



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

PROGRAMA DEL CURSO QUÍMICA IV

CODIGO: 356	CREDITOS: 4
ESCUELA: INGENIERÍA QUÍMICA	AREA: QUÍMICA
PRERREQUISITO: 354	POSTREQUISITO: 362
CATEGORIA: Obligatorio	NIVEL: Segundo Semestre
HORAS POR SEMANA DEL CURSO: 3	HORAS POR SEMANA DE LABORATORIO: 3
DIAS QUE SE IMPARTE EL CURSO: DIÁS: Lunes, miércoles y viernes	DIAS DE LABORATORIO: Según el horario asignado
HORARIO DEL CURSO: 11:40-12:30 18:10-19:00	HORARIO DE LABORATORIO: -----

2. DESCRIPCIÓN DEL CURSO

Química IV es el segundo de los cursos de Química General Fundamental de la carrera de Ingeniería Química. En él se introduce al estudiante en el estudio de los tópicos relativos a los estados de la materia, las mezclas homogéneas y los fundamentos de termodinámica, cinética y equilibrio químico

3. OBJETIVOS GENERALES DEL CURSO

Que el estudiante:

- 3.1** Interprete las propiedades intrínsecas y extrínsecas de la materia a través de la estructura constitutiva de ésta, según los diferentes estados en los que se presenta en la naturaleza, y las inter conversiones entre ellos.
- 3.2** Comprenda el fenómeno de disolución y los efectos de la presencia de solutos en solventes
- 3.3** Entienda el intercambio energético involucrado en toda transformación de las formas de materia, lo explique y lo resuelva con modelos matemáticos de la termodinámica.
- 3.4** Analice el equilibrio químico en términos de propiedades termodinámicas y lo utilice para averiguar la conversión máxima de reactivos en productos.
- 3.5** Conozca como interactúan los reactivos para formar productos y utilice modelos matemáticos para describir la velocidad de esta interacción en términos de órdenes de reacción.

4. METODOLOGÍA

La temática se cubrirá por medio de sesiones magistrales periódicos de exposición oral y prácticas de laboratorio. Se observará y calificará el rendimiento estudiantil a través de evaluaciones escritas e informes semanales de práctica de laboratorio.

5. EVALUACION DEL RENDIMIENTO ACADÉMICO:

De acuerdo con el Normativo de Evaluación y Promoción del estudiante de pregrado de la Facultad de Ingeniería, se procederá así:

5.1 Sistema de Evaluación:

Zona	Teoría (4 exámenes parciales de 10.00 puntos c / u)	40	
	Investigación Especial	4	
	Asistencia		
	Hojas de Trabajo	3	
	Exámenes Cortos	3	
	Zona Parcial		50
	Laboratorio		25
Examen Final			25
Calificación	Final		100

5.2 Evaluación de Laboratorio:

a) Ingreso

El estudiante debe presentarse al día de laboratorio con equipo de protección personal, obligatorio, el cual incluye:

- Bata para laboratorio, (de manga larga y que cubra hasta las rodillas del estudiante)
- Lentes de protección
- Guantes

Nota:

Si el estudiante no se presenta con el equipo, no puede ingresar a la práctica

b) Examen Corto

Antes de realizar la práctica, el estudiante debe someterse a una prueba de comprobación de conocimiento de lo que se va a realizar en la práctica, que incluye:

- Contenido teórico correspondiente
- Objetivos de la práctica
- Metodología
- Equipo y cristalería a utilizar
- Reactivos a utilizar
- Grado de toxicidad de los reactivos
- Medidas de Seguridad
- Acción contingente en caso de accidente en la realización de la práctica

Nota:

El estudiante debe aprobar el examen corto para poder ingresar a la práctica. Al aprobar el examen corto se asegura de conocer el tema relacionado con dicha práctica así como las precauciones que debe considerarse, en la realización.

c) Punteo

La Zona de laboratorio es equivalente a 25 puntos de la zona total del curso.

