

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE QUÍMICA

PROGRAMAS DE ESTUDIO
CUARTO SEMESTRE

Asignatura QUÍMICA ANALÍTICA I	Ciclo TRONCO COMÚN	Área QUÍMICA	Departamento QUÍMICA ANALÍTICA
HORAS/SEMANA/SEMESTRE			
OBLIGATORIA	Clave 1402	TEORÍA 3 h/48h	PRÁCTICA 3 h/48h CRÉDITOS 9

Tipo de asignatura:	TEÓRICO-PRÁCTICA
Modalidad de la asignatura:	CURSO

ASIGNATURA PRECEDENTE: Seriación obligatoria con Química general II.

ASIGNATURA SUBSECUENTE: Seriación obligatoria con Química analítica II.

OBJETIVOS.

Identificar y comprender los conceptos químicos y físicos que intervienen en el proceso analítico total para poder plantear y realizar cálculos que relacionen la medición de propiedades de una disolución con la concentración de solutos en la misma, a fin de que esta información permita deducir el contenido de esos solutos en una muestra.

Inferir, de la información obtenida mediante la medición de parámetros físicos o fisicoquímicos, el grado de avance y la cuantitatividad de las reacciones químicas.

Saber distinguir entre equilibrios homogéneos y heterogéneos y entre sistemas de un solo componente o multicomponentes y aplicar los conceptos relacionados con estos temas a la predicción cualitativa de procesos químicos y las posibles formas de controlar dichos procesos.

UNIDADES
TEMÁTICAS

NÚMERO DE HORAS POR UNIDAD	UNIDAD
4T—4P 8H	<p>1. 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>

<p>4T—4P 8H</p>	<p>2. 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 de 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). Estimación cuantitativa de coeficientes de actividad por la ley de Debye-Hückel.</p> <p>2.5. Relación entre el cambio de energía libre y la espontaneidad de una reacción química. Evaluación teórica de la constante de equilibrio termodinámica. Principio de Le Chatelier. Evolución de las concentraciones en el transcurso de una reacción química.</p>
<p>10T—10P 20H</p>	<p>3. EQUILIBRIOS DE OXIDO REDUCCIÓN</p> <p>3.1. Concepto de oxidantes, reductores, anfolitos, polioxidantes y polirreductores. Reacciones químicas y electroquímicas.</p> <p>3.2. Par redox. Reacciones redox. Balanceo de ecuaciones redox.</p> <p>3.3. Potencial de Electrodo. Ecuación de Nernst. Potencial estándar. Escala de potencial, zonas de predominio de especies.</p> <p>3.4. Predicción cualitativa de las reacciones redox. Cálculo de la constante de equilibrio. Relación de la constante y la cuantitatividad de la reacción.</p> <p>3.5. Cálculo de potenciales de equilibrio de oxidantes, reductores, anfolitos y mezclas. Reacciones de anfolización y de dismutación.</p> <p>3.6. 3.6 Evolución del potencial en el transcurso de una reacción redox y su representación gráfica.</p>
<p>10T—10P 20H</p>	<p>4. 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, anfolitos, 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>

<p>10T—10P 20H</p>	<p>5. 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 una reacción de complejación.</p> <p>5.7. Importancia analítica de los complejos en la selectividad: Enmascaramiento.</p>
<p>10T—10P 20 H</p>	<p>6. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS</p> <p>6.1. Equilibrios que involucran más de una fase: solubilidad / precipitación, y reparto entre disolventes. Importancia de estos equilibrios como base de las técnicas de separación.</p> <p>6.2. Solubilidad y precipitación. Solubilidad de compuestos iónicos y no iónicos.</p> <p>6.3. Solubilidad y producto de solubilidad. Influencia de la fuerza iónica. Efecto del ion común. Precipitación controlada como método de separación.</p> <p>6.4. Introducción a los sistemas líquido-líquido. Coeficiente de distribución. Influencia de la relación de fases. Cálculo de las fracciones extraída y remanente en extracciones simples y sucesivas.</p>

