



UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA
FACULTAD DE INGENIERIA
ESCUELA DE QUIMICA

PROGRAMA DEL CURSO ANÁLISIS CUALITATIVO

CODIGO: 362	CREDITOS: 4
ESCUELA: INGENIERÍA QUÍMICA	AREA: QUÍMICA
PRERREQUISITO: 356	POSTREQUISITO: Dos cursos obligatorios
CATEGORIA: Obligatorio	NIVEL: Tercer Semestre
HORAS POR SEMANA DEL CURSO: 3	HORAS POR SEMANA DE LABORATORIO: 3
DIAS QUE SE IMPARTE EL CURSO: DIAS: Lunes, miércoles y viernes	DIAS DE LABORATORIO: Sábado
HORARIO DEL CURSO: 10:50-11:40 19:00-19:50	HORARIO DE LABORATORIO: 13:00-16:00 16:00-19:00

2. DESCRIPCION DEL CURSO

La formación académica en Ingeniería Química ha variado en forma significativa ya que el estudio moderno de esta carrera debe enfatizar su desarrollo profesional basándose en los principios de las ciencias básicas en la Ingeniería (Química, Matemáticas, Físicas, etc.). Así también orientarse hacia la aplicación práctica de estas ciencias de manera que un curso de Química Analítica debe impartirse con una base firme en el análisis sistemático.

El propósito del curso es lograr que lo esencial y fundamental del análisis del equilibrio iónico en solución acuosa permita al estudiante interpretar un problema de ingeniería mediante un enunciado interpretativo matemático utilizando ecuaciones y/o gráficos y, después, utilizar dicho enunciado en la obtención de información útil que lo describa completamente.

La Ingeniería Química es la profesión que demanda la aplicación sistemática de principios científicos y técnicos tales como el concepto del equilibrio en sus diversos enfoques, así como los fenómenos de transporte (transferencia de masa, calor y momento).

El equilibrio iónico tiene trascendental importancia pues se ubica específicamente en el medio acuoso y su enfoque abarca los cuatro tipos de equilibrio iónico tan importantes cada uno de ellos para la comprensión de las características de las soluciones cuyo medio de disolución es el agua (solvente universal).

El lenguaje matemático es recurso conveniente por su estructura simbólica y las reglas lógicas que permiten proceder a través de un problema en forma concisa y sistemática. El análisis de sistemas puede aplicarse a diversas clases de problemas inclusive en este curso al equilibrio iónico en solución acuosa. La capacidad para analizar es un elemento necesario en el estudio de las Ingenierías (Química, Ambiental, Bioingeniería, etc.). Sin embargo debe enfatizarse que la tecnología ingenieril al final debe ir más allá del simple análisis.

3. OBJETIVOS GENERALES DEL CURSO

Generales:

Los principales objetivos generales del curso de Análisis Cualitativo son:

- Desarrollar las aptitudes básicas del análisis sistemático en el estudio del EQUILIBRIO IONICO EN SOLUCION ACUOSA, que proporcione el fundamento teórico básico para su aplicación subsiguiente.
- Reforzar, ampliar y aplicar el contenido temático de cada uno de los fenómenos de equilibrio iónico (acidez, solubilidad, complejos y redox) de forma que permitan interpretarse con lógica y sencillez mediante los recursos matemáticos y gráficos que se disponen en la informática actual.
- Desarrollar una apreciación inicial adecuada del análisis matemático del equilibrio iónico logrando que el estudiante evalúe y resuelva problemas “reales” en sistemas naturales (medio ambiente) y artificiales (procesos y manufactura de producto).

Específicos:

El objetivo más evidente en un curso de Análisis Cualitativo es el de proveer las bases metodológicas teórica-práctica para la medición de la condición de equilibrio iónico de un analito, señalándose además que las metas específicas son:

- Proveer un conocimiento fundamental de los principios que gobiernan las bases teórico-prácticas en la ponderación de este equilibrio.
- Proveer las técnicas de cálculo y operatorio práctica atendiendo los requisitos de exactitud y precisión en la ejecución de técnicas analíticas de laboratorio.
- Desarrollar el carácter crítico con el fin de aumentar la propia capacidad para evaluar resultados y determinar el grado de confiabilidad.