La zona está distribuida según las actividades de las prácticas:

	Puntos de zona	Zona mínima 61 %
Exámenes Cortos	4	2.44
Reportes	16	9.76
Exámenes de Fase	5	3.05
	25	15.25

Durante el semestre las actividades de laboratorio se dividen en dos etapas.

Nota:

El estudiante debe tomar en cuenta que debe tener como mínimo 7.625 puntos en la 1ra. Fase y reforzar su aplicación en el laboratorio en la segunda fase, para pretender el mínimo total de zona de laboratorio de 15.25 puntos.

5.3 Zona Mínima:

Es condición necesaria para tener derecho a exámenes finales y de retrasadas, obtener un mínimo de rendimiento académico en el curso, el cual se integra así:

Para cada etapa de evaluación el estudiante debe tener como mínimo un 80 % de asistencia a las actividades académicas. Asistencia a clases para derecho a exámenes parciales y final, asistencia a laboratorio para examen de fase y final de laboratorio.

Teoría	De 4 exámenes y actividades en el aula	25.75 puntos
Laboratorio	Aprobado	15.25 puntos
Total	Zona Mínima	41.00 puntos

5.4 Zona Mínima de laboratorio:

El laboratorio se divide en 2 fases, con lo que corresponde para cada fase siguiente forma:

	Puntos de zona	Zona mínima 61 %
Exámenes Cortos	2	1.22
Reportes	8	4.73
Exámenes de Fase	2.5	1.53
	12.5	7.625

Importante:

Para que su laboratorio tenga validez, es necesario que el estudiante cuente con un promedio de exámenes parciales de 50 % (25 puntos) de lo contrario el laboratorio no tendrá validez.

La validez del laboratorio es de 2 años, a partir de su aprobación.

5.5 En el caso de que el estudiante no se someta a un examen parcial, o tuviera un punteo menor a 61 puntos, la nota faltante de este examen parcial se podrá compensar, si el estudiante tiene un promedio de 75 puntos sobre los otros 3 exámenes restantes.

Entonces se le podrá asignar una nota de 50 puntos, a la nota correspondiente del examen parcial faltante. No se hacen exámenes de reposición.

5.6 Nota de Promoción del Curso:

61 puntos

6. CONTENIDOS PROGRAMÁTICOS:

6.1 UNIDAD I

LOS ESTADOS DE LA MATERIA

	OBJETIVOS	CONTENIDO
A. Estado Gaseoso	<p>1. Comprenda los postulados de la teoría cinética y sea capaz de identificar mediante ésta, la identidad típica de cada estado.</p> <p>2. Explique el estado gaseoso con base en las leyes que lo rigen y describen idealmente, en términos de las funciones o variables P-V-T.</p>	<p>Teoría cinética de los gases y concepto de estado homogéneo, ideales.</p> <p>Unidades para la medición de presión, temperatura y sus conversiones, concepto de condiciones normales, leyes que describen el comportamiento ideal de los gases: Leyes de: Boyle-Marriote, de Charles, de Gay-Lussac y de Avogadro; combinación de las leyes de los gases.</p> <p>Ley de Dalton y de Graham, rotación de volúmenes gaseosos y reacciones, cálculos relativos a los gases, confiabilidad de la ecuación de los gases.</p>
B. Estado Líquido	<p>3. Describa el estado líquido en términos generales, identifique e interprete matemáticamente ciertas de sus propiedades intrínsecas.</p>	<p>Descripción cinético molecular del estado líquido, propiedades más relevantes de los líquidos (tensión superficial, presión de vapor, viscosidad, densidad), estudio de las variaciones de las propiedades más relevantes con la temperatura.</p>
C. Estado Sólido	<p>4. comprenda el sistema cristalográfico elemental que describe e identifica al estado sólido cristalino.</p>	<p>a. Descripción cinético molecular del estado sólido, clasificación de los sólidos cristalinos, condiciones para la formación de cristales (tiempo, espacio), inmovilidad, (cristalografía elemental), redes cristalinas (celdas), componentes descriptivos de una celda (cara, arista y vértice), simetría (centro, eje, planos), sistemas cristalinos (cúbico, tetragonal, ortorrómbico, monoclinico, romboédrico, hexagonal y triclinico), las catorce redes de Bravais, cálculos de las dimensiones y componentes de una celda cristalina,</p>

