



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

PROGRAMA DEL CURSO QUÍMICA ORGÁNICA 1

CODIGO: 358	CREDITOS: 4
ESCUELA: INGENIERÍA QUÍMICA	AREA: QUÍMICA
PRERREQUISITO: 362	POSTREQUISITO: 360
CATEGORIA: Obligatorio	NIVEL: Cuarto 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: Según el horario asignado
HORARIO DEL CURSO: 7:00-7:50 18:10-19:00 15:40-16:30	HORARIO DE LABORATORIO: 13:00-16:00 16:00-19:00 7:00-10:00 10:00-13:00

2. DESCRIPCION DEL CURSO

La formación académica en Ingeniería Química ha variado en forma significativa y en el estudio moderno de esta carrera se enfatiza para su desarrollo profesional en los principios de las ciencias básicas en la Ingeniería (Química, Matemáticas, Físicas, etc.). También orientar hacia la aplicación práctica de estas ciencias de manera que un curso de Química Orgánica debe impartirse con una base firme en el análisis molecular.

Es prioridad en la enseñanza de la Química Orgánica el *procurar facilitar la comprensión de los diversos tópicos que constituyen el estudio de la química del carbono*. Este curso debe orientar su método de estudio (enseñanza y aprendizaje) en forma tal, que el estudiante evite la memorización como el principal recurso que disponga para el aprendizaje y el docente evite la enseñanza enciclopédica de la temática de esta materia tan interesante.

En el presente curso se estudia una completa y moderna introducción a la química de los compuestos del carbono. El estudiante podrá apreciar como se integran los conceptos principales que toman la base de lo relativo a relaciones entre la estructura y mecanismos de reacción en los compuestos orgánicos.

Durante el curso se discutirán las estructuras, las reacciones y las principales de las propiedades físicas y químicas de los compuestos hidrocarbonatos, además de todas las variaciones funcionales de estos. Se desea *enfatizar el estudio mediante los mecanismos de reacción, no como objetivo final, sino como una forma efectiva de interpretación de las etapas del cambio químico*.

Finalmente, puesto que la Química Orgánica es un estudio de compuestos reales, sus transformaciones perceptibles y sus usos discernibles, se ha enfocado el estudio hacia las etapas sucesivas que se suceden en el cambio de reactante orgánico a producto.

3. OBJETIVOS GENERALES DEL CURSO

Generales:

El objetivo mas evidente es el de *promover el conocimiento de las bases teóricas y prácticas para la identificación y clasificación de los compuestos hidrocarbonatos y del carbono*, enfatizando las metas siguientes:

3.1- Dominio Cognoscitivo:

- 3.1.1 Poseer un conocimiento fundamental de la clasificación, denominación y formulación de los hidrocarburos alifáticos y aromáticos, así como su arquitectura molecular.
- 3.1.2. Reconocer las propiedades físicas mas relevantes.
- 3.1.3. Interpretar la reactividad química y las posibilidades de obtención natural y síntesis.
- 3.1.4. Adquirir información general pertinente de los materiales orgánicos.
- 3.1.5. Interpretar el curso del cambio químico orgánico mediante mecanismos de reacción.
- 3.1.6. Poseer capacidad de análisis y síntesis para la resolución de problemas.

3.2- Dominio Afectivo:

- 3.2.1. Capacitar al estudiante en efectividad para escuchar, entender, trabajar en grupo, responder, discutir, sintetizar e integrarse en todas las actividades teóricas y prácticas a realizar en este curso.

3.3.- Dominio Psicomotriz:

- 3.3.1. Desarrollar en el estudiante las perceptividades de diferenciar, clasificar, operar, ejecutar, manipular en las actividades contenidas en los distintos tópicos tratados durante el curso tanto en la parte teórica como práctica.

4. METODOLOGÍA

El curso se desarrollara utilizando *fundamentalmente la clase magistral por parte del profesor de teoría, por lo que asistir a clases es esencial*, ya que en dicha actividad docente se resaltaran y enfatizaran las explicaciones de los temas mas importantes del curso. En dicha actividad se informara de las temáticas periódicas de evaluación que establezca el catedrático según el avance temático del curso.

Además el curso tiene actividad *práctica de laboratorio el cual es un requisito el aprobarlo para sustentar el examen final y/o retrasadas*. En dicha actividad se realizaran alrededor de ocho (8) practicas de laboratorio y se debe cumplir con la realización de exámenes cortos, presentación de reportes, evaluación de desempeño en el laboratorio.

Es responsabilidad del catedrático del curso el mantener el interés del estudiante durante todo el curso, mediante una clase dinamizada en la interacción alumno-profesor de planteamiento y resolución de interrogantes y conjeturas, la didáctica consistirá en la aplicación de los métodos deductivo/inductivo, de tal manera que durante la exposición oral se infieran tendencias de análisis e integración ejemplificando con la intención de transmitir un conocimiento formativo y de transmisión de información lo cual sea el resultado de la experiencia y conocimientos que posea en Química Orgánica el 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	5 EVALUACIONES	10	50 %
LABORATORIO	8 PRÁCTICAS	3.125	25 %
Total de la zona			75 %
EXAMEN FINAL	UNA EVALUACIÓN	25	25 %
NOTAL DE PROMOCIÓN			100 %

CONVALIDACIÓN Y NOTA DE APROBACIÓN DEL CURSO

EN CASO DE PROMEDIAR UN PUNTEO DE 60 PUNTOS SOBRE EL 100 EN TRES DE LOS CINCO 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	<ul style="list-style-type: none">-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 de resolución de problemas de disociación-Describir algunas soluciones reales (sistema acuosos) que involucran el equilibrio iónico de disociación total o parcial	<ul style="list-style-type: none">-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.-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.	7
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	<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:	6

