

ASIGNATURA: Química General o Inorgánica I

CARRERA: 1) Licenciatura en Biología y Física

Códigos: 5038, y 5013 respectivamente, con carácter obligatorio

HORAS DE CLASE: A) Teóricas: 4 hs

B) Problemas: 4 hs

C) Laboratorio: 8 