		<p>sistemas de empaquetamiento, clasificación e los cristales según la naturaleza de los componentes de la red (cristales metálicos, covalentes, moleculares, macromoleculares, iónicos, poli electrolitos cristalinos), hábitos de un cristal.</p> <p>b. Diagrama de Fases Propiedades características de los estados de la materia, diagrama de inter conversiones de los estados, relación de energía contra estado.</p> <p>Descripción de los diagramas de fases (regla de las fases) de componentes puros, concepto de punto triple y puntos críticos para los sistemas H₂O y CO₂.</p>
--	--	--

6.2 UNIDAD II

TERMOQUÌMICA

Comprende el estudio preliminar del intercambio energético que conllevan las transformaciones físicas (cambios de estado) y químicas (reactividad) a través del estudio de del Primer Principio de la termodinámica y el desarrollo teórico de intercambio energético en reacciones químicas (ecuaciones termoquímicas).

	OBJETIVOS	CONTENIDO
A. Primera Ley de la Termodinámica	1. Comprende los principios básicos enunciados en las Leyes de la Termodinámica.	La energía en los sistemas físicos y químicos, conservación de la energía, interacción de la energía con la materia, energía interna, funciones de estado, el trabajo de expansión, entalpía (calores específico y latente).
B. Funciones termodinámicas normales de reacción	2. Interprete de manera analítica los comportamientos de intercambios energéticos físicos y químicos.	Medición de los cambios térmicos en una reacción (calor de reacción a volumen y / o presión constantes); ecuaciones termoquímicas, cálculo de la energía integral a partir de la entalpía; Ley de Hess de la suma de calores (de formación, de combustión, variación del calor con la temperatura).
C. Segunda y Tercera Ley de la Termodinámica	3. Realice cálculos estequiométricos que involucren la aplicación de la primera Ley de la Termodinámica.	Entropía, el cambio entrópico en los sistemas aislados y en las reacciones químicas; energía libre como función de la temperatura. Ley del Cero Absoluto.

6.3 UNIDAD III

Se estudiará el fenómeno de distribución homogénea no reactiva (solubilidad) de uno o más componentes (solutos) en otro (solvente)

MEZCLAS HOMOGENEAS

y sus proporción de distribución hasta cierto límite (saturación dependientes de factores externos (temperatura); formas de expresión de componentes de una solución (concentración y los efectos coligativos de la presencia de uno o más componentes (solutos) sobre las propiedades del medio de disolución. Estudio de agregación no homogéneos (coloides).

	OBJETIVOS	CONTENIDO
A. Soluciones	1. Comprenda el fenómeno de disolución e identifique los compuestos en solución, su participación en la caracterización de un estado homogéneo y los factores externos que lo afectan.	Definición de mezclas homogéneas y heterogéneas; concepto de estados de agregación, componentes de un sistema en solución, clasificación de las soluciones por su estado, proceso de disolución (solvatación), factores que afectan la solubilidad (temperatura, presión, tamaño de la partícula, velocidad de agitación, límites de la solubilidad (soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas).
B. Concentración	Interprete las rotaciones de proporción constitutiva de los componentes de una solución, como términos claves en su estudio.	Formas de expresión de la concentración de las soluciones, clasificación de las unidades de medida de componentes (masa de soluto, solvente y solución, volúmenes de soluto y solvente antes de diluir, volumen de solución), categorías de expresión de concentración, formas de expresión de la concentración absoluta y relativa, formas de expresión de la concentración en unidades físicas y químicas, tipos de expresiones más usuales, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción mol, partes por millón – ppm - , grados Brix, grados Gay-Lussac, grados F.P., molaridad, formalidad, normalidad, molalidad.
C. Propiedades Coligativas de las Soluciones	3. analice las expresiones matemáticas que describen las propiedades coligativas más relevantes de las soluciones.	Soluciones ideales, Ley de Raoult, elevación del punto de ebullición, descenso del punto de congelación, presión osmótica.
D. Sistemas Coloidales	4. Comprende el proceso de dispersión coloidal, identifique sus componentes y los sistemas de estabilización.	Propiedades de los coloides, componentes de un sistema coloidal, coloides y tamaño de partícula, efecto Thyndall y movimiento Browniano, clasificación de los coloides (liofílicos e hidrofílicos), efectos tixotrópicos, estabilización de coloides (surfactantes y dispersantes).