	<p>error aceptable.</p> <ul style="list-style-type: none"> -Conocer el método gráfico de resolución de problemas de hidrólisis ácida, básica y mixta. -Describir algunas soluciones reales que involucran hidrólisis. 	<p>El diagrama de Sillen (pH y α vs. pC).</p> <ul style="list-style-type: none"> -Casos reales: Limpiadores de metales, el fluoruro de sodio, los jabones, sales de ácidos grasos, aditivos en embutidos: nitrito de sodio. 	
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, α 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^+, α'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: <ul style="list-style-type: none"> La sangre humana. 	6
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 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. 	6
UNIDAD 2	OBJETIVOS	CONTENIDO	PERIODOS
Equilibrio Heterogéneo: Equilibrio de solubilidad simple	<ul style="list-style-type: none"> -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 	<p>Especies en equilibrio en dos o más fases.</p> <p>El concepto de solución saturada, insaturada y sobresaturada en relación al principio del producto de solubilidad ($pKps$).</p>	6

	<p>saturación.</p> <p>-Describir mediante técnica gráfica del equilibrio de solubilidad para iones de compuestos con proporción ión/contraión equimolar y no equimolar.</p>	<p>Relaciones entre el Kps y la solubilidad de un ión compuesto ionizable BxAy.</p> <p>Condiciones que afectan la solubilidad de electrolitos.</p> <p>Las ecuaciones lineales de pION vs. pContraión.</p> <p>Disolución de precipitados y precipitación selectiva de iones, visualización gráfica.</p> <p>Casos reales: El método de Mohr-El indicador de cromatos-un caso de "coprecipitación".</p> <p>Incrustación de tuberías por carbonatos de calcio-efecto de la temperatura.</p> <p>Disolución del Calcio y el Magnesio en los suelos en aguas subterráneas.</p>	
Equilibrio Heterogéneo: Equilibrio simultáneo de solubilidad y acidez	<p>-Describir la interacción entre el equilibrio de solubilidad y la hidrólisis del ión conjugado de ácidos débiles mono o polipróticos.</p> <p>-Desarrollar las ecuaciones del equilibrio de solubilidad-acidez.</p> <p>-Desarrollar las ecuaciones del equilibrio de solubilidad de los hidróxidos de metales pesados en función del pH.</p> <p>-Elaborar las gráficas que describen la solubilidad en función del pH.</p> <p>-Describir algunas soluciones reales que involucran solubilidad y acidez.</p>	<p>-La identificación de las especies en equilibrio iónico de solubilidad que son conjugados de ácidos mono o polipróticos.</p> <p>-Los fenómenos simultáneos en un sistema con solubilidad reducida y en disociación parcial y/o hidrólisis.</p> <p>-Las ecuaciones matemáticas claves para el cálculo de solubilidad en función de H+.</p> <p>-Ecuaciones de equilibrio de los hidróxidos de metales pesados pM vs. pH.</p> <p>-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.</p>	
UNIDAD 3	OBJETIVOS	CONTENIDO	PERIODOS
Equilibrio Homogéneo: Equilibrio de complejos o iones Werner	<p>-Describir las características químicas en la formación de iones complejos.</p> <p>-Conocer las formas de clasificar y denominar los iones complejos y sus compuestos.</p> <p>-Explicar los iones complejos más simples y su estabilidad limitada.</p> <p>-Deducir las ecuaciones del equilibrio de complejos con ligandos monodentados (Kf vs Ki).</p> <p>-Describir algunas soluciones reales que involucran el equilibrio de complejos.</p>	<p>-DEFINICIÓN DE IONES COMPLEJOS EN SOLUCIÓN ACUOSA.</p> <p>-Los iones complejos más simples, ión hidronio, ión amonio.</p> <p>-Definición de ión Central, ligando, número máximo de coordinación.</p> <p>-Describir la terminología de complejos y su nomenclatura.</p> <p>-Descripción del equilibrio de iones complejos y del concepto de K de formación y de K de inestabilidad equivalente.</p> <p>-Ligandos monodentados y polidentados.</p> <p>-Casos Reales: limpiadores amoniacales, la explotación minera del oro con cianuro.</p>	5

Equilibrio Homogéneo: Equilibrio de complejos y acidez	-Explicar los iones complejos relacionados con ligandos polidentados de ácidos polipróticos. -Deducir las ecuaciones matemáticas del equilibrio de complejos con ligandos polidentados. -Describir algunas soluciones reales que involucran el equilibrio de complejos en función del pH.	-Equilibrio de disociación de complejos con ligandos polidentados. -Casos reales: El EDTA como el ligando polidentado más versátil. EDTA como aditivo en diversos productos. El tratamiento de eliminación de metales pesados, desintoxicación con EDTA.	
Equilibrio Homogéneo: Equilibrio de complejos y solubilidad	-Explicar el mejoramiento en la solubilidad de iones metálicos mediante el enmascaramiento con ligandos mono y polidentados. -Describir algunas soluciones reales que involucran el equilibrio de complejos.	-Equilibrio de disociación de complejos con ligandos mono y polidentados y el control de la solubilidad de los metales. Casos reales: Disolución de la placa bacteriana; Blanqueo dental y Tratamiento de canales.	

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	<ol style="list-style-type: none"> 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	Equilibrio ácido-base	Disociación	7	Primer parcial
1	Equilibrio ácido-base	Hidrólisis	6	Segundo parcial

1	Equilibrio ácido-base	Buffer	6	Tercer parcial
1	Equilibrio ácido-base	Acidos Polipróticos	6	Cuarto parcial
2	Equilibrio Heterogéneo	Solubilidad y solubilidad y acidez	6	Examen final
3	Equilibrio de Complejos	Complejos y complejos y acidez y solubilidad	5	Examen final