

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN**

LICENCIATURA EN QUÍMICA FARMACEUTICA BIOLÓGICA

Tercer semestre

ASIGNATURA:

Análisis I

NÚMERO DE HORAS / SEMANA 3 / SEMESTRE 80

CARÁCTER: OBLIG. <input checked="" type="checkbox"/> OPT. <input type="checkbox"/>	CLAVE 1303	TEORÍA 3	PRÁCTICA 2	NO. DE CRÉDITOS 8
TIPO: TEÓRICO PRÁCTICO <input type="checkbox"/> TEÓRICO-PRÁCTICO <input checked="" type="checkbox"/>				
MODALIDAD: Curso		DEPARTAMENTO Ciencias Químicas		SECCIÓN: Química Analítica
ÁREA:		CIENCIAS BÁSICAS		
ASIGNATURA CON SERIACIÓN OBLIGATORIA ANTECEDENTE:		QUIMICA GENERAL I		
ASIGNATURA CON SERIACIÓN SUBSECUENTE:		ANALISIS II		
OBJETIVO GENERAL DE LA ASIGNATURA:		Estudiar los "Equilibrios químicos en solución acuosa", relacionados con los siguientes fenómenos (individualizados) : Oxido-reducción Acido- base Complejación		
NÚMERO DE HORAS/UNIDAD 15	UNIDAD 1 La Radiación electromagnética. OBJETIVO:			

<p>TEORICAS 3</p>	<p>PRACTICAS 2</p>	<p>El estudio de los equilibrios de oxido-reducción en solución acuosa, considerando: como, cuando y por qué se realizan; en general, cuáles son las condiciones que se pueden llevar a cabo; cual es su importancia química y biológica en la vida diaria y en la naturaleza, de la cual formamos parte; en qué casos podemos evitar ese fenómeno, y en que casos podemos obligarlo a que se efectúe.</p> <p>CONTENIDO:</p> <p>1ª. Semana (3 horas)</p> <p>1.1 Reafirmación de prerrequisitos 1.2 Conceptos de oxidación y reducción. Oxidante y Reductor. 1.3 Equilibrios electroquímicos y químicos. Potencial de electrodo y ley de Herat; potencial de celda, potencial normal. 1.4 Interpretación física y química del potencial que presenta la solución problema (E).</p> <p>2ª. Semana (3 horas)</p> <p>1.5 El agua como oxidante y reductora 1.6 Escala y predicción de reacciones. Fuerza de oxidantes y de reductores. 1.7 Estequiometría de las reacciones redox y calculo de la Keq. Análisis de la Keq, como parámetro de espontaneidad de las reacciones redox. 1.8 Calculo de concentraciones al equilibrio en reacciones redox cuando uno de los reactivos es limitante y cuando se tienen cantidades estequiométricas. 1.9 Definición de Anfolitos y cálculo de concentraciones al equilibrio de soluciones que contienen Anfolitos Redox.</p> <p>3ª Semana (3 horas)</p> <p>1.10 Cálculos de potencial de sistema redox cuando se tiene: a) Un solo componente (oxidante solo, reductor solo o anfolito solo) b) Mezcla de oxidante y reductor conjugados (soluciones amortiguadoras de potencial) c) Mezcla de oxidante y reductor no conjugados, en cuya reacción tiene una Keq. Menos que UNO, en cantidades estequiométricos y No estequiométricas.</p> <p>4ª Semana (3 horas)</p> <p>1.11 Mezcla de varios oxidantes y varios reductores donde ocurren reacciones. 1.12 Mezcla de varios oxidantes y varios reductores donde ocurren reacciones. 1.13 Valoraciones redox, definición y utilidad. Definición de punto de equivalencia. 1.14 Tabla de variación de cantidades molares y tabla de variación de concentraciones 1.15 Trazo de curvas de valoración teóricas redox, y su interpretación. 1.16 Determinación del punto de equivalencia y de Eeq, donde se encuentran los valores de los potenciales estándar de los pares redox involucrados en una valoración redox, sobre una curva experimental (método gráfico).</p> <p>5ª Semana (3 horas) Resolución de problemas. Examen de la unidad I.</p>
<p>NUMERO DE HORAS/UNIDAD 15</p>	<p>UNIDAD 2 EQUILIBRIOS ACIDO-BASE</p> <p>OBJETIVO: Estudiar los cambios de las sustancias en solución acuosa , por la presencia o falta de</p>	

