



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
 ESCUELA NACIONAL DE ESTUDIOS SUPERIORES
 UNIDAD MORELIA



PLAN DE ESTUDIOS DE LA LICENCIATURA EN
 CIENCIA DE MATERIALES SUSTENTABLES
 Programa de la asignatura

Química Analítica

Clave:	Semestre: 6°-8°	Campo de conocimiento: Química	No. Créditos: 6	
Carácter: Optativa		Horas	Horas por semana	Total de Horas
Tipo: Teórico-Práctica		Teoría:	Práctica:	60
		9	6	
Modalidad: Curso		Duración del programa: 4 semanas		
Seriación: No (x) Sí () Obligatoria () Indicativa () Asignatura antecedente: Ninguna Asignatura subsecuente: Ninguna				
Objetivo general: Identificar los conceptos químicos y físicos requeridos en el proceso de análisis químico. Calcular para inferir el contenido en una muestra al relacionar la medición de una disolución con la concentración de los solutos en la misma.				
Objetivos específicos: 1. Describir la estructura del proceso de análisis químico. 2. Relacionar el resultado de una medición física con el contenido de un componente en una muestra a disolución. Inferir, de la información obtenida, el grado de avance de una reacción química y las posibilidades de controlar un proceso químico. 3. Distinguir entre equilibrios homogéneos y heterogéneos y entre sistemas de un solo componente o multicomponentes y aplicar estos conceptos a la predicción cualitativa de procesos químicos y a las posibles formas de controlar un proceso químico.				
Índice Temático				
Unidad	Tema	Horas		
		Teóricas	Prácticas	
1	Introducción a la química analítica	2	4	
2	Equilibrio químico en medio acuoso	2	4	
3	Equilibrios heterogéneos	6	4	
4	Equilibrios simples ácido base	10	4	
5	Equilibrio de intercambio de partículas	10	4	
6	Equilibrios de óxido reducción	6	4	
Total de horas:		36	24	
Suma total de horas:		60		

Contenido Temático	
Unidad	Temas y subtemas
1	<p>Introducción a la química analítica</p> <p>1.1. Importancia de la química analítica y su relación con otras disciplinas científicas.</p> <p>1.2. Generalidades acerca de la química y la física involucradas en las diversas etapas del proceso analítico total: definición del problema. Selección del procedimiento analítico. Muestreo. Transporte y almacenamiento. Preparación de la muestra. Medición. Evaluación de resultados. Conclusiones e informe.</p>
2	<p>Equilibrio químico en medio acuoso</p> <p>2.1. El agua como disolvente. Constante dieléctrica. Electrolitos fuertes y débiles, disoluciones.</p> <p>2.2. Influencia del disolvente, solvatación, ionización en enlaces químicos, disociación electrolítica. Actividad a fuerza iónica constante y baja.</p> <p>2.3. Expresión de la ley de acción de masas para equilibrios generales.</p> <p>2.4. Constantes de equilibrio termodinámicas y aparentes (actividad y concentración).</p>
3	<p>Equilibrios heterogéneos</p> <p>3.1. Equilibrios que involucran más de una fase: solubilidad y precipitación, intercambio iónico, reparto entre disolventes. Importancia de estos equilibrios como base de las técnicas de separación.</p> <p>3.2. Solubilidad y precipitación. Solubilidad de compuestos iónicos y no iónicos.</p> <p>3.3. Solubilidad y producto de solubilidad. Influencia de la fuerza iónica. Efecto del ion común.</p> <p>3.4. Introducción a los sistemas líquido-líquido. Coeficiente de distribución.</p> <p>3.5. Introducción al intercambio iónico. Coeficiente de distribución.</p>
4	<p>Equilibrios simples ácido base</p> <p>4.1. Modelo de Bronsted-Lowry. Concepto de ácidos y bases en disolución acuosa. Par ácido-base.</p> <p>4.2. Definición de pH de Sorensen. Propiedades ácido-base del agua. Acidez, alcalinidad, neutralidad. Escala de pH. Zonas de predominio de especies en función del pH.</p> <p>4.3. Predicción cualitativa de reacciones de intercambio protónico y establecimiento de los correspondientes equilibrios.</p> <p>4.4. Cálculo de las constantes de equilibrio. Relación con la cuantitatividad.</p> <p>4.5. Cálculos de pH: ácidos fuertes, bases fuertes, ácidos débiles, bases débiles y sus mezclas, anfóteros, buffers.</p> <p>4.6. Evolución del pH en el transcurso de las reacciones ácido-base y trazo rápido de las curvas de valoración.</p> <p>4.7. Indicadores de pH.</p>
5	<p>Equilibrio de intercambio de partículas</p> <p>5.1. Revisión de los conceptos generales de la química de coordinación y su impacto en la química analítica.</p> <p>5.2. Modelo generalizado de intercambio de partículas, par donador-receptor. Definición de p (partícula) (pL, pM). Fuerza relativa de donadores y receptores. Escala de p (partícula) para la predicción de reacciones. Analogías y diferencias con la escala de pH. Zona de predominio de especies.</p> <p>5.3. Reacciones de intercambio de ligantes o de núcleo metálico.</p> <p>5.4. Equilibrios de formación y de disociación de complejos. Formación de complejos sucesivos. Constantes parciales y globales. Cálculo de estas constantes. Relación de la constante y la cuantitatividad de la reacción.</p> <p>5.5. Variación de p (partícula) en reacciones con ligantes polidentados.</p> <p>5.6. Evolución del pP en el transcurso de reacción de complejación.</p> <p>5.7. Importancia analítica de los complejos en la selectividad: Enmascaramiento.</p>

