

Archivos

UNIVERSIDAD DE COSTA RICA
ESCUELA DE QUIMICA
CRONOGRAMA

Química Analítica Cuantitativa

Q-0208

I SEMESTRE DE 1987

<u>SEMANA</u>	<u>FECHA</u>	<u>CONTENIDO</u>	<u>EVALUACION</u>
1	23-27 febrero	I UNIDAD: Introducción.	Examen de ubicación.
2	2- 6 marzo	II UNIDAD: Evaluación de resultados.	
3	9-13 marzo	II UNIDAD.	
4	16-20 marzo	III UNIDAD: Conceptos fundamentales en el Análisis Cuantitativo.	I Examen Corto.
5	23-27 marzo	III UNIDAD. IV UNIDAD: Gravimetría.	
6	30- 3 abril	IV UNIDAD:	
7	6-10 abril	VI UNIDAD. Volumetría ácido base.	
8	13-17 abril	Semana Santa. VI UNIDAD.	
9	20-24 abril	VI UNIDAD. VII UNIDAD.	I Examen Parcial.
10	27- 1º mayo	VII UNIDAD: Equilibrio ácido base de sistemas complejos.	
11	4- 8 de mayo	Semana Universitaria.	
12	11-15 mayo	VII UNIDAD.	
13	18-22 mayo	IX UNIDAD: Principios de electroquímica.	
14	25-29 mayo	IX UNIDAD.	II Examen Corto.
15	1- 5 junio	X UNIDAD: Potenciometría.	
16	8-12 junio	XI UNIDAD: Espectrofotometría de absorción.	II Examen Parcial.
17	15-19 junio	XI UNIDAD.	III Examen Corto.

Q-0209, LABORATORIO DE QUIMICA ANALITICA CUANTITATIVA

I CICLO DE 1987

PROGRAMA DE PRACTICAS

<u>SEMANA</u>	<u>FECHA</u>	<u>EXPERIMENTO</u>
1	23-28 febrero	Manejo y conocimiento del equipo de laboratorio, lavado cuantitativo de la cristalería. Uso de la balanza analítica. Preparación de la disolución de NaOH y de H ₂ SO ₄ .
2	2- 6 marzo	Valoración de las disoluciones de NaOH y H ₂ SO ₄ 0,1 mol L ⁻¹ y 0,05 mol L ⁻¹ , respectivamente.
3	9-13 marzo	Determinación de la acidez de un vinagre. (Grupos impares). Determinación de Nitrógeno. (Grupos pares).
4	16-20 marzo	Determinación de nitrógeno por el método de micro Kjeldahl. Grupos impares. Determinación de la acidez de un vinagre. Grupos pares.
5	23-27 marzo	Preparación y valoración de una disolución de EDTA 0,01 mol L ⁻¹ . Determinación complejométrica de calcio.
6	30 marzo - 3 abril	Preparación de una disolución de KMnO ₄ 0,02 mol L ⁻¹ . Determinación volumétrica de calcio con KMnO ₄ .
7	6-10 abril	Valoración de la disolución de KMnO ₄ y conclusión de la determinación de calcio.
8	20-24 abril	Preparación de una disolución de K ₂ Cr ₂ O ₇ 0,01667 mol L ⁻¹ y determinación de hierro.
9	27 abril - 1º mayo	Preparación y valoración de una disolución de Na ₂ S ₂ O ₃ 0,1 mol L ⁻¹ .
10	11-15 mayo	Determinación iodométrica de cobre.
11 12	18-29 mayo	Determinación gravimétrica de sulfato.
13	1- 5 junio	Valoración potenciométrica de una disolución de HCl-H ₃ PO ₄ . Valoración de la misma mezcla utilizando indicadores.
14	7-12 junio	Manejo y conocimiento del espectrofotómetro. Obtención del espectro, hierro (II) -ortofenantrolina. Análisis espectrofotométrico de hierro.
15	15-19 junio	Devolución del material de la gaveta.

Trabajo de Laboratorio

El alumno es responsable de los materiales del laboratorio que forman parte del equipo individual de su gaveta. El Auxiliar de Laboratorio sigue un control riguroso del material de laboratorio que utiliza cada alumno. Al final del semestre, se envía, al Departamento de Administración Financiera, el importe del material inutilizado por cada estudiante.

