

ASIGNATURA: QUÍMICA

ESPECIALIDAD: INGENIERÍA EN SISTEMAS DE INFORMACIÓN

PLAN: 2008

NIVEL: 2º

MODALIDAD: Cuatrimestral

BLOQUE: Ciencias Básicas

ÁREA: Química

DICTADO: 1º y 2º cuatrimestre

HORAS: 6 Hs semanales por cuatrimestre

CARGA HORARIA TOTAL: 96 Hs

Ciclo lectivo: 2008 en adelante

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

- ✓ Introducir al alumno en el estudio de la materia, sus propiedades y transformaciones, las **reacciones químicas**, teniendo en cuenta los factores que hacen a la comprensión de las mismas y familiarizando al alumno con el lenguaje de la química.
- ✓ Proporcionar las nociones de la configuración electrónica para que le permitan relacionarlos con los diferentes tipos de enlaces, prediciendo comportamientos químicos en función de estos.
- ✓ Introducir al alumno en el estudio del equilibrio químico para lo cual se proporcionará nociones de cinética química y las bases fenomenológicas que rigen los procesos de equilibrio químico entre especies gaseosas y en solución acuosa.
- ✓ Proporcionar nociones de termodinámica que permitan el posterior desarrollo de los equilibrios de óxido - reducción y la introducción de las bases de la electroquímica.
- ✓ Introducir nociones de Química Inorgánica relativas a la química de los elementos y las tendencias en los distintos grupos y nociones sobre la Química del Carbono.
- ✓ Interesar a los alumnos por la problemática ambiental estimulándolos a tomar actitudes positivas al respecto.
- ✓ Fomentar en los alumnos una actitud crítica, participativa, cooperativa y de respeto mutuo estimulando la realización de tareas grupales.
- ✓ Desarrollar el espíritu crítico.

DESARROLLO DE LA ASIGNATURA

CONDICIONES DE REGULARIDAD Y PROMOCIÓN

- Los alumnos deberán estar regulares por asistencia tomada por bedelía.
- Se tomarán dos exámenes parciales durante el cuatrimestre en los que la nota es proporcional al porcentaje correcto del parcial. Ejemplo 40% del parcial correcto, nota: 4 (cuatro).
- En el primer examen parcial se incluirán los temas desarrollados en las unidades 1, 2 , 3 y Gases.
- En el segundo examen parcial se incluirán los temas desarrollados en las unidades siguientes hasta finalizar el Programa Analítico.

CONDICIONES PARA REGULARIZAR

- Aprobar los dos parciales con una nota no menor a 4 (cuatro) en ninguno de ellos.
- Si en uno (de los parciales no asiste, o no alcanza la nota mínima (cuatro), estando el otro parcial aprobado, deberá rendir un parcial recuperatorio, de carácter integral, que se aprueba con nota no menor a 4 (cuatro).

- La regularidad Académica (firma de libretas) se realizará dentro del año de cursada la materia y únicamente en las fechas y horario que la cátedra estipule.

CONDICIONES PARA PROMOCIÓN

- Se dará por aprobada la materia a aquellos estudiantes que obtuvieron un promedio de 7 (siete) en los dos parciales, no aceptando una nota menor a 6 (seis) en ninguno de ellos.
- Aquellos alumnos aplazados en algún parcial no tendrán acceso a la promoción.
- El alumno que promociona la materia deberá inscribirse en un turno de examen del corriente año lectivo, y en ese momento se colocará en la libreta de trabajos prácticos y en el acta de examen la nota que resulte del promedio de los dos parciales.

CONDICIÓN DE ALUMNO LIBRE

El alumno obtiene la condición de libre, si:

- No está regularizado por bedelía.
- Obtiene menos de 4 (cuatro) en los dos parciales
- Un ausente injustificado y una nota menor a cuatro en el parcial.
- Ausente en los dos parciales.
- Habiendo llegado a la instancia del recuperatorio, no asistir al mismo o no alcanzar la nota mínima requerida.

