

**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA AGRARIA
ANTONIO NARRO**

UNIDAD LAGUNA

DIVISIÓN DE CARRERAS AGRONÓMICAS

DEPARTAMENTO DE BIOLOGÍA

PROGRAMA DOCENTE DE INGENIERO EN PROCESOS AMBIENTALES



PROGRAMA ANALÍTICO DE

REACCIONES Y ENLACES QUIMICOS

PROFESOR:

UNIVERSIDAD AUTONOMA AGRARIA ANTONIO NARRO

UNIDAD LAGUNA

PROGRAMA ANALITICO REACCIONES Y ENLACES QUIMICOS

FECHA:

DE ELABORACION: Marzo 2007

DE ACTUALIZACION: Marzo 2007

REVISIÓN N°

1.- DATOS DE IDENTIFICACION.

NOMBRE DE LA MATERIA: REACCIONES Y ENLACES QUIMICOS

CLAVE: SUE-407

DEPARTAMENTO QUE LA IMPARTE: SUELOS

NUMERO DE HORAS DE TEORIA: 3

NUMERO DE HORAS DE PRÁCTICA: 2

NUMERO DE CREDITOS: 8

CARRERAS Y SEM. EN LAS QUE SE IMPARTE: INGENIERO EN PROCESOS AMBIENTALES

NIVEL: LICENCIATURA

PRERREQUISITO: SIN PRERREQUISITO

REQUISITO PARA:

RESPONSABLE DEL CURSO:

2.- OBJETIVOS GENERALES.

1.- El alumno comprenderá a través del desarrollo del curso su capacidad de razonamiento deductivo e inductivo.

2.- El alumno conocerá los agentes, factores, leyes y procesos básicos que afectan y gobiernan las transformaciones químicas que se presentan tanto a nivel laboratorio como en la naturaleza.

3 El alumno adquirirá la capacidad de explicar como las leyes de la termodinámica y de la conservación de la materia, nos indica que el equilibrio es proporcional a la concentración de los reactantes y los productos que participan en la reacción y proceso químico.

3.- OBJETIVOS ESPECIFICOS.

Al terminar el curso el alumno será capaz de:

1.- El alumno podrá experimentar las reacciones químicas en el laboratorio, de acuerdo a los reactivos utilizados y los productos obtenidos.

2.- El alumno identificará de manera teórica los productos que se originan de los reactivos de acuerdo a las reacciones químicas vistas en clase.

4.- TEMARIO.

<p>1.- INTRODUCCIÓN: 1.1- Sistema internacional de unidades (S.I.) 1.2- Cifras significativas. 1.2.1- Definición 1.2.2- Interpretación 1.2.3- Errores 1.3- Exactitud y precisión 1.3.1- Definición 1.3.2- Interpretación 1.3.3- Importancia para la química analítica 1.4- El ámbito del análisis cualitativo y cuantitativo 1.5- Elementos y conceptos empleados en el análisis cualitativo. 1.6- Precipitado, saturación, sobresaturación, solución normal, peso equivalente de ácidos, bases y sales, solución molar, oxidación y reducción, ecuación de dilución, ecuaciones simples y balance de ecuaciones. 1.7- Ecuaciones de oxidación-reducción (REDOX) 1.8- Procesos de oxidación-reducción, número de oxidación concepto de semireacción y ajuste de reacciones redox. 1.9- Normalidad y oxidación 1.10- Tipos de reacciones redox en el análisis cualitativo</p>	<p>5.- EQUILIBRIO EN ACIDOS Y BASES Y ACIDOS POLIEQUIVALENTES Y SUS SALES: 5.1- Teoría de Arrhenius 5.2- Concepto de electrón par y teoría de Lewis 5.3- Teoría de Bronster – Lowry 5.4- Ácidos y bases fuertes 5.5- Constante de producto iónico para el agua (K_w) 5.6- Temperatura y constante de producto iónico para el agua 5.7- Sistema de potencial de Hidrogeno (pH) 5.8- Calculo de pH durante una titulación 5.9- Ácidos y bases débiles 5.10- pH para soluciones acidas y bases fuertes 5.11- pH de una solución de una sal un ácido débil y una base fuerte 5.12- pH de una solución, de una sal ana base débil y un ácido fuerte 5.13- Calculo del pH a partir de las constantes de ionización. 5.14- Soluciones reguladoras o soluciones buffer 5.15 Calculo de pH en una solución de ácido sulfúrico, en soluciones de sales de ácidos poli equivalentes de una solución de sal normal de un ácido di equivalente</p>
--	---

	5.16- Calculo de la concentración de los iones sulfuro en soluciones acidas
<p>2.- TERMODINAMICA:</p> <p>2.1- Definiciones básicas de la termodinámica</p> <p>2.2- Ecuación de estado, energía interna, temperatura, calor y trabajo</p> <p>2.3- Funciones termodinámicas de una reacción química</p> <p>2.4- Calor específico y capacidad calorífica</p> <p>2.5- Procesos reversibles e irreversibles</p> <p>2.6- Funciones de estado.</p> <p>2.7- Primera ley de la termodinámica</p> <p> 2.7.1- Definición de entalpia</p> <p> 2.7.2- Variación de entalpia por cambio de fase y por reacción</p> <p> 2.7.3- Ciclos entalpicos</p> <p> 2.7.4- Problemas de entalpia</p> <p>2.8- Segunda ley de la termodinámica</p> <p> 2.8.1- Definición de entropía</p> <p> 2.8.2- Entropía y espontaneidad</p> <p> 2.8.3- Consideraciones microscópicas de la entropía</p> <p> 2.8.4- Problemas de entropía</p> <p>2.9- Tercer principio de la termodinámica</p> <p> 2.9.1- Energía libre y constante de equilibrio</p> <p>2.10- Otros potenciales termodinámicos</p> <p> 2.10.1- Entalpia de Gibas como criterio de espontaneidad y equilibrio para procesos isotérmicos y isobáricos</p>	<p>6.- EL EQUILIBRIO IONICO EN LAS SOLUCIONES</p> <p>6.1- Solubilidad y precipitación</p> <p>6.2- Aspectos termodinámicos de la solubilidad</p> <p>6.3- Equilibrio iónico en sales poco solubles</p> <p>6.4- Constante de solubilidad</p> <p>6.5- Reacciones de precipitación</p> <p>6.6- Productos de solubilidad</p> <p>6.7- Modificaciones de la solubilidad</p> <p>6.8-Efecto del ion común (ley de Debege – Huckell) y efecto salino</p> <p>6.9- precipitación fraccionada</p> <p>6.10- Disolución de precipitados</p> <p>6.11- Formación de complejos</p> <p>6.12- Calculo de la solubilidad de sulfuros metálicos en soluciones de ácidos sulfhídricos</p>
<p>3.-FUNDAMENTOS DE LAS REACCIONES QUIMICAS:</p> <p>3.1- Energía libre de Gibas</p> <p>3.2- Equilibrio químico</p> <p>3.3- Condición general para el equilibrio químico</p> <p>3.4- Constantes de equilibrio</p> <p>3.5- Efectos externos sobre el equilibrio</p> <p>3.6- Principio de Le Chatelier, interpretación y ejemplos básicos de equilibrio.</p> <p>3.7- Relación entre la energía libre y la constante de equilibrio</p> <p>3.8- Variación de la constante de equilibrio con la temperatura; ecuación de Van't Hoff</p>	<p>7.- QUIMICACINETICA E INDICADORES ACIDO-BASE:</p> <p>7.1- Definición de química cinética</p> <p>7.2- Velocidad de reacción</p> <p>7.3- Orden y molecularidad de la reacción</p> <p>7.4- Ecuaciones de velocidad</p> <p>7.5- Energía de activación</p> <p>7.6- Catálisis</p> <p>7.7- Reacciones generales de los indicadores</p> <p>7.8- Constante de ionización para los indicadores</p> <p>7.9- pH del cambio de color del indicador</p> <p>7.10- Rango del cambio de los indicadores</p> <p>7.11- Efecto de la temperatura</p> <p>7.12-Efecto del solvente</p>

<p>4.- LAS REACCIONES Y ENLACES QUIMICOS EN EL ANALISIS CUALITATIVO:</p> <p>4.1- Factores que afectan la solubilidad de los precipitados</p> <p>4.2- Ley de la acción de las masas</p> <p> 4.2.1- Deducciones y aplicaciones</p> <p>4.3- Formación de iones complejos</p> <p> 4.3.1- Naturaleza de los iones complejos</p> <p> 4.3.2- Iones complejos con el amoniaco</p> <p> 4.3.3- Equilibrio y iones complejos</p> <p> 4.3.4- Nomenclatura de los iones complejos</p> <p> 4.3.5- Estructura de los iones complejos</p> <p> 4.3.6- Orbitales de los núcleos</p> <p>4.4- Equilibrio heterogéneo</p>	<p>8.- ALTERACION ANTROPOGENICA DE LOS CICLOS DE LA NATURALEZA</p> <p>8.1- Desarrollo de temas del medio ambiente en que la acción del hombre haya provocado desequilibrio de los ciclos de la naturaleza</p>
--	--

5.- PROCEDIMIENTO DE ENSEÑANZA APRENDIZAJE.

Exposición de los temas por parte del profesor apoyado por el pintaron, acetatos, diapositivas y rota folios así como otros materiales de uso académico.

Exposiciones por parte del alumno para su discusión y análisis

Elaboración de tareas y trabajos con el objetivo de practicar los diferentes tipos de reacciones químicas para ser analizadas y discutidas en clase

Realización de prácticas de laboratorio para reforzar lo visto en teoría sobre reacciones químicas e identificación de productos.

6.- EVALUACION. (ESTABLECER REGLAS CLARAS DE EVALUACION)

Exámenes	30%
Tareas y trabajos	20%
Exposiciones	20%
Laboratorio:	
Asistencia a prácticas	10%
Entrega de reportes	20%

7.- BIBLIOGRAFIA BASICA.

Levenspiel, O. "Ingeniería de las reacciones químicas", 6ª reimpr., Reverté, Barcelona (1997).	Keneth, Henrich, Official Methods of Analysis, 15th Edition, Association of Chemical Analytical Chemists, 1990	H, Egan; R.S. Kink, R. Saryer, 1991. Análisis Químico de los Alimentos de Pearson. CECSA
Perry, R.H.; Green, D.W.; Maloney, J.O. "Manual del ingeniero químico", 6ª ed. (3ª en español), McGraw-Hill, México (1997).	L. Clesceri, A. Greenberg, R. Trussel, Estándar Methods for the Examination of Water and Wastewater, 17th Edition. American Public Health Association. 1989	Daniel C. Harris, Quantitative Chemical Analysis. W. H. Freeman and Company, 1997

Kisinger, P. T. y Heyneman, W. r Laboratory Techniques IN electroanalytical chemistry, New Yorrk Wiley, 1984	Skoog, D.A. yWest, D.M. M., Análisis Instrumental. Editorial Interamericana. México,1986	D.A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler. Fundamentos de Química Analítica, Volumen 2, Reverte, Barcelona, 1997
D.C. Harris. Quantitative Chemical Analysis, W.H. Freeman, 1998	Bermejo, J. Bermejo, P. y Bermejo, A. Química Analítica General Cuantitativa e Instrumental. Editorial Paraninfo, Madrid, 1991	

8.- BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTARIA.

PROGRAMA ELABORADO POR:

PROGRAMA ACTUALIZADO POR:

PROGRAMA REVISADO POR: