



ASIGNATURA: QUÍMICA GENERAL

ESPECIALIDAD: INGENIERIA QUIMICA

PLAN: 1995 Adecuado (ORD.: 1028)

NIVEL: 1º

MODALIDAD: Cuatrimestral

BLOQUE: Ciencias Básicas

AREA: Química

DICTADO: 2º cuatrimestre

HORAS: 10 HS SEMANALES

CARGA HORARIA TOTAL: 160 HS

Ciclo lectivo: 2006 en adelante

Correlativas para cursar: -

Correlativas para rendir: -

OBJETIVOS

OBJETIVOS GENERALES

Contribuir a la formación de un Profesional con adecuada preparación para actuar positivamente en la realidad técnico-científica de nuestra sociedad.

- . Favorecer una sólida formación científica-técnica simultánea con la formación profesional.
 - . Incentivar el sentido de observación y razonamiento frente a los fenómenos químicos.
 - . Desarrollar hábitos de estudio permanente como una forma de actualización de los conocimientos.
 - . Favorecer el desarrollo de Juicio crítico que permita la resolución de problemas cada vez más complejos.
 - . Fomentar el razonamiento sobre bases lógicas, empleando el método científico, formulando hipótesis, modelos, experimentación, comprobación y evaluación para extraer conclusiones aplicables en la práctica.
 - . Desarrollar un sano orgullo profesional que lleve a considerar su carrera como un verdadero camino de realización personal en propio beneficio y en el de la sociedad toda.
 - . Promover situaciones que permitan a los estudiantes:
 - Adquirir habilidad en el manejo bibliográfico.
 - Adquirir habilidad en el manejo de materiales e instrumentos de laboratorio utilizados en el desarrollo de la materia.
- Adquirir y utilizar en forma fluida y correcta el vocabulario técnico propio de la asignatura.



OBJETIVOS ESPECIFICOS

Se aspira que al finalizar esta etapa en su proceso educativo los alumnos hayan logrado, conocer, comprender y aplicar:

El método científico.

- Los principios básicos que rigen a las transformaciones químicas empleando conceptos desarrollados a partir de la teoría atómica-molecular.
- Los conceptos básicos de la estructura atómica de la materia, de la configuración electrónica de los átomos de los diferentes elementos químicos y su relación con las propiedades periódicas.
- La configuración electrónica y su relación con los tipos de enlaces, prediciendo comportamientos químicos en función de estos.
- Las propiedades de las soluciones, las expresiones de concentración más usuales e importantes.
- Los fundamentos de la Termoquímica.
- Los conceptos básicos de Cinética y Equilibrio químico.
- Los fundamentos de la Electroquímica, procesos de oxidación-reducción y aspectos básicos relacionados con el Equilibrio iónico.
- El uso correcto de material e instrumento de laboratorio.
- Desarrollar el sentido de responsabilidad para afrontar el trabajo individual y en equipo.
- Integrarse en la práctica multidisciplinaria de un equipo tecnológico.
- Realizar una autoevaluación y autocrítica de sus conocimientos y capacidades, como medio de estimular su educación permanente.
- Concientizar al futuro Profesional que tan importante como su labor de producción, es la preservación del ambiente, evitando la contaminación producto de la metodología empleada utilizando métodos alternativos que cumplan tal finalidad, o tratamientos específicos que la eviten, puesto que nada es más importante que la vida misma.

DESARROLLO DE LA ASIGNATURA

Condiciones de regularización

Tener aprobado los dos exámenes parciales

Condiciones de Promoción

Materia no promocionable

Condiciones de examen

Haber regularizado.

Distribución de actividades

El curso tiene una duración aproximada de 160 hs cátedra, a las que se les agrega un tiempo estimado de 4 horas semanales destinadas a clases de consulta y resolución de



ejercicios no resueltos en horarios de clase. Estas clases de consulta se realizan en horarios a convenir con los alumnos.

Horas cátedra destinadas a clases teóricas: 80 hs

Horas cátedra destinadas a ejercicios y problemas: 70 hs

Horas destinadas a clases de consulta: 64 hs

Distribución horaria

Unidad	Clase teórica (horas)	Clase Práctica (horas)
1. Leyes fundamentales de la química	-	10
2. Estructura atómica	25	20
3. Estados de agregación de la materia.	10	10
4. Soluciones acuosas	10	10
5. Termodinámica	6	5
6. Equilibrio químico	6	5
7. Electroquímica y pilas	6	5
8. Introducción al estudio de la ciencia del ambiente	6	5

Fechas tentativas para la realización de Exámenes Parciales

Primer Parcial: 9 de septiembre de 2006

Segundo Parcial: 21 de octubre de 2006

Parciales de Recuperación: 28 de octubre de 2006

PROGRAMA ANALÍTICO

Unidad 1: LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

Objeto de estudio de la Química. Aplicación del método científico en las ciencias experimentales. Sistemas materiales. Leyes fundamentales de la Química.

Ley de conservación de la masa. Ley de las proporciones constantes. Ley de las proporciones múltiples. Ley de las proporciones recíprocas. Equivalente químico.

Leyes volumétricas de las combinaciones gaseosas.

Teoría atómico-molecular

Teoría atómica de Dalton. Concepto de molécula. Masas atómicas relativas y absolutas: métodos de determinación. Conceptos de mol y volumen molar. Número de Avogadro. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares. Estequiometría. Relaciones de combinación en masa y en volumen en las reacciones químicas. Reacciones de oxidación reducción. Cálculo de equivalente. Ajuste. Aplicación. Nomenclatura IUPAC.

Los temas deberán mencionarse, seguidos de puntos.



Unidad 2: ESTRUCTURA ATÓMICA

Estructura de la materia: Concepto de átomo y molécula. Teoría atómica. Breve reseña histórica. Partículas fundamentales. Concepto de sustancias radioactivas: radiaciones alfa, beta y gamma. Modelos atómicos. Experiencia de Rutherford. Teoría cuántica. Espectros continuos y discontinuos. Efecto fotoeléctrico. Teoría clásica de la radiación. Modelo de Bohr. Dualidad onda-partícula. Modelo basado en la ecuación de onda, Números cuánticos. Principio de incertidumbre. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Configuraciones electrónicas. Niveles y subniveles de energía. Concepto de orbital.

Tabla periódica

Períodos y grupos. Ley periódica. Periodicidad y configuración electrónica, Analogías horizontales y verticales. Radio atómico. Potencial de ionización. Electroafinidad. Escala de Pauling de electronegatividad. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Metales, no metales, gases nobles.

El enlace químico

Conceptos generales y razones de la existencia del enlace. Energía, longitud y ángulo de enlace. Enlace iónico: ciclo de Born-Haber. Enlace covalente: no polar, semi-polar, polar. Estructuras de Lewis. Hibridación de orbitales. Geometría molecular. Polaridad de los enlaces. Momento dipolar. Atracciones intermoleculares. Enlace o asociación por puente hidrógeno. Enlace metálico. Concepto de orbitales moleculares. Resonancia.

Unidad 3: ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA. CLASIFICACIÓN. PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS.

Gases

Comportamiento micro y macroscópico: propiedades, Leyes de Boyle-Mariotte, Charles-Gay Lussac. Gas ideal como modelo de trabajo. Ecuación general de estado de los gases ideales. Constante universal de los gases. Expresión en distintas unidades. Ley de Dalton de las presiones parciales. Ley de Graham: difusión - efusión gaseosa. Modelo cinético mecánico. Distribución de velocidades moleculares. Recorrido libre medio y número de colisiones. Gases reales. Ecuación de van der Waals. Estado crítico: licuación. Isotermas de Andrews.

Líquidos

Estructura molecular y propiedades. Teoría cinética de los líquidos. Tensión superficial. Viscosidad. Presión de vapor. Evaporación y vaporización. Calor de vaporización. Constante dieléctrica. Líquidos miscibles y no miscibles.

Sólidos

Propiedades. Anisotropía e isotropía. Punto de fusión. Calor de fusión. Leyes de la cristalografía (Haüy, Guglielmini). Estructura cristalina. Celda unidad. Método de



determinación de la estructura: ecuación de Bragg. Redes cristalinas. Tipos de sólidos: moleculares, covalentes, iónicos, metálicos. Defectos en las redes cristalinas.

Consecuencias. Sólidos conductores, no conductores y semiconductores. Dopado en sólidos. Cambios de estado. Curvas de calentamiento y de enfriamiento. Diagrama de fases. Regla de las fases.

Unidad 4: SOLUCIONES ACUOSAS

Concepto. Componentes. Soluciones acuosas. Concentración: formas de expresarla. Unidades de concentración. Soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas. Soluciones ideales. Propiedades coligativas: Ley de Raoult.

Determinación de pesos moleculares. Concentración y actividad. Factor de Van't Hoff.

Soluciones reales. Apartamiento de la ley de Raoult. Mezclas azeotrópicas.

Solubilidad: factores que la afectan. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry.

Soluciones de líquidos en líquidos. Líquidos no miscibles, coeficiente de reparto.

Unidad 5: TERMODINÁMICA

Desarrollo conceptual. Primera, segunda y tercera Ley de la Termodinámica.

Termoquímica. Calores de formación. Ley de Hess Laplace.

Unidad 6: EQUILIBRIO QUÍMICO

El estado de equilibrio: relación con los equilibrios físicos. Concepto de reversibilidad. Ley de acción de las masas. Expresión matemática de la situación de equilibrio. Constante de equilibrio en función de concentración y presión. Cálculos con la constante de equilibrios. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Desplazamiento. Principio de Le-Chatelier. Aplicaciones de la constante de equilibrio. Equilibrios en solución: electrólitos y no electrólitos. Disociación. Teorías ácido-base: Arrhenius, Bronsted-Lowry, Lewis. Constante de disociación de ácidos y bases. Aplicaciones: pH, pOH, pK_w. Hidrólisis. Determinación de la constante de hidrólisis. Indicadores ácido-base. Soluciones reguladoras de pH. Sustancias poco solubles K_{ps}.

Cinética química

Velocidad de reacción; expresiones y unidades. Factores que influyen en la velocidad de una reacción. Constante específica de velocidad. Orden de reacción. Velocidad y temperatura. Ecuación de Arrhenius. Energía de activación. Complejo activado. Coordenadas de reacción, expresión gráfica. Mecanismo de reacción. Catalizadores, homogéneos y heterogéneos. Mecanismos.

Unidad 7: ELECTROQUÍMICA Y PILAS

Reacciones redox. Ajuste por método ión – electrón. Potenciales de oxidación – reducción. Elementos galvánicos, ejemplos más usuales. Concentración y f.e.m., ecuación de Nernst. Electrólisis, Leyes de Faraday, aplicaciones. Corrosión, su impacto en la economía. Métodos de prevención.

Unidad 8: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA INORGÁNICA



Grupo I: Metales alcalinos: Estructura electrónica, propiedades. Algunos compuestos de importancia: Cloruro de sodio, carbonato de sodio, ioduro de potasio, carbonato y sulfato de litio.

Grupo II: Metales alcalino- térreos: Estructura electrónica, propiedades. Calcio.

Carbonato de calcio, piedra caliza, mármol. Cal viva e hidratada. Magnesio, su empleo en metalurgia (aleaciones).

Grupo III: Boro- Aluminio: Estructura electrónica, propiedades. Aplicaciones en metalurgia.

Grupo IV: Carbono - Silicio: Estructura electrónica, propiedades. Diamante y grafito. Silicatos y dióxido de silicio, monóxido y dióxido de carbono.

Grupo V: Nitrógeno - Fósforo: Estructura electrónica, propiedades. Acido nítrico - amoníaco compuestos más usuales, fertilizantes. Acido fosfórico y fosfatos.

Grupo VI: Oxígeno - Azufre: Estructura electrónica, propiedades. Ozono, peróxidos de hidrógeno y de sodio. Dióxido de azufre, trióxido de azufre, ácido sulfúrico, sulfatos.

Grupo VII: Halógenos: Estructura electrónica, propiedades. Poder oxidante. Acido clorhídrico. Acido clórico y perclórico. Cloro en soluciones alcalinas (hipoclorito) como desinfectantes. Yodo, yoduros, yodatos y peryodatos. Bromo, aplicaciones industriales.

Elementos de transición: Estructura electrónica, propiedades. Fe, Cu, Zn. Principales usos.

Tiempo estimado: 1 Semanas.

Unidad 9: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

Diferencia más notables entre compuestos orgánicos e inorgánicos. Hidrocarburos. Alcanos, cicloalcanos. Alquenos: diferencia de reactividad. Uniones π . Isomería geométrica. Reacciones características, Alquinos: reacciones típicas. Concepto de isomería óptica: carbono asimétrico. Petróleo. Destilación: subproductos. Gas natural. Composición. Hidrocarburos aromáticos: benceno y derivados, estructura: resonancia y estabilidad de la molécula. Compuestos más usuales.

Tiempo estimado: 1 Semanas.

Unidad 10: INTRODUCCIÓN AL ESTUDIO DE LA CIENCIA DEL AMBIENTE

Agua: potable y aguas duras. Contaminantes. Tratamientos: filtración, ablandamiento, ósmosis inversa.

Aire: composición. Contaminantes. Hollín, humo niebla, "lluvia ácida", efecto invernadero. Freones y su impacto en la capa de Ozono.

Líquidos cloacales: tratamientos.



Insecticidas y pesticidas clorados y fosforados: su impacto sobre el medio ambiente

BIBLIOGRAFÍA

- Mahan , Bruce / Myers, Rollie J. “Química Curso Universitario” , IV edición, Addison – Wesley IBEROAMERICANA, 1990.
- Chang, Raymond, “Química” , VI edición, McGraw Hill, 1999.
- Whitten, K y col, “Química General”, V edición, McGraw Hill, 1999.
- Brown, T. y col “Química – la ciencia central “, VI edición, Pearson Educ., 1998.
- Umland, y col, “Química General” III edición, Thomson International, 2000.