
Características	Polvo fino de color amarillo.	
Riesgos	¡Peligro! Oxidante fuerte. El contacto con otro material puede causar un incendio. Causa irritación del tracto respiratorio. Puede causar irritación del tracto digestivo. Las propiedades toxicológicas de este material no han sido plenamente investigadas. Causa irritación de ojos y la piel. Afecta al sistema respiratorio, los ojos, la piel.	
Primeros auxilios	Inhalación	Trasladar al aire libre. Si no está respirando, administre respiración artificial. Si la respiración es dificultosa, dar oxígeno. Obtener atención médica inmediatamente.
	Contacto con ojos	Enjuague los ojos inmediatamente con abundante agua, durante al menos 15 minutos, levantando los párpados superior e inferior ocasionalmente. Busque atención médica de inmediato.
	Contacto con piel	Limpie el exceso de material de la piel y luego lave con abundante agua, durante al menos 15 minutos. Quítese la ropa y los zapatos contaminados. Obtener atención médica.
	Ingestión	No induzca el vómito. Si esta consciente y alerta, enjuague la boca y beba 2-4 tazas de leche o agua. Busque atención médica inmediata.
Fugas y derrames	Evitar la formación de polvo. Evite respirar el polvo. Asegurar una ventilación adecuada. Utilice herramientas apropiadas para colocar el sólido derramado en un recipiente de recuperación apropiado. Terminar la limpieza vertiendo agua en la superficie contaminada y eliminar según las exigencias locales.	

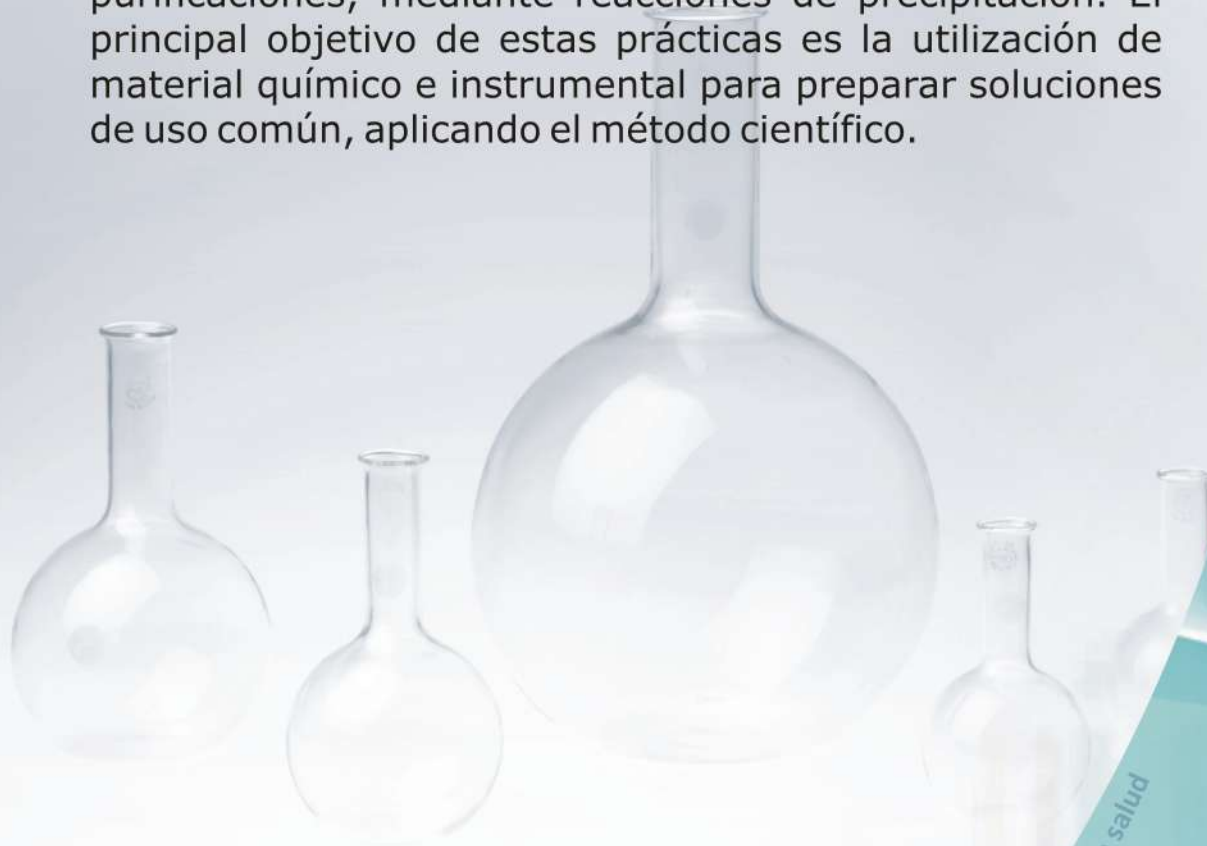
Desechos	Mantenga sulfato de cerio amonio o sulfato de amonio cérico en un recipiente herméticamente cerrado, almacene en un lugar fresco, seco y ventilado. Proteger contra el daño físico o contacto con la humedad, la oxidación de materiales.
Bibliografía	http://translate.google.com.mx/translate?hl=es&langpair=en%7Ces&u=http://finoric.com/MSDSSheet/CeriumAmmoniumSulfateCeric.htm http://translate.google.com.mx/translate?hl=es&langpair=en%7Ces&u=http://grover.mirc.gatech.edu/data/msds/20.html

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Pérez A., J. F. *Folleto de Teoría para la Carrera de Ingeniería Química*.
- [2] Harris, C. D. (1999). *Análisis Químico Cuantitativo*. (2a ed.) México: Reverté.
- [3] Skoog, West, et al. (2005) *Fundamentos de Química Analítica*. (8ª ed.). México: Mc Thomson.
- [4] Burriel, Lucena, et al. (2001). *Química Analítica Cualitativa*. (18ª ed.). España: Thomson Editores.
- [5] Harvey D. (2000). *Química Analítica Moderna*. (1ª ed.). España: Mc Graw Hill.

Química Analítica I (Manual para I.Q.)

Las prácticas incluidas en este manual son un complemento de las clases teóricas y son pertinentes en la formación del alumno, quien aprenderá a realizar operaciones como: la identificación y la cuantificación de sustancias químicas, la disolución de la materia prima, las síntesis químicas cuantitativas y las separaciones o purificaciones, mediante reacciones de precipitación. El principal objetivo de estas prácticas es la utilización de material químico e instrumental para preparar soluciones de uso común, aplicando el método científico.



colección: manuales de ciencias biológicas, químicas y de la salud

