

Carrera:		N° de orden:	
Asignatura:	Química General	Horas cat./sem:	5 hs. Cátedra
Departamento:	Materias Básicas	Horas reloj/año:	120 hs reloj
Bloque:	Ciencias Básicas	Nivel:	Primero
Área:	Química	RTF	Anual
Competencias	Genéricas	Específicas	
	CE1 y CG1: Identificar, formular y resolver problemas de Ingeniería CG 2: Concebir, diseñar y proyectar proyectos de ingeniería CG 3: Gestionar, planificar, ejecutar y controlar proyectos de ingeniería CG 4: Utilizar de manera efectiva las técnicas y herramientas de aplicación en ingeniería CG 5: Contribuir a la generación de desarrollos tecnológicos y/o Innovaciones tecnológicas CG 6: Desempeñarse de manera efectiva en equipos de trabajo.		
Objetivos			
<ul style="list-style-type: none"> ▪ Analizar, comprender y aplicar las leyes de las Ciencias Químicas con criterio propio y pensamiento crítico. ▪ Desarrollar habilidad en la aplicación de las técnicas en la resolución de problemas y en la interpretación de modelos. ▪ Desarrollar la capacidad de definir el problema, recabar o localizar información suficiente, discernir lo relevante, identificar alternativas para resolver el problema, desarrollar estrategias y evaluar ventajas y desventajas, indagar, discutir, elaborar y exponer conclusiones. ▪ Interpretar la influencia de la química en el ambiente y en los Objetivos de Desarrollo Sostenible. ▪ Formar una base conceptual sólida, integrada y generalizada de los contenidos mínimos especificados para la materia. ▪ Identificar las funciones químicas más comunes. ▪ Interpretar las uniones entre átomos, iones y moléculas. ▪ Describir el efecto de cambios de distintas variables que puedan modificar las propiedades de sistemas materiales. ▪ Interpretar los factores que influyen en las velocidades de las reacciones y en el estado de equilibrio. ▪ Explicar el comportamiento de reacciones y procesos electroquímicos. ▪ Interpretar la influencia de la química en el ambiente y en los Objetivos de Desarrollo Sostenible ▪ Desarrollar la competencia de la comunicación tanto escrita como oral en forma clara. ▪ Comprender las fórmulas químicas. 			

- Estimular la competencia de socialización relacionándose con los demás en un ambiente de respeto y comprensión mutua, como factor positivo en el proceso educativo y como antecedente tanto para el ámbito profesional futuro como para el papel social del ingeniero.
- Compartir y organizar tareas, responsabilizarse por los actos propios y sus consecuencias.

Contenidos que se trabajan en la actividad (Mínimo)

- Sistemas materiales
- Estructura Atómica
- Enlaces Químicos
- Magnitudes Atómico-Moleculares
- Compuestos Inorgánicos y Estequiometria
- Introducción a la química orgánica
- Estado de agregación de la materia
- Soluciones
- Electroquímica
- Termoquímica
- Cinética química
- Equilibrio químico
- Química del Ambiente

Unidad/Módulo

Sistemas materiales: Concepto de materia. Propiedades de la materia. Estado de agregación, cambio de estado. Sistema material. Propiedades extensivas e intensivas. Sistemas homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos. Concepto de fase. Mezcla. Dispersiones groseras, coloidales y soluciones. Métodos de separación. Soluciones. Métodos de fraccionamiento. Fenómenos físicos y químicos, descomposición. Sustancias simples y compuestas. Elemento químico.

Estructura Atómica: Antecedentes históricos. Partículas constitutivas de los átomos: electrones, protones y neutrones. Características de cada una. Número atómico y de masa. Isótopos. Radiación electromagnética. Naturaleza. Interpretación del espectro de radiación de un sólido. Postulado de Planck. Radiaciones nucleares. Experiencia de Rutherford. Modelo atómico de Bohr. Propiedades ondulatorias de la materia. Postulado de Broglie. Modelo atómico mecánico cuántico. Condiciones de contorno para la resolución de la ecuación de onda. Números cuánticos. Significado físico. Principio de exclusión de Pauli, regla de Hund, niveles de energía. Configuraciones electrónicas. Clasificación periódica de los elementos. Relación con la configuración electrónica. Propiedades periódicas: Radio atómico, energía de ionización y afinidad electrónica.

Enlaces Químicos: Clasificación de los enlaces de acuerdo con su energía y distribución electrónica. Enlace iónico. Transferencia de electrones y balance energético. Características del enlace iónico. Sólidos iónicos. Propiedades. Enlaces covalentes y la formación de

moléculas. Orbitales moleculares. La molécula de hidrógeno. Características de los enlaces covalentes. Polaridad del enlace covalente. Sólidos covalentes. Propiedades Interacción entre las moléculas. Fuerzas de van der Waals. Dipolos transitorios y permanentes. Efectos orientativo e inductivo. Enlace por puente de hidrógeno. Condiciones necesarias para su formación. Compuestos moleculares. Propiedades. Enlace metálico. Estructura de la red metálica. Características del enlace metálico. Sólidos metálicos. Propiedades.

Magnitudes Atómico-Moleculares: Unidad de masa atómica. Concepto de mol. Constante de Avogadro. Volumen molar de los gases en condiciones normales de presión y temperatura Balance de las ecuaciones químicas.

Compuestos Inorgánicos y Estequiometria: Característica de los elementos: metales, no metales, anfóteros y gases nobles. Óxidos: ácidos, básicos, neutros, anfóteros. Nomenclatura Ácidos: oxácidos e hidrácidos. Nomenclatura. Bases o hidróxidos. Nomenclatura. Sales: neutras, ácidas, básicas. Nomenclatura. Ley de conservación de la materia de Lavoisier. Ley de la conservación de los elementos. Balance de las ecuaciones químicas. Estequiometria.

Introducción a la química orgánica: Principales funciones. Reglas de nomenclatura. Isómeros. Hidrocarburos alifáticos y aromáticos. Alcoholes. Fenoles. Aldehídos y cetonas. Ácidos carboxílicos. Ésteres. Compuestos nitrogenados: aminas, amidas y nitrilos. Aminoácidos. Sustancias de importancia biológica: lípidos, glúcidos, 5 prótidos, vitaminas.

Estado de agregación de la materia: Fase Gas, líquida y sólida Característica de los gases. Ley de Boyle y Mariotte. Isotermas. Ley de Charles y Gay-Lussac. Escala de temperatura absoluta. Ecuación de estado de un gas ideal. Mezcla de gases. Ley de las presiones parciales de Dalton. Efusión de gases. Ley de Graham. Teoría cinética de los gases. Descripción del modelo. Gases reales. Desviaciones del comportamiento ideal. Causas. Factor de compresibilidad. Ecuación de van der Waals. Isotermas de Andrews de un gas real. Licuación de los gases. Presión, temperatura, volumen y densidad críticas. Fases condensadas Líquidos y sólidos Características de las fases condensadas: Su diferenciación con el estado gaseoso. Variación del volumen con la temperatura y la presión. Propiedades de los líquidos. Calor latente de vaporización: relación con la estructura molecular. Presión de vapor. Relación con la temperatura. Temperatura de ebullición. Curvas de equilibrio sólido-líquido-vapor. Punto triple. Equilibrio de fases. Regla de las fases. Viscosidad. Ecuación de Newton. Líquidos no newtonianos. Medición del coeficiente de viscosidad. Influencia de la temperatura. Tensión superficial. Definición. Medición. Propiedades de los sólidos. Calor latente de fusión. Presión de vapor. Temperatura de fusión.

Soluciones: Solución, definición. Solute y disolvente: convenciones para designarlos. Expresión de la concentración: Unidades físicas y químicas. Soluciones de gases en líquidos. Soluciones de líquidos entre sí. Líquidos parcialmente miscibles. Ley de distribución. Diagramas temperatura-composición. Destilación. Soluciones de sólidos en líquidos. Dependencia de la solubilidad con la temperatura. Soluciones diluidas. Propiedades coligativas Presión de vapor. Ley de Raoult. Descenso crioscópico y ascenso ebulloscópico. Osmosis y presión osmótica. Aplicaciones. Comportamiento "anómalo" de electrólitos.

Electroquímica: Reacciones redox. Ajuste de ecuaciones. Mecanismos de conducción eléctrica. Electrólitos. Teoría de Arrhenius. Potenciales de reducción. Pilas. Cálculo de la fuerza electromotriz. Sentido de circulación de electrones e iones. Signo de cada electrodo. Signo de la fem y espontaneidad de la reacción. Pila de Daniell, pila seca, acumulador de plomo y de níquel-cadmio. Corrosión. Mecanismos. Equilibrio en solución acuosa. Electrólitos fuertes y débiles. Electrólisis de soluciones acuosas y de sales fundidas. Leyes de la electrólisis. Significado físico de la constante de Faraday. Relación con la carga del electrón. Pilas de Litio y celdas de combustible.

Termoquímica: Formas de energía. Sus equivalencias. Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Relación con el calor transferido a presión constante. Calor de reacción. Definición. Influencia del estado físico de los reactivos. Entalpía de reacción estándar. Definición. Ecuaciones termoquímicas. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Relación entre calores de reacción a presión constante y a volumen constante. Calor de formación de una sustancia. Leyes de la termoquímica: Leyes de Lavoisier-Laplace y de Hess. Su interpretación en base del primer principio. Calor de combustión y de neutralización. Poder calorífico superior e inferior de los combustibles.

Cinética química: Teoría de las colisiones efectivas. Complejo activado. Velocidad de reacción. Factores que influyen. Velocidad de reacción y concentración de los reactivos. Orden y molecularidad. Dependencia de la velocidad de reacción con la temperatura. Ecuación de Arrhenius. Energía de activación. Catalizadores. Aplicaciones industriales. Leyes diferenciales e Integrales de velocidad.

Equilibrio químico: Reactivos y productos de reacción. Reacciones reversibles. Velocidad directa e inversa. Constante de equilibrio en función de las concentraciones y de las presiones parciales. Principio de Le Chatelier-Braun. Aplicaciones. Ecuación de Van't Hoff. Producto iónico del agua, pH. Neutralización.

Química del Ambiente: La Industria química y el medio ambiente. Riesgos potenciales de los productos químicos. Desechos industriales Contaminantes

Bibliografía

- Temas de Química General. Angelini, M. et al. Eudeba 1994 2006

- Química. Chang, R. Mc. Graw Hill. 1999 2002
- Química General. Rosenberg, J., Epstein, L. Mc Graw Hill. 1996 2003
- Principios de Química. Hiller y Herber Eudeba. 1977
- Química: La Ciencia Central. Brown T. – Le May H. Prentice Hall. Hispanoamericana. 1999
- Química General. W Whitten. Mc Graw Hill. 2008
- Fundamentos de Química. Morris Hern. Thonsom. 2006
- Química Masterton. Paraninfo. 2001
- Química. T Bronn. Pearson. 2004
- Química. UTN. 2008