4. METODOLOGÍA

Este es un curso de fundamentación teórica-práctica para estudiantes de la carrera de Ingeniería Química. Por ser identificado como curso obligatorio, se desea que el estudiante asista con regularidad a las sesiones magistrales (80 % mínimo) para su mejor preparación y comprensión temática.

El catedrático del curso deberá mantener el interés del estudiante durante todo el curso, mediante una clase dinamizada de interacción alumno-profesor de preguntas y conjeturas, la didáctica consistirá en la aplicación de los métodos deductivo/inductivo, de tal manera que durante la exposición oral se infieran tendencias ejemplificando con conocimiento formativo y transmisión de información lo cual es resultado de la experiencia y conocimientos en Química del Agua del docente.

5. EVALUACIÓN DEL RENDIMIENTO ACADÉMICO:

El curso se evaluará de manera integral mediante evaluaciones periódicas escritas y prácticas de laboratorio, así como de elaboración de reportes y evaluación de desempeño en las prácticas de laboratorio.

PROCEDIMIENTO	INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN	VALOR UNITARIO	PONDERACIÓN
EXAMENES PARCIALES	4 EVALUACIONES parciales + un control de asistencia	10	50 puntos
LABORATORIO	8 PRÁCTICAS	3.125	25 puntos
Total de la zona			75 puntos
EXAMEN FINAL	UNA EVALUACIÓN	25	25 puntos
NOTA DE PROMOCIÓN			100 puntos

CONVALIDACIÓN Y NOTA DE APROBACIÓN DEL CURSO

EN CASO DE PROMEDIAR UN PUNTEO DE 60 PUNTOS SOBRE EL 100 EN TRES DE LOS CUATRO EXÁMENES PARCIALES SE LE ASIGNARÁ AL EXAMEN PARCIAL CON MENOR PUNTEO O AL QUE NO HAYA ASISTIDO, LA NOTA DE 50 PUNTOS.

TOMAR EN CUENTA QUE NO HAY EXÁMENES EXTRAORDINARIOS

POR RESOLUCIÓN DEL CONSEJO SUPERIOR UNIVERSITARIO

LA NOTA DE APROBACIÓN DEL CURSO ES DE SESENTA Y UNO (61) PUNTOS

6. CONTENIDOS PROGRAMÁTICOS:

UNIDAD 1	OBJETIVOS	CONTENIDO	PERIODOS
1.1 Disociación de ácidos y Bases	-Conocer las características anfóteras del agua -Identificar el grado relativo de disociación que se obtiene en el proceso de disolución acuosa. -Evaluar la disociación en base al cálculo del pH y establecer el error aceptable. -Conocer los posibles métodos gráficos	-Bases termodinámicas del equilibrio de disociación del agua. -Definiciones de ácido y base -Concepto de Disociación total y parcial. -Definición de pH: su historia e interpretación. -Ecuaciones claves para el cálculo de H ⁺ y fracción molar α en la resolución de problemas de ionización.	8