<p>TEORICAS 3</p>	<p>PRACTICAS 2</p>	<p>H⁺ o de OH⁻ libres en el sistema. Conocer cuales son las condiciones favorables o no, para que un equilibrio ácido-base se lleve a cabo en un sentido o en otro en solución Acuosa en cualquier caso.</p> <p>CONTENIDO:</p> <p>6^a Semana</p> <p>2.1 Definiciones de ácido-base por las teorías de Arrhenius y de Bronsted-Lowry. Pares Acido-base. 2.2 Comportamiento del agua frente a ácidos y frente a bases solos. Producto iónico del agua (K_w). Acidez y Basicidad de una solución acuosa. 2.3 Definición de pH 2.4 Equilibrios de disociación de ácidos y bases, con sus correspondientes constantes de disociación (K_A y K_B). 2.5 Grado de Disociación o coeficiente de disociación (α) de un ácido o de una base. 2.6 Escala de pH, su limitación.</p> <p>7^a Semana</p> <p>2.7 Fuerza de ácidos y bases solos. a) En función de los parámetros: K_A / C, K_B / C y α; b) Empleando una serie de fórmulas para los diferentes casos de fuerza. c) Utilizando la gráfica de Flood.</p> <p>2.8 Cálculos de pH para bases y ácidos solos, comprobando los resultados por los tres métodos anteriores. 2.9 Predicción de reacciones ácido-base considerando los valores de pK'_{AS} y la escala de pH. 2.10 pH de mezclas de diferentes ácidos o de diferentes bases, a una misma concentración y a diferentes concentraciones. 2.11 Cálculos de la K_{eq} en las reacciones ácido-base en función de sus K'_{AS}.</p> <p>8^a Semana</p> <p>Características de las soluciones ácido-base. 2.12 Mezcla de ácido y base del mismo par conjugado. 2.13 Soluciones amortiguadoras, su capacidad amortiguadora, usos. 2.14 Mezcla de ácido y base de diferentes pares. 2.15 Indicadores ácido-base; su uso de acuerdo al rango de vire del indicador. 2.16 Curvas de valoración teóricas, zonas de predominio sobre las curvas. 2.17 Cálculos de pH en mezclas de varios ácidos y bases.</p> <p>9^a Semana</p> <p>2.18 Poliácidos y polibases, zonas de predominio en la escala de pH. 2.19 Anfolitos y su estabilidad. 2.20 Dismutación de anfolitos ácido-base, cálculo de K_D 2.21 Ejercicios sobre todo lo anterior.</p> <p>10^a Semana</p> <p>2.22 Resolución de problemas ácido-base.</p> <p>Examen de la Unidad II</p>
<p>NÚMERO DE HORAS/UNIDAD 15</p>	<p>UNIDAD 3 EQUILIBRIOS SOBRE COMPLEJOS</p> <p>OBJETIVO: Estudiar la formación o disociación de complejos es de un gran interés dentro de la</p>	

<p>TEORICAS 3</p>	<p>PRACTICAS 2</p>	<p>química y de la biológica ; ya que , todos los organismos estan formados o regidos en un gran porcentaje por especies complejas. En el laboratorio, la industria y en medicina y en muchos otros campos de acción, se manejan constantemente. Su investigación, en el futuro, puede llegar a ser infinita.</p> <p>CONTENIDO:</p> <p>11^a Semana</p> <p>3.1 Definición de donador, receptor. Analogías y diferencias con respecto a los temas de Oxidorreducción y de acido-base.</p> <p>3.2 Papel del agua como:</p> <p>a) Donador-receptor</p> <p>b) Con respecto a un donador solo</p> <p>c) Con respecto a un receptor solo</p> <p>3.3 Equilibrios de disociación de los complejos y su K_c (considerándolos solos en agua).</p> <p>12^a Semana</p> <p>3.4 Estabilidad de los donadores con respecto a su K_c y a su grado de disociación (α). Limitación de la escala.</p> <p>3.5 Predicción de reacciones de acuerdo al K_c de cada par donador-receptor.</p> <p>3.6 Cálculo de p (de partícula intercambiada) de acuerdo a las especies presentes en el equilibrio.</p> <p>a) Donador solo, o mezcla de donadores solos.</p> <p>b) Receptor solo, o mezcla de receptores solos.</p> <p>3.7 Mezcla de donadores y receptores del mismo par. Soluciones amortiguadoras complejométricas.</p> <p>13^a Semana</p> <p>3.8 Mezcla de donador de un par, y receptor de otro par.</p> <p>3.9 Características y uso de indicadores complejométricas, en función de los K_cs de cada par donador-receptor, involucrados.</p> <p>3.10 Curvas de valoración teóricas. Zonas de predominio de las especies, sobre las curvas.</p> <p>3.11 Enmascaramiento y grado de enmascaramiento (α).</p>
<p>NÚMERO DE HORAS/UNIDAD 15</p>	<p>UNIDAD 3 EQUILIBRIOS SOBRE COMPLEJOS</p> <p>14^a Semana</p>	

TEORICAS 3	PRACTICAS 2	<p>3.12 Polidonadores y polirreceptores. Definición y ejemplos.</p> <p>3.13 Anfolitos y su constante de equilibrio de dismutación (K_D).</p> <p>3.14 Estabilidad de los anfolitos solos de acuerdo a su K'cs.</p> <p>3.15 Zonas de predominio sobre la escala de p (de partícula intercambiada).</p> <p>3.16 Constantes de formación de disociación globales. Calculo de las constantes correspondientes de cada par donador-receptor.</p> <p>3.17 Cálculo de las concentraciones de todas las especies presentes en la solución, en el equilibrio.</p> <p>15ª Semana</p> <p>Ejercicios generales de la unidad. Examen de la unidad III.</p>
80		Total de horas

Bibliografía Básica

1. Morris, J. G. Físicoquímica para Biólogos. Ed. Reverté S.A. ; México, D.F.
2. Ayres, G. H. Análisis Químico Cuantitativo. Ed. Harla, S.A. de C. V. México D.F.
3. Ramette R. W. Equilibrio y Análisis Químico. Ed. Fondo Educativo Interamericano. México. D.F.
4. Charlot I y III. Química Analítica General. Ed. Toray Masson S.A., Barcelona España.
5. Orozco D. Análisis Químico Cuantitativo. Ed. Porrúa, S.A. México D.F.
6. Dick J.G. Química Analítica. Ed. El Manual Moderno. S.A. México D.F.
7. Hamilton L.F., Simpson S.G. Cálculos de Química Analítica. Ed. Mc Graw Hill. México D.F.
8. Benson, S. W. Cálculos Químicos. Ed. Limusa Wiley, S.A. México D.F.