6	<p>Equilibrios de óxido reducción</p> <p>6.1. Concepto de oxidantes, reductores, anfolitos, polioxidantes y polirreductores. Reacciones química y electroquímica.</p> <p>6.2. Par redox. Reacciones redox. Balanceo de ecuaciones redox.</p> <p>6.3. Potencial de electrodo. Ecuación de Nernst. Potencial estándar. Escala de potencial, zonas de predominio de especies.</p> <p>6.4. Predicción cualitativa de las reacciones redox. Cálculo de la constante de equilibrio. Relación de la constante y la cuantitatividad de la reacción.</p> <p>6.5. Cálculo de potenciales de equilibrio de oxidantes, reductores, anfolitos y mezclas. Reacciones de anfolización y de dismutación.</p> <p>6.6. Evolución del potencial en el transcurso de una reacción redox y su representación gráfica.</p>
---	--

Bibliografía básica:

Aguilar Sanjuán, M. (1999). *Introducción a los equilibrios iónicos*. España: Reverté.
 Charlot, G. (1980). *Química analítica general*, Tomo 1 y Tomo 3. EUA: Toray.
 Harris, D.C. (2001). *Análisis químico cuantitativo*. España: Reverté.
 Skoog, D.A., West, D. M., Holler, F. J. y Crouch, S.R. (2001). *Química analítica*. México: McGraw-Hill Interamericana.
 Silva, M. y Barbosa, J. (2002). *Equilibrios iónicos y sus aplicaciones analíticas*. España: Síntesis.

Bibliografía complementaria:

Kellner, R., Mermet, J.M., Otto, M. & Widmer, H.M. (Editores). (1998). *Analytical Chemistry*. France: Wiley-VCH.
 Christian, G.D. (1993). *Química analítica*. México: Limusa.
 Ramette, G. W. (1983). *Equilibrio y análisis químico*. México: Fondo Educativo Interamericano.
 Rubinson, J. F. y Rubinson, K. A. (2000). *Química analítica contemporánea*. México: Prentice Hall Hispanoamericana.
 Powell K.J. & Pettit, L.D. (1998). *SoLEq for Windows, the principles and practice of equilibria in solution*. United Kingdom: Academic Software.

Sugerencias didácticas:

Exposición oral	(x)
Exposición audiovisual	(x)
Ejercicios dentro de clase	(x)
Ejercicios fuera del aula	(x)
Seminarios	()
Lecturas obligatorias	(x)
Trabajo de investigación	(x)
Prácticas de taller o laboratorio	(x)
Prácticas de campo	()
Otras: Aprendizaje basado en proyectos	(x)

Mecanismos de evaluación del aprendizaje de los alumnos:

Exámenes parciales	(x)
Examen final escrito	(x)
Trabajos y tareas fuera del aula	(x)
Exposición de seminarios por los alumnos	(x)
Participación en clase	(x)
Asistencia	(x)
Seminario	()
Otras: Bitácora, reporte del trabajo de investigación	(x)

Perfil profesiográfico:

Químico o Ingeniero químico, de preferencia con Doctorado en un área afín. Con experiencia docente.