	<p>de resolución de problemas de disociación</p> <ul style="list-style-type: none"> -Describir algunas soluciones reales (sistema acuosos) que involucran el equilibrio iónico de disociación total o parcial 	<ul style="list-style-type: none"> -Resolución mediante el diagrama de Flood. (pH y $p\alpha$ vs. pC). -Casos reales: el vinagre-ácido acético, las hormigas-Acido fórmico, lluvia ácida, jugo gástrico-HCl. 	
1.2 Hidrólisis de conjugados de ácidos y bases débiles	<ul style="list-style-type: none"> -Conocer la reacción típica -Características de los iones conjugados de ácidos y / o bases débiles con el agua. -Identificar el grado relativo de reacción hidrolítica en el proceso de disolución de una sal. -Evaluar la hidrólisis en base al cálculo del pH de la solución y establecer el error aceptable. -Conocer el método gráfico de resolución de problemas de hidrólisis ácida, básica y mixta. -Describir algunas soluciones reales que involucran hidrólisis. 	<ul style="list-style-type: none"> -La reacción entre el conjugado y el agua: tipos de hidrólisis en función del efecto en el pH. -Ecuaciones claves para el cálculo de H^+ y $\% \alpha$ en la resolución de problemas. -La hidrólisis mixta como un caso especial. -Resoluciones gráficas de la hidrólisis: El diagrama de Sillen (pH y $p\alpha$ vs. pC). -Casos reales: Limpiadores de metales, el fluoruro de sodio, los jabones, sales de ácidos grasos, aditivos en embutidos: nitrito de sodio. 	7
1.3 Soluciones Buffer o Tampón y efecto regulador o de ión común.	<ul style="list-style-type: none"> -Conocer la interacción simultánea de las mezclas acuosas de ácidos o bases débiles con sus sales. -Identificar el grado relativo de control o regulación del pH en una solución buffer o tampón. -Calcular el pH de la solución amortiguadora mediante las ecuaciones matemáticas definidas y establecer el error aceptable. -Describir el método gráfico de cálculo de pH, $\% \alpha$ y capacidad amortiguadora ($p\beta$) en problemas de soluciones buffer. -Describir algunas soluciones buffer reales que involucran el equilibrio de efecto de ión común. 	<ul style="list-style-type: none"> -El efecto del ión común: el equilibrio combinado de disociación e hidrólisis. -El principio de regulación del pH en un buffer. -Métodos de preparación de soluciones buffer. -Ecuaciones claves para el cálculo de H^+, $\% \alpha$'s y capacidad amortiguadora en la resolución de sistemas buffer. -Resolución de soluciones tampón mediante el diagrama de Sillen y el nomograma buffer. -El diagrama $p\beta$ (pbeta) vs pH. -Casos reales: La sangre humana. 	7
1.4 Equilibrio iónico múltiple de los ácidos polipróticos en solución acuosa	<ul style="list-style-type: none"> -Conocer la combinación de equilibrios que se suceden en un sistema poliprótico. -Identificar el número de especies que existen en una solución acuosa a partir de un soluto del sistema de ácidos polipróticos. -Evaluar el o los tipos de equilibrio ácido-base que se involucran en un sistema poliprótico según el soluto disuelto. -Conocer los métodos matemáticos y gráficos para la resolución del cálculo de la H^+ de la solución. -Describir soluciones reales que involucran equilibrio de ácidos polipróticos. 	<ul style="list-style-type: none"> -La identificación de las especies en equilibrio iónico simultáneo de un sistema poliprótico. -Los fenómenos de equilibrio iónico en un sistema poliprótico. -La compatibilidad de las especies en equilibrio en un sistema poliprótico. -Las ecuaciones claves para el cálculo de H^+ y las fracciones molares de cada especie (ácido poliprótico, conjugados anfóteros y aprótica). -Deducción del polinomio de $(n+1)$ términos para sistemas polipróticos. -Descripción gráfica de la distribución de especies en equilibrio o curvas de distribución. -El diagrama de Sillen para el equilibrio 	7

