

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

LICENCIATURA EN: QUÍMICA.

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: QUÍMICA ANALÍTICA I.

ÓRGANO INTERNO QUE COORDINA EL PROGRAMA DE LA ASIGNATURA:

DEPARTAMENTO DE: CIENCIAS QUÍMICAS.
SECCIÓN DE: QUÍMICA ANALÍTICA.

CICLO AL QUE PERTENECE: PROFESIONAL.

REQUISITO DE SERIACIÓN: CÁLCULOS QUÍMICOS.
REQUISITO DE SERIACIÓN INDICATIVA: FISICOQUÍMICA II.

CARÁCTER DE LA ASIGNATURA: OBLIGATORIA.

TIPO DE ASIGNATURA: TEÓRICO-PRÁCTICA.

MODALIDAD: CURSO / LABORATORIO.

SEMESTRE: 4°.

NÚMERO DE HORAS /SEMANA/ SEMESTRE:

TEORÍA:

3

PRÁCTICA:

4

N° DE CRÉDITOS:

10

CLAVE

1417

OBJETIVO GENERAL DE LA ASIGNATURA.

Realizar el estudio de los equilibrios químicos individualizados en solución acuosa relacionados con los fenómenos de ácido-base, complejación, solubilidad-precipitación y oxido-reducción, utilizando el modelo donador-receptor partícula para poder resolver cualitativa y cuantitativamente problemas relacionados con estos equilibrios. Así como el manejo de material de laboratorio y preparación de soluciones.

UNIDAD 1. EQUILIBRIO EN ACIDO BASE.

Número de horas de teoría: 12.

Número de horas de laboratorio: 16.

OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Diferenciar los conceptos de fuerza (estabilidad), acidez y pH de soluciones de diferentes ácidos y bases a una misma concentración y de soluciones de un mismo ácido o base a diferentes concentraciones. Para que el alumno reconozca los parámetros (K_a y C_0) de los cuales dependen estos conceptos, según sea el caso y estime el valor de pK_a para cada ácido y pueda establecer una escala relativa de pH en función del pK_a estimado. y así poder predecir las reacciones.

1.1 Definiciones: Donador, Receptor, Partícula.

1.2 Papel del disolvente. (agua)

1.3 Escala de pH, Predicción de reacciones.

1.4 Fuerza de ácidos y bases.

1.5 Calculo de la Constante de equilibrio partiendo de las constantes de disociación.

1.6 Uso de equivalente químico en ácido - base.

1.7 Cálculos de pH: Ácidos y bases solos, mezclas con ácidos y bases

1.8 Soluciones amortiguadoras

1.9 Poliácidos polibases y anfóteros.

1.10 Diagrama de distribución de especies para un sistema bidonador de protones.

1.11 Zonas de predominio.

UNIDAD 2. EQUILIBRIO QUIMICO EN COMPLEJOS.

Número de horas de teoría: 12.

Número de horas de laboratorio: 16.

OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Estudiar la formación y estabilidad de los complejos así como la formación de complejos sucesivos, generando complejos más o menos estables, mismos que serán enfrentados a sustancias complejantes para reconocer su estabilidad mediada por cambios de color, mientras que los complejos sucesivos se forman a partir de un birreceptor al cual se le adicionará la partícula poco a poco, para reconocer las posiciones relativas de los complejos en una escala de pX y reconocer la existencia de varias escalas de pX en función de pK_c . y poder predecir reacciones.

2.1 Definiciones: Donador, receptor partícula y efecto de amortiguamiento.

2.2 Papel del disolvente. (agua)

2.3 Escala de pX , predicción de reacciones.

- 2.4 Estabilidad de donadores y receptores.
- 2.5 Calculo de la Constante de equilibrio partiendo de las constantes de disociación.
- 2.6. Calculo de pX , y concentraciones al equilibrio , en donadores, receptores y mezclas.
- 2.7. Soluciones amortiguadoras
- 2.8 Polidonadores, polireceptores y anfolitos.
 - 2.8.1 Calculo de la constante de dismutación de un anfolito. (KD)
- 2.9 Diagrama de distribución de especies para un sistema bidonador de partículas.
- 2.10 Zonas de predominio.

UNIDAD 3. EQUILIBRIO QUIMICO EN SOLUBILIDAD Y PRECIPITACION.

Número de horas de teoría: 12.

Número de horas de laboratorio: 16.

OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Estudiar los parámetros necesarios para lograr la formación de precipitados así como la solubilidad de éstos, basándose en los valores de las constantes del producto de solubilidad. para poder realizar separaciones y cuantificación de metales.

- 3.1 Definiciones: Solubilidad iónica y solubilidad molecular.
- 3.2 Constante del producto de solubilidad termodinámica.
- 3.3 Relación entre solubilidad y la constante del producto de solubilidad.
- 3.4 Aplicaciones practicas de la solubilidad.
 - 3.4.1 Al inicio de la precipitación.
 - 3.4.2 Al final de la precipitación (considerando margen de error).
 - 3.4.3 En el punto estequiométrico.
- 3.5 Solubilidad en presencia de un ión común y de un ión no común
- 3.6 Precipitación de sales, condiciones de precipitación.
- 3.7 Producto iónico, fuerza iónica y coeficiente de actividad.

UNIDAD 4. EQUILIBRIO QUIMICO EN OXIDO REDUCCION .

Número de horas de teoría: 12.

Número de horas de laboratorio: 16.

OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Establecer una escala relativa de potencial (E), con el fin de poder predecir las reacciones que se llevan a cabo entre oxidantes y reductores de diferentes pares. Planteando los equilibrios individuales balanceados para obtener las reacciones y poder determinar el estado de equilibrio de los sistemas involucrados.

- 4.1 Definiciones: Donador, receptor y partícula.
- 4.2 Equilibrio electroquímico (planteamiento y balanceo).
- 4.3 Papel del disolvente (agua).
- 4.4 Escala de potenciales normales (E^0) Predicción de reacciones y zonas de predominio.
- 4.5 Fuerza de oxidantes y reductores.
- 4.6 Ley de Nernst.
- 4.7 Cálculo de la constante de equilibrio partiendo de la expresión de la ley de Nernst para los pares redox involucrados.

4.8 Cálculo de potencial y concentraciones al equilibrio en las mezclas.

4.9 Soluciones amortiguadoras.

4.10 Polidonadores, polireceptores y anfolitos.

4.10.1 Cálculo de la Constante de dismutación de un anfolito (KD)

Las horas asignadas al laboratorio se dedicarán al desarrollo de experiencias de aprendizaje experimentales en cualquiera de las siguientes modalidades: Prácticas, experiencias de cátedra y proyectos de aplicación relacionadas con las unidades temáticas correspondientes. El tiempo de laboratorio asignado a cada unidad comprende: La investigación previa que realiza el alumno, introducción a la práctica, desarrollo experimental, discusión de resultados, elaboración del informe y evaluación.

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE.

- Exposición oral por parte del profesor.
- Exposiciones orales de información bibliográfica referida al tema, por parte de los alumnos
- Resolución de problemas de aplicación al tema. (tareas y en clase, etc), por parte del alumno.
- Demostración audiovisual (videos, transparencias, etc.).
- Programas computacionales para realizar cálculos y gráficas, al finalizar cada tema, para ilustrar aplicaciones de este.

PROPUESTA DE EVALUACIÓN.

- Para la evaluación de la parte teórica.
 - Exámenes escritos (uno por tema), siendo esto el 80 %
 - Exposición oral del alumno 10 %
 - Participación en resolución de problemas aplicativos 10 %
- La calificación final del curso será el promedio simple de la calificación del curso teórico y el curso práctico.

PERFIL PROFESIOGRAFICO DEL DOCENTE.

Profesional del área de Química con conocimientos en Química Analítica y con experiencia en docencia.

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA.

1. Skoog, Douglas, Douglas West y James Holler. *Fundamentos de química analítica*, 4ª., Reverté, Barcelona, 2000.
2. Harris, Daniel. *Análisis químico cuantitativo*, 2ª., Reverté, México, 2001.
3. Rubinson, Judith F. y Kenneth Rubinson. *Química analítica contemporánea*, Prentice Hall Hispanoamericana, 2000.

4. Pérez Arévalo, Franco. *Importancia de los complejos en química analítica*, FESC-UNAM, México, 2004.
5. Aguilar, San Juan Manuel. *Introducción a los equilibrios iónicos*, 2ª., Reverté, México, 1999.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA.

1. Higson, Seamus P.J. *Analytical chemistry*, Oxford University Press, Oxford, 2004.
2. Christian, Gary D., *Química analítica*, 6ª., John Wiley and Sons, México, 2003.
3. Harvey, David. *Modern analytical chemistry*, 6ª., McGraw Hill, USA, 1999.
4. Kellner, R. *Analytical chemistry*, John Wiley and Sons, Weinheim, 1999.