PARCIAL RECUPERATORIO

Podrán y deberán realizarlo aquellos alumnos que:

- Tengan un ausente en un solo parcial.
- Tengan un parcial no aprobado (nota menor a cuatro).

Requisitos para realizar los parciales o los exámenes:

Deberán presentarse con:

- **Libreta de trabajos prácticos o Documento de Identidad.**
- Tabla Periódica entregada por la cátedra.
- Tabla de aniones y cationes entregada por la cátedra (opcional)

DISTRIBUCIÓN DE ACTIVIDADES

El curso tiene una duración de 96 hs/año, a las que se les agrega un tiempo estimado de 2 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 destinadas a clases teóricas: 48 hs

Horas destinadas a ejercicios y problemas: 48 hs

Horas destinadas a clases de consulta: 32 hs

PROGRAMA ANALÍTICO

UNIDAD 1: Revisión de conocimientos previos

Objeto de estudio de la Química. Aplicación del método científico en las ciencias experimentales. Sistemas materiales. Distintos tipos. Propiedades físicas y químicas de la materia. Fase. Sustancia. Elementos. Compuestos. Mezclas. Átomos. Moléculas. Partículas subatómicas. Iones. Masa atómica y molecular. Concepto de mol. Número de Avogadro.

Tiempo de desarrollo: 1 semana.

UNIDAD 2: Estructura atómica.

Breve reseña histórica: Faraday, tubos de rayos catódicos, rayos canales, modelo de Thomson. Sustancias radiactivas, tipos de radiaciones. Modelo de Rutherford. Breve concepto de onda. Onda electromagnética. Espectro electromagnético. Teoría cuántica o de Planck: energía discontinua. Efecto fotoeléctrico. Teoría clásica vs Teoría cuántica. Espectros de emisión continuos y discontinuos. Modelo de Bohr. De Broglie: comportamiento dual del electrón. Principio de incertidumbre. Ecuación de onda. Modelo atómico moderno. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli. Reglas de Hund. Relación entre la estructura atómica y el principio de funcionamiento del monitor CRT (monitor de tubos de rayos catódicos). Monitor color. Tabla periódica. Cómo se construye una tabla. Grupos y períodos. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Propiedades periódicas más importantes: afinidad electrónica, potencial de ionización, tamaño atómico, etc; en base a esto, clasificación de metales, no metales y gases nobles.

Tiempo de desarrollo: 3 semanas.

UNIDAD 3: El enlace químico

Concepto general de enlace químico y razones de su existencia. Fuerza de atracción interatómica. Enlaces interatómicos: metálicos, iónicos, covalentes. Clasificación del enlace covalente: según el número de pares de electrones compartidos: simples, dobles y triples. Según la electronegatividad de los elementos: polares y apolares. Hibridación de orbitales atómicos: sp^3 , sp^2 , sp . Tipos de hibridación para el átomo de carbono. Geometría molecular. Concepto de Orbitales moleculares. Teoría de bandas. Propiedades de las sustancias que presentan cada uno de estos enlaces y ejemplos comunes. Enlaces intermoleculares: dipolos permanentes, dipolos inducidos, puente hidrógeno. Ejemplos.

Tiempo de desarrollo: 2 semanas.

UNIDAD 4: Estados de la materia

Gases. Estructura y propiedades. Definición de gases ideales. Leyes de Boyle-Mariotte y de Gay Lussac. Ecuación de estado. Concepto de temperatura y presión crítica. Concepto de gases reales. Condiciones para que los gases reales se comporten idealmente.

Líquidos. Estructura molecular y propiedades. Cambios de estado. Concepto de equilibrio. Presión de vapor. Evaporación y ebullición. Tensión superficial. Viscosidad. Concepto de constante dieléctrica del agua. Líquidos polares y no polares. Líquidos miscibles e inmiscibles.

Sólidos. Características generales de sólidos, líquidos y gases. Isotropía, isotropía estadística, anisotropía. Sólidos. Clasificación: Según la estructura: sólidos cristalinos (iónicos, metálicos, covalentes y moleculares), sólidos amorfos. Según sus propiedades: eléctricas (conductores, no conductores y semiconductores); ópticas (ópticamente activos o no ópticamente activos). Luz polarizada. Propiedades y ejemplos de cada uno de ellos. Funcionamiento de un monitor tipo LCD.

Soluciones. Concepto de soluto y solvente. Ejemplos de soluciones en distintos estados de agregación. Clasificación de soluciones: insaturada, saturada y sobresaturada. Influencia de la temperatura sobre la solubilidad. Soluciones acuosas. Unidades de concentración: Porcentaje P/P, P/V, V/V; molaridad, fracción molar. Dependencia de la concentración con la temperatura.

Tiempo de desarrollo: 4 semanas.

UNIDAD 5: Termodinámica, Cinética y Equilibrio Químico

Usando como ejemplo el proceso de fabricación de un producto, explicar la finalidad de distintas disciplinas: termodinámica, estequiometría, cinética y equilibrio.

Termodinámica: Concepto de entropía como medida de espontaneidad de una transformación. Procesos espontáneos o no espontáneos.

Estequiometría: concepto de cálculo de masa en reacciones químicas.

Cinética química: Velocidad de reacción. Expresiones y unidades. Velocidad específica. Orden de reacción. Factores que modifican la velocidad de una reacción. Catalizadores.

Equilibrio químico: un equilibrio dinámico. Constante de equilibrio y factores que la modifican. Expresión usando concentraciones y presiones. Equilibrios heterogéneos. Modificación del estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier. Analogía entre el equilibrio dinámico en una reacción química y el equilibrio dinámico en un semiconductor. Teoría ácido – base de Arrhenius Concepto de ácidos o bases fuertes y débiles. Autoionización del agua, K_w , pH y pOH.

Tiempo de desarrollo: 3 semanas.

UNIDAD 6: Introducción a la química inorgánica y orgánica.

Elementos representativos relevantes para Ingeniería en Sistemas de Información: elementos del grupo IV A (Si y Ge). Elementos del grupo IIIA y VA. Características de los

mismos para la fabricación de microprocesadores. Semiconductores intrínsecos y extrínsecos. Dopado. Semiconductor tipo P y tipo N. Propiedades de los mismos según la teoría de bandas. Compuestos orgánicos: Cadenas carbonadas abiertas y cerradas. Generalidades. Alcanos. Alquenos. Enlace π . Alquinos. Polímeros: su uso en la informática.

Tiempo de desarrollo: 2 semanas.

UNIDAD 7: Contaminación y riesgo laboral.

Contaminación: Uso de la electricidad en equipos de computación (efecto invernadero, lluvia ácida). Proceso de fabricación de microprocesadores (Freones, capa de ozono, solventes orgánicos). Riesgo laboral: emisión de radiaciones de monitores, scanner, etc. Ergonomía. Condiciones del ambiente laboral (CO, CO₂ y otros)

Tiempo de desarrollo: 1 semana.

BIBLIOGRAFÍA

- S. Martínez Riachi y M. Freitas “Física y Química aplicada a la Informática“ Ed. Thomson. 2005
- R. Chang, W. Collage. “Química” 9° Edición. McGraw-Hill Interamericana Editores. 2007.
- K.Whitten, R. Davis, M. Larry Peck y G. Stanley. “Química”. 8° Edición. Ed. CENGAGE Learning. 2008.
- Brown, T. y col “Química – la ciencia central “, 11° Edición, Ed. Pearson Prentice Hall, 2009.
- Umland, y col, “Química General” 3° Edición, Ed. Thomson International, 2000.