SUMA: 48T - 48P = 96 HRS

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

1. Charlot, G. *Química Analítica General*, Tomo 1 y Tomo 3, New York, NY, Ed. Toray-Masson, New York, NY, 1980.
2. Harris, D. C., *Análisis Químico Cuantitativo*, 3a. Edición / correspondiente a la 6a. del original, Barcelona, España, Editorial Reverté S.A., 2007.
3. Burgot, J. L. *Ionic Equilibria in Analytical Chemistry*, New York, Springer-Science, 2012.
4. Powell, K. J. y Pettit, L. D., *SolEq for Windows, the principles and practice of equilibria in solution*, Yorks, UK, Academic Software, 1998.
5. Silva, M. y Barbosa, J., *Equilibrios iónicos y sus aplicaciones analíticas*, España, Editorial, Síntesis, Primera Reimpresión, 2004.
6. Aguilar Sanjuán, M., *Introducción a los equilibrios iónicos*, España, Editorial Reverté, 1999.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

1. Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J. Crouch, S. R. *Fundamentos de Química Analítica*. 9ª. Edición, México, Cengage Learning, 2015.
2. R. Kellner, J.M. Mermet, M. Otto. H.M. Widmer (Editores), *Analytical Chemistry*, France, Wiley-VCH. 1998.
3. G.D. Christian, *Química Analítica*, 6ª Edición, México, Ed. Mc Graw Hill, 2009.
4. Yañez-Sedeño Orive, P., Pingarrón Carrazón, J. M., de Villena Rueda, F. J. M., *Problemas resueltos de Química Analítica*, Madrid, Ed. Síntesis, 2003.
5. Judith F. Rubinson y Kenneth A. Rubinson, *Química Analítica Contemporánea*, México, Prentice Hall Hispanoamericana, S.A., 2000.
6. *The IUPAC Stability Constants Database*, Yorks, UK, Academic Software, 1999.

SUGERENCIAS DIDÁCTICAS

- Realización de un examen diagnóstico inicial para detectar deficiencias de conocimientos básicos previos. Dar documentación adecuada para estudios extra clase de estos temas.
- Exposición oral en la clase de teoría con apoyo de experiencias de cátedra y material audiovisual.
- Selección cuidadosa de los problemas que se discutan en el taller laboratorio. Se sugiere que maestros y alumnos utilicen los mapas de problemas para discriminar los ejercicios adiestradores de los problemas formativos que preparan al estudiante para enfrentar la resolución de problemas de índole diversa (no siempre relacionados con el análisis químico).
- Selección cuidadosa de experiencias prácticas que ilustren fundamentalmente los aspectos cualitativos de la química involucrada en el proceso analítico, siguiendo el principio POE (predecir, observar y explicar).
- Favorecer el trabajo colaborativo a través de dinámicas grupales.
- Proporcionar a los estudiantes material para que realicen actividades extra clase (tareas) que sean revisadas en la clase teórica o en el taller laboratorio.
- Los grupos de taller laboratorio deberán tener un cupo limitado máximo de 15 alumnos; es recomendable que cada grupo de teoría tenga asignado un número limitado de grupos de taller laboratorio y que el profesor de teoría imparta alguno de estos. En caso de que no fuera posible es al menos indispensable que exista una estrecha coordinación entre profesores de teoría y de taller laboratorio.

FORMA DE EVALUAR

Mediante exámenes de evaluación parcial con posibilidad de exención de examen final para calificación igual o superior a 8. Para tal efecto el examen departamental de la asignatura se considera como un parcial.

Mediante exámenes finales. Es recomendable que tanto los exámenes parciales como finales sean exámenes departamentales elaborados en forma colegiada por los profesores de la asignatura.

Se deberán también tomar en consideración para la evaluación final las actividades desarrolladas fuera del aula y la participación en las clases (muy particularmente en las del taller laboratorio). La calificación final deberá ser asignada de acuerdo a los créditos de la materia (66.6 % la teoría y 33.3% el taller laboratorio).

PERFIL PROFESIOGRÁFICO DE QUIENES PUEDEN IMPARTIR LA ASIGNATURA

Profesionales de cualquiera de las carreras que se imparten en la Facultad de Química (o similar si son de otra Institución educativa) que tengan experiencia práctica y didáctica en esta disciplina. Se deberá dar preferencia a quienes tengan una especialización, maestría o doctorado en Química Analítica (o experiencia equivalente).