

UNIVERSIDAD NACIONAL DE ROSARIO

INSTITUTO POLITÉCNICO SUPERIOR

“GRAL. SAN MARTÍN”

PROGRAMA ANALÍTICO DEL ESPACIO CURRICULAR: QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

CURSO: 4 AÑO TÉCNICO QUÍMICO

PLAN DE ESTUDIOS: EDUCACIÓN TÉCNICO-PROFESIONAL DE NIVEL SECUNDARIO. CARRERA: TÉCNICO QUÍMICO DEPARTAMENTO: QUÍMICA	VIGENCIA AÑO: 2012 CANTIDAD DE HORAS CÁTEDRA SEMANALES: 6
PLAN DE ESTUDIOS RESOLUCIÓN C.S. N : 237/10	
RESOLUCIÓN MINISTERIO DE EDUCACIÓN N : ...	

OBJETIVOS GENERALES:

Capacitar al alumno en los principios de la Química General e Inorgánica para la comprensión y conocimiento constitucional y estructural de los compuestos inorgánicos, sus reacciones e interacciones. Proporcionar además los mecanismos de comprensión de los procesos industriales que hacen a la producción de sustancias y productos específicos

CONTENIDOS:

Unidad 1: Estados de agregación de la materia

Teoría cinético-molecular. Gases. Presión. Leyes de los gases. Boyle-Mariotte, Charles, Gay-Lussac. Cero absoluto. Escala absoluta de temperaturas. Ley de Dalton. Ley de Graham de la difusión. Ecuación general de estado. Constante general de los gases. Gases reales. Ecuación de Van der Waals. Cambios de estado. Licuación de los gases. Condiciones críticas. Propiedades de los líquidos. Viscosidad y tensión superficial. Ley de Jurin. Presión de vapor. Punto ebullición. Sublimación. Diagrama de equilibrio de fases. Regla de las fases. Solidificación. Punto triple.

Unidad 2: Soluciones

Concepto de solución. Suspensiones, coloides y emulsiones. Solute y solvente. Mecanismo y termodinámica de la formación de las soluciones. Solubilidad y teoría cinética. Curvas de solubilidad. Expresiones de concentración. Molaridad. Normalidad. Porcentaje peso en volumen. Porcentaje peso en peso. Molalidad. Partes por millón. Fracción molar. Propiedades coligativas. Descenso de la presión de vapor. Ley de Raoult. Descenso crioscópico. Ascenso ebulloscópico. Presión osmótica. Factor de Vant' Hoff. Relación entre el factor de Vant' Hoff y grado de disociación.

Unidad 3: Estequiometría

Relaciones ponderales en los procesos químicos. Mol. Número de Avogadro. Volumen molar. Unidades de combinación. Cálculos en los que intervienen soluciones y gases.

Unidad 4: Termoquímica

Primer principio de la termodinámica. Energía interna y entalpía. Calor de reacción. Reacciones endotérmicas y exotérmicas. Ecuaciones termoquímicas. Diagramas entálpicos. Ley de Hess. Aplicación al cálculo de calores de reacción.

Unidad 5: Velocidad de reacción y equilibrio químico

Factores que influyen en la velocidad de las reacciones. Influencia de la temperatura. Energía de activación. Teoría del complejo activado. Catalizadores. Influencia de la concentración y de la presión. Ley de acción de masas (Guldberg y Waage). Molecularidad y orden de reacción. Reacciones reversibles y equilibrio químico. Constante de equilibrio. Relaciones entre K_c , K_p y K_x . Principio de Le Chatellier. Cálculos de constantes y de concentraciones.

Unidad 6: Equilibrio iónico

Fuerzas de electrolitos. Grado de disociación. Clasificación ácido-base según Arrhenius, Brönsted-Lowry y Lewis. Especies autoprotolíticas. Producto iónico del agua. Escalas de pH y de pOH. Ácidos polipróticos y especies anfipróticas. Soluciones reguladoras. Hidrólisis de sales. Disociación de iones complejos. Equilibrio heterogéneo. Producto de solubilidad. Competición de equilibrios. Efecto de ión común. Disolución de precipitados.

Unidad 7: Electroquímica

Sistemas redox. Electrólisis. Leyes de Faraday. Equivalente electroquímico. Potenciales de reducción. Electrodo de referencia. Influencia de las concentraciones. Ecuación de Nernst. Pilas. Fuerza electromotriz de una pila y constante de equilibrio. Pilas de concentración. Pilas de uso corriente. Acumuladores.