Puede trabajar en el laboratorio el alumno que se presente con bata de laboratorio - (gabacha), dos limpienes, una esponja, un marcador de tinta, etiquetas engomadas, y anteojos de seguridad.

Como cuaderno de laboratorio debe usar uno de resortes rayado común de 20 x 12 cm. Se ordenará de la siguiente manera:

La primera hoja se deja en blanco y se numeran con tinta las siguientes hojas.

En las dos hojas siguientes se anotará el correspondiente índice de materias.

La información obtenida en el transcurso de la práctica se describirá en el siguiente orden:

- a. Título de la práctica.
- b. Fecha en que se inicia la práctica.
- c. Número de incógnita.
- d. Resumen del método.
- e. Datos experimentales.
- f. Cálculos.

Cuando el alumno inicia la práctica, debe haber anotado, en el cuaderno de laboratorio: el título de la práctica, la fecha y el resumen del método, de lo contrario, el Instructor de Laboratorio no le permitirá comenzar el experimento; éste deberá firmar al inicio el resumen, lo cual, constituye una autorización para que el Auxiliar de Laboratorio facilite el material para iniciar la sesión de laboratorio.

El Instructor hará preguntas a los estudiantes para comprobar si conocen el procedimiento que van a utilizar. Los cuadernos de laboratorio se calificarán después de cada práctica concluida. Al terminar el curso, se deben entregar, a la Sección de Química Analítica, como requisito para aprobar el curso.

Evaluación

La nota de laboratorio se obtiene del promedio de las notas:

- a. Exámenes cortos que deben hacerse antes de iniciar la práctica: 40%.
- b. Trabajo de laboratorio que comprenderá aspectos como disciplina, interés, orden, limpieza y la adquisición de técnicas y destrezas: 20%.
- c. Informe de la práctica, en el que se calificará, fundamentalmente, - la exactitud y precisión de los resultados: 40%. Además, se tomará en cuenta la presentación del cuaderno de laboratorio.

Aquel estudiante que obtenga una nota inferior a 6.0 en tres exámenes cortos será entrevistado por una comisión que analizará su situación con el objeto de ayudarlo. En el caso de que el bajo rendimiento persista, el estudiante, perderá el curso. Para aprobar el curso se debe tener 7.0 en cada uno de los aspectos por separado.

CONOCIMIENTOS PREVIOS

1. Equilibrar ecuaciones de redox, ácido-base y de precipitación.
2. Escribir las fórmulas de las sustancias químicas más comunes que se utilizan frecuentemente en el laboratorio de Química Analítica.
3. Emplear los logaritmos en la conversión de un número con potencias positivas, negativas y fraccionarias y viceversa.
4. Explicar el concepto de pH y la obtención de su valor a partir de una concentración de ión hidronio y viceversa.
5. Explicar la Ley del Equilibrio Químico, desde el punto de vista analítico, termodinámico, cinético y electroquímico.
6. Resolver ejemplos prácticos de relaciones estequiométricas de ácido-base, redox y precipitación de los siguientes casos:
 - a. un reactivo en presencia de exceso de los demás reactivos y calcular la masa de un producto formado.
 - b. mezcla de reactivos, calcular la masa del producto formado o su volumen a TPN.

EVALUACION DEL CURSO

El sistema de evaluación constará de exámenes cortos cuyo promedio equivaldrá a un parcial, dos exámenes parciales y un examen final, los que tendrán la siguiente ponderación:

Parciales: 75%

Final 25%

Aquellos estudiantes que tengan un aprovechamiento igual o mayor de 8.5 se eximen del examen final, si a criterio del profesor lo merecen.

Para tener opción al examen final es necesario tener aprovechamiento mínimo de 6.0, ya que, con menos de esta nota iría obligado a más de 10.0 al examen final.

BIBLIOGRAFIA

1. Folletos elaborados por la Sección de Química Analítica de la Universidad de Costa Rica.
2. D. A. Skoog; D. M. West, "Introducción a la Química Analítica", Buenos Aires. Reverté, 1969.
3. J. S. Fritz; G. H. Schenk, "Química Analítica Cuantitativa", México: Rimusa, - 1979.
4. G. H. Ayres, "Análisis Químico Cuantitativo", México: Harper y Row, 1970.

QUIMICA ANALITICA CUANTITATIVA
Q-0208

Objetivo: Curso de servicio para las carreras de Agronomía, Microbiología, Tecnología de Alimentos e Ingeniería Química.