6.4 UNIDAD IV

CINÈTICA QUÌMICA

Estudiar analíticamente los conceptos generales de la interacción molecular y de los factores externos que influyen en la velocidad de reacción. A través de la aplicación de la Ley de Acción de Masas se desarrolla un tratamiento de deducción matemática del orden de

reacción, aspectos relativos a la vida media y efectos de la temperatura sobre la velocidad de reacción.

	OBJETIVOS	CONTENIDO
A. Concepto de Cinética Química	1. Comprenda los aspectos relativos de partículas reactivas como resultado de colisiones efectivas, a través del concepto de la ley de acción de masas.	Velocidad y mecanismo de reacciones, la ley de acción de masas, el concepto de molecularidad y la teoría de las colisiones, factores que controlan las velocidades de reacción (concentración, temperatura, solvente, catalizador), el mecanismo de reacción (teoría del estado de transición y la energía de activación).
B. Deducción de la Ecuación de Velocidad	2. Interprete los términos de molecularidad, colisión efectiva y orden de reacción como las variables que integran la ecuación de velocidad de reacción de un orden determinado.	Orden de reacción del componente y orden total, correlaciones lineales de concentración contra tiempo, determinación experimental de la ley de velocidad de reacción, cálculos y deducción e las ecuaciones de vida media (tiempo contra concentración inicial).
C. Variación de la rapidez de la reacción con la temperatura.	3. Analice los datos experimentales y los correlacione como pauta para la explicación de sistemas de reactivos.	La Ecuación de Arrhenius, la energía de activación y la teoría de la colisión (factor esférico y frecuencia de colisión), efecto de la catálisis sobre la energía de activación.

6.5 UNIDAD V

EQUILIBRIO QUÍMICO

Constituye el estado analítico del fenómeno de estabilización de la conversión de un sistema químico reversible, el cual se describe en términos del cambio en la energía libre de Gibbs (a través de la Segunda Ley de la Termodinámica) y se interpreta como la igualación de las velocidades de reacción directa e inversa, y de los factores que afectan al estado dinámica de equilibrio.

	OJETIVOS	CONTENIDO
A. Equilibrio Químico	1. Comprenda el carácter especial de las reacciones en su reversibilidad. 2. Comprenda como los efectos extremos afectan la estabilidad de un equilibrio establecido mediante la interpretación del Principio de Le Chatelier.	Reacciones reversibles y equilibrio dinámico, equilibrio homogéneo y heterogéneo, factores que causan el desplazamiento del equilibrio.
B. Cálculos de Sistemas de Equilibrio	3. Interprete un equilibrio establecido a través de expresiones matemáticas que relacionen concentración de reactivos y productos, y las constantes de equilibrio.	Estequiometría de sistemas en equilibrio, descritos por las constantes K_c y / o K_p , grado fraccionario de reacción.

6.6 UNIDAD VI

ELECTROQUIMICA EQUILIBRIO REDOX

En esta unidad se enfoca el estudio de las celdas espontáneas y no espontáneas, y los principios de la termodinámica que explican como funcionan, se realiza una revisión de los conceptos redox, se da una visión general de las celdas galvánicas y electrolíticas. Además se estudia el concepto de trabajo eléctrico en base al cambio de energía libre. Se evalúan las tres generaciones de celdas voltaicas y ejemplifican.