Unidad 8: Estructura atómica.

Partículas subatómicas fundamentales. Descarga a través de gases enrarecidos. El electrón. Rayos positivos. El protón. Rayos X y espectros. Número atómico. Número másico. Isótopos. Mezcla isotópica natural. Peso atómico. Radioactividad. Naturaleza de las emisiones. Detección de rayos alfa, beta y gama. Velocidad de desintegración. Series radioactivas. Unidades de medida.

Unidad 9: Configuración electrónica.

Energía radiante. Espectros continuos y lineales. Modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Teoría de Planck. Mecánica ondulatoria. Onda de materia: De Broglie. Principio de incertidumbre. Mecánica cuántica y el átomo de hidrógeno. Orbitales y números cuánticos. Representación de los orbitales. Orbitales de átomos de varios electrones. Energía de los orbitales. Spin de los electrones y principio de exclusión de Pauli. Diagrama de orbitales. Regla de Hund.

Unidad 10: Propiedades periódicas.

Clasificación periódica. Radio atómico. Electronegatividad. Electroafinidad. Potencial de ionización.

Unidad 11: Enlace químico.

Símbolos de Lewis y regla del octeto. Enlace iónico. Energética de la formación del enlace iónico. Iones de los metales de transición. Tamaño de los iones. Enlace covalente. Estructuras de Lewis. Carga formal. Formas de resonancia. Excepciones a la regla del octeto. Fuerza de los enlaces covalentes. Energía de enlaces y entalpía de las reacciones. Polaridad y electronegatividad de enlaces.

Unidad 12: Geometría molecular.

Teorías de enlace. Modelo de repulsión del par electrónico del nivel de valencia. Efecto de los electrones no enlazantes y de los enlaces múltiples sobre los ángulos de enlace. Geometría de las moléculas con capas de valencia expandidas. Moléculas con más de un átomo central. Momentos dipolares. Polaridad de las moléculas poliatómicas. Enlaces covalentes y traslape de orbitales. Teoría de enlaces de valencia. Orbitales híbridos. Orbitales híbridos y enlaces múltiples. Orbitales moleculares. Orden de enlace. Configuraciones electrónicas y propiedades moleculares. Paramagnetismo. Diamagnetismo.

Unidad 13: Fuerzas intermoleculares.

Fuerzas ión-dipolo. Fuerzas dipolo-dipolo. Fuerzas de dispersión de London. Puente de hidrógeno.

Unidad 14: Estructura y enlaces en los sólidos.

Hábitos cristalinos. Celdas unitarias. Empaquetamiento compacto de esferas. Difracción de rayos X por los cristales. Defectos de los cristales. Sólidos moleculares. Sólidos por redes covalentes. Sólidos iónicos. Sólidos metálicos. Modelo de la nube electrónica. Modelo de los orbitales moleculares (teoría de bandas).

Unidad 15: Los elementos representativos. Hidrógeno y grupo 1A. Grupos 2A, 3A y 4A. Tendencias periódicas. Obtención. Propiedades. Usos.

Unidad 16: Los elementos representativos. Grupos 5A, 6A, 7A y 8A . Tendencias periódicas. Obtención. Propiedades. Usos.

Unidad 17: Metales de transición.

Tendencias periódicas. Configuraciones electrónicas. Estados de oxidación. Magnetismo de los metales de transición. Propiedades químicas.

Unidad 18: Compuestos de coordinación.

Estructura de los complejos. Cargas, números de coordinación y geometría. Quelatos. Nomenclatura. Isomería. Isomería estructural. Estéreo isomería. Velocidad de intercambio de ligandos. Color y magnetismo. Enlaces en los iones complejos. Modelo del electrón localizado. Teoría del campo cristalino. Orbitales moleculares.

BIBLIOGRAFIA:

- Química General. K.W. Whitten; K.D. Gailey; R.E. Davis. Mc Graw Hill Hispanoamericana de México.
- Química: La ciencia central. T. L. Brown; H. E. Lemay Jr. Prentice Hall Hispanoamericana.
- Problemas de química general. J. Ibarz Aznarez. Editorial Marín.
- Química Inorgánica. T. Moeller. Editorial Reverté.
- Cálculos químicos. W. Benson. Editorial Limusa-Wiley S.A.
- Química general superior. W Masterton; E. Slowinski; C. Stanistki. Mc Graw Hill Interamericana de México.
- Química General. R. Chang. Mc Graw Hill Interamericana de México.