Objetivos Generales: Por medio de este curso se pretende que el estudiante conozca los principios de los métodos gravimétricos, volumétricos (valoraciones de neutralización, formación de complejos y redox) y de absorción visible, así como los cálculos involucrados en los mismos y el análisis del error y precisión.

OBJETIVOS

CONTENIDO

ACTIVIDAD

EVALUACION

- Justificar el papel de la Química Analítica dentro de su currículum, explicar las etapas de los métodos analíticos y su clasificación.

I UNIDAD. Introducción

- Concepto de Química Analítica Cuantitativa y Cualitativa.
- Esquema general de los métodos analíticos cuantitativos.
- Clasificación de los métodos analíticos.

1. Clase magistral

2. Investigación en grupo (papel de la Química Analítica en su profesión).

3. Panel sobre el trabajo de investigación.

• Informe escrito sobre la investigación

- Justificar por qué se trabaja con varias muestras.

II UNIDAD. Evaluación de resultados.

- Expresar el resultado del análisis con cifras significativas teniendo en cuenta la precisión y la incertidumbre.

- Analizar las posibles fuentes de error y la manera en que afectan los resultados.

• Concepto de media, mediana, precisión, exactitud, formas de expresar la precisión y exactitud, incertidumbre y cifras significativas

• Propagación de error en operaciones de suma, resta, multiplicación y división.

• Tipos de errores. Errores determinados e indeterminados.

• Cifras significativas en el resultado de un análisis

1. Clase magistral

2. Práctica en grupo de cifras significativas.

• Informe de la práctica en grupo.

OBJETIVOS	CONTENIDO	ACTIVIDAD	EVALUACION
<p>Contrastar el sistema moderno SI con el sistema antiguo.</p> <p>Realizar cálculos utilizando los conceptos de molar, masa molar y número de avogadro.</p> <p>Realizar cálculos utilizando las diferentes formas de expresar la composición de disoluciones.</p> <p>Aplicar los conceptos de estequiometría para resolver problemas relacionados con el análisis cuantitativo.</p> <p>Comprender y explicar el equilibrio químico a las determinaciones cuantitativas.</p>	<p>III UNIDAD. Conceptos fundamentales en análisis cuantitativo</p> <ul style="list-style-type: none"> Sistema internacional de unidades. Concepto de: mole, masa molar, número de Avogadro. Diferentes formas de expresar la composición de las disoluciones. Relaciones estequiométricas. Equilibrio químico Equilibrio de solubilidad de precipitados. 	<ol style="list-style-type: none"> Clase magistral Práctica en grupo con base a cuestionario. 	<ul style="list-style-type: none"> Informe de práctica en grupo. Quiz, sobre unidades II y III
<p>Identificar los diferentes tipos de métodos gravimétricos.</p> <p>Calcular la solubilidad de precipitados</p> <p>Predicir el efecto de las variables que determinan la solubilidad de los precipitados.</p> <p>Obtener los resultados del análisis y explicar las posibles fuentes de error.</p>	<p>IV. UNIDAD. Análisis gravimétrico</p> <ul style="list-style-type: none"> Concepto de método gravimétrico y su clasificación Características de los precipitados utilizados en gravimetría Cálculos 	<ol style="list-style-type: none"> Clase magistral Práctica en grupo de cálculos en análisis gravimétrico 	<ul style="list-style-type: none"> Examen Parcial sobre unidades I, II, III y IV.
<p>Identificar las diferentes clases de volumetrías.</p> <p>Argumentar en qué consiste una volumetría y las variables que es necesario controlar.</p> <p>Realizar cálculos y analizar los resultados de acuerdo a las posibles fuentes de error</p>	<p>V. UNIDAD. Introducción a los métodos volumétricos.</p> <ul style="list-style-type: none"> Concepto de métodos volumétricos Su clasificación. Concepto de valoración, disolución patrón, sustancia, tipo primario, punto final, punto estequiométrico y error de valoración Requisitos de las reacciones utilizadas en análisis volumétrico. Métodos de detectar el punto final Cálculos 	<ul style="list-style-type: none"> Clase magistral Práctica en grupo sobre cálculos en análisis volumétrico 	<ul style="list-style-type: none"> Informe de la práctica en grupo

OBJETIVOS

Utilizar las reacciones ácido-base para resolver problemas de mezclas de ácidos y bases y calcular el pH de la solución resultante.

Explicar las curvas de valoración de sistemas simples y seleccionar los indicadores apropiados. Calcular el pH en cualquier punto de la curva.

Explicar el procedimiento de preparación de soluciones reguladoras y su utilidad.

CONTENIDO

VI UNIDAD. Volumetrías ácido-base de sistemas simples.

- Equilibrios ácido-base y sus constantes.
- Cálculo de pH o pOH para soluciones de ácidos y bases débiles y ácidos y bases fuertes, ácidos y bases conjugadas, mezclas de ácidos o bases débiles y su sal.
- Soluciones reguladoras y su preparación.
- Curvas de valoración. Efecto de la fuerza del ácido y/o de la base y de la concentración.

ACTIVIDAD

1. Clase magistral
2. Práctica en grupo sobre cálculo de los en volumetrías ácido-base
- Informe de la práctica en grupo

EVALUACION

-Explicar las curvas de valoración y calcular el pH en cualquier punto de la curva.

-Calcular la composición de mezclas compatibles del sistema H_3PO_4 y Na_2CO_3 , conociendo cuáles especies están presentes

VII UNIDAD. Equilibrios ácido-base de sistemas complejos.

- Equilibrios ácido-base de sistemas complejos y sus constantes.
- Curvas de valoración del H_3PO_4 y el Na_2CO_3

1. Clase magistral
2. Práctica en grupo sobre cálculo de composición de mezclas de los sistemas H_3PO_4 y Na_2CO_3
- Informe sobre la práctica en grupo.
- Examen corto sobre unidades VI y VII

-Identificar las volumetrías de formación de complejos

VIII UNIDAD. Volumetrías de formación de complejos.

-Explicar el uso del EDTA en las determinaciones complejométricas de Ca^{+2} y Hg^{2+} .

-Obtener el resultado final del análisis

- Reacciones de formación de complejos y sus constantes
- EDTA

1. Clase magistral en período de laboratorio

OBJETIVOS

- Explicar el funcionamiento de las celdas electroquímicas, indicando las reacciones de los electrodos y de las celdas.
- Calcular los potenciales de las celdas, a partir de los potenciales normales por medio de la ecuación de Nernst.

CONTENIDO

- IX UNIDAD. Principios de electroquímica y valoraciones redox.
- Concepto de: oxidación, reducción, celdas galvánicas y electrolíticas, ánodo, cátodo, polaridad de electrodos.
 - Notación abreviada de una celda electroquímica.
 - Potenciales normales de reducción.
 - Cálculo del potencial de celdas y su relación con la espontaneidad de la reacción.
 - Constantes de equilibrio para reacciones de oxidación-reducción.
 - Curvas de valoración y selección de indicadores apropiados.

ACTIVIDAD

1. Proyección de película sobre conceptos fundamentales de celdas electroquímicas.
 2. Discusión en grupos sobre la película con base a cuestionario.
- Práctica en grupo sobre cálculos de potenciales de pilas, constantes de equilibrio y curvas de valoración.

EVALUACION

- Informe de la discusión basada en la película.
- II Examen parcial sobre unidades VI, VII, VIII y IX.

- Realizar cálculos utilizando datos potenciométricos.
- Explicar el funcionamiento de un circuito potenciométrico.
- Explicar el fundamento de la potenciometría
- Indicar el tipo de electrodos que se deben usar en una determinada valoración.

X UNIDAD. Potenciometría.

1. Clase magistral
2. Práctica en grupos sobre cálculos potenciométricos.

OBJETIVOS	CONTENIDO	ACTIVIDAD	EVALUACIÓN
<p>Comparar los métodos gravimétricos y volumétricos con los de absorción visible en cuanto a: principio en que se basa precisión, ámbito de concentración en el que trabajan, economía de tiempo y dinero, relación matemática utilizada para calcular la concentración de la sustancia analizada.</p> <p>Justificar los pasos a seguir en un análisis cuantitativo y calcular la concentración del componente analizado.</p> <p>Explicar el funcionamiento del Spectronic 20.</p>	<p>XI UNIDAD. Espectrofotometría de absorción visible</p> <ul style="list-style-type: none"> • La radiación electromagnética y su interacción con la materia. • Ley de Beer, sus limitaciones y aplicación al análisis cuantitativo. • Partes fundamentales del espectrofotómetro visible. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Clase magistral 2. Práctica en grupo sobre cálculos en análisis espectrofotométrico. <p>Examen Corto</p>	