		iónico múltiple y la generación de especies a partir del soluto poliprótico (ácido, sal o mezclas compatibles). -Casos reales: el agua mineral “Shangai-la” - sistema H_2CO_3 ; el polvo Royal-sistema bicarbonato/sulfato de aluminio; el champú de pH regulado-sistemas fosfatos; el Alka Seltzer-una mezcla de varios ácidos polipróticos.	
UNIDAD 2	OBJETIVOS	CONTENIDO	PERIODOS
Equilibrio Heterogéneo: Equilibrio de solubilidad simple	-Describir el fenómeno de la disolución de compuestos ionizables (electrolitos) a partir de la ley de acción de masas: -Identificar el grado relativo de disolución “límite” de un soluto electrolito bajo el concepto de saturación. -Describir mediante técnica gráfica del equilibrio de solubilidad para iones de compuestos con proporción ión/contraión equimolar y no equimolar.	Especies en equilibrio en dos o más fases. El concepto de solución saturada, insaturada y sobresaturada en relación al principio del producto de solubilidad (pK_{ps}). Relaciones entre el K_{ps} y la solubilidad de un ión compuesto ionizable B_xA_y . Condiciones que afectan la solubilidad de electrolitos. Las ecuaciones lineales de p_{ION} vs. $p_{Contraión}$. Disolución de precipitados y precipitación selectiva de iones, visualización gráfica. Casos reales: El método de Mohr-El indicador de cromatos-un caso de “coprecipitación”. Incrustación de tuberías por carbonatos de calcio-efecto de la temperatura. Disolución del Calcio y el Magnesio en los suelos en aguas subterráneas.	7
Equilibrio Heterogéneo: Equilibrio simultáneo de solubilidad y acidez	-Describir la interacción entre el equilibrio de solubilidad y la hidrólisis del ión conjugado de ácidos débiles mono o polipróticos. -Desarrollar las ecuaciones del equilibrio de solubilidad-acidez. -Desarrollar las ecuaciones del equilibrio de solubilidad de los hidróxidos de metales pesados en función del pH. -Elaborar las gráficas que describen la solubilidad en función del pH. -Describir algunas soluciones reales que involucran solubilidad y acidez.	-La identificación de las especies en equilibrio iónico de solubilidad que son conjugados de ácidos mono o polipróticos. -Los fenómenos simultáneos en un sistema con solubilidad reducida y en disociación parcial y/o hidrólisis. -Las ecuaciones matemáticas claves para el cálculo de solubilidad en función de H^+ . -Ecuaciones de equilibrio de los hidróxidos de metales pesados pM vs. pH . -Casos Reales: El tratamiento de Agua para calderas, generación de lodos Ortofosfatos Tricálcicos. La precipitación del oxalato de calcio en granito, el pulido de pisos. El tratamiento primario para el control de metales pesados en aguas residuales.	

7. BIBLIOGRAFIA UTILIZADA EN CADA UNIDAD

LA SIGUIENTE BIBLIOGRAFÍA ESTÁ A DISPOSICIÓN PARA FOTOCOPIAR LAS TEMÁTICAS DE INTERÉS Y SE PRESTAN EN LA COORDINACIÓN DEL ÁREA DE QUÍMICA	
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	1.- Snoeyink, Vernon & Jenkins, David; QUIMICA DEL AGUA , Editorial Limusa Wyley, edición más reciente. 2.- Dick; John G.; QUIMICA ANALITICA ; editorial mAnual Moderno; 1979. 3.-Bard, Allen, EQUILIBRIO QUIMICO , Editorial Harper & Row, 1970. España. 4.- Ayres, G. H.; ANALISIS QUIMICO CUANTITATIVO ; SEXTA EDICIÓN; Editorial HARLA; México; 1987. 5.- Hognes & Jonson; QUALITATIVE ANALYSIS AND CHEMICAL EQUILIBRIUM ; Editorial Holt, Reinhart and Winston; fifth edituion; USA. 6.- Morales P. et Morales, J.C; Solutions Aqueuses ; Librairie, Vulbert, 1981, París. 7.- Sienko, M.J.; PROBLEMAS DE QUIMICA ; Editorial Reverte; segunda edición; Venezuela. 8.- Rangel ; Raymundo Luna; FUNDAMENTOS DE QUIMICA ANALITICA ; Volumen I; Editorial Limusa; 1976; Mexico. 9.- Hamilton, L.f.& Simpson,S.G.; CALCULOS DE QUIMICA ANALITICA ; Editorial McGraw-Hill; septima edición; Mexico.

8. CALENDARIZACIÓN:

UNIDAD	CONTENIDO		PERIODOS	EVALUACIONES
1.1	Equilibrio ácido-base	Disociación	8	Primer parcial
1.2	Equilibrio ácido-base	Hidrólisis	7	Segundo parcial
1.3	Equilibrio ácido-base	Buffer	7	Tercer parcial
1.4	Equilibrio ácido-base	Acidos Polipróticos	7	Cuarto parcial
2	Equilibrio Heterogéneo	Solubilidad y solubilidad y acidez	7	Examen final