Finalmente se hace una evaluación de la estequiometría de la interacción del flujo eléctrico y el cambio químico y una descripción del proceso de corrosión. No se aborda el estudio del equilibrio redox mediante la ecuación de Nernst.

	OBJETIVOS	CONTENIDO
A. El Equilibrio de los iones en solución acuosa	1. Comprender el desarrollo teórico del equilibrio de OXIDO – REDUCCION a través de las variables relacionadas.	Fundamento, características, la serie de potenciales normales, ecuación de Nernst, variación del potencial redox con la concentración (tampón redox), deducción de la expresión de equilibrio.
B. Factores que influyen sobre los potenciales de electrodo	2. Describir sistemas redox mediante la interpretación de las condiciones que da la literatura del tema y las correlaciones deducibles.	Efecto del pH (redox y acidez), efecto de la solubilidad (redox y precipitación), efecto de los compuestos de coordinación (redox y complejos).
C. Semireacciones y celdas electroquímicas	3. Realizar cálculos relativos al equilibrio mediante el uso de la información de potenciales redox.	Revisión del concepto redox, balanceo de ecuaciones redox.
D. Celdas voltaicas y electrolíticas	4. Interpretar equilibrios simultáneos que afecten el equilibrio redox (acidez, solubilidad, complejos), mediante la introducción de factores que corrijan o afecten el valor normal del equilibrio redox.	Descripción de los componentes fundamentales del circuito externo e interno de una celda mediante la notación abreviada.
E. Designar los componentes de una celda	5. Describa los componentes de una celda electroquímica y realiza los cálculos en base a la utilización de la cadena estequiométrica de inter conversión del cambio de potencial de la celda del cambio de energía libre, redox y flujo eléctrico. 6. Evaluar la espontaneidad de una reacción en función del potencial de la celda o del cambio de energía libre.	Comportamiento de celda que esté sufriendo el cambio redox respectivo (oxidación o reducción).
F. Estequiometría de los procesos electroquímicos.	7. Determinar la existencia de desproporción del cambio redox en aquellos sistemas químicos que poseen tres o más estados de oxidación.	Procesos electroquímicos y su correlación de los parámetros químicos con el flujo eléctrico (cadena estequiométrica)

7. BIBLIOGRAFIA

7.1	Texto
7.1.1	Brown, T.I., Le May, H.E., Bursten, B.E. " <u>Química: La Ciencia Central</u> ", 9na. Ed. Prentice May Hispanoamericana, México.
7.1.2	Chan, Raymond, " <u>Química</u> ", 9na. Ed.. Mc Graw Hill,
7.2	Referencias Bibliográficas
7.2.1	Kotz, John C.I, Treichel, Paul M. " <u>Química y reactividad química</u> " 5ta. Ed. Thomson, Julio 2003.
7.2.2	Houlm, John, " <u>Química</u> " 1ra. Ed. (6ta. Reimpresión), Limusa, México, 1986
7.2.3	Huheey, James, " <u>Química Inorgánica</u> ", 2da. Ed. Harla S.A., México, 1982
7.2.4	Solis Correa, Hugo E., " <u>Nomenclatura Química</u> " . Mc Graw Hill, 211 p. 1994
7.2.5	Longo, Frederucjn. " Química General " . 1ra. Ed., Mc Graw Hill, México. 1982.
	Web
7.3	www.maloka.com.org
7.4	www.conocimiento.com

8. CALENDARIZACIÓN:

UNIDAD	CONTENIDO	PERIÓDOS	EVALUACIÓN	FECHA
I	LOS ESTADOS DE LA MATERIA	10	1er. Examen Parcial	
II	TERMOQUÍMICA	8	2do. Examen Parcial	
III	MEZCLAS HOMOGÉNEAS	8	3er. Examen Parcial	
IV	CINÉTICA QUÍMICA	7		
V	EQUILIBRIO QUÍMICO	7	4to. Examen Parcial	
VI	ELECTROQUÍMICA EQUILIBRIO REDOX	8	Examen Final	Calendario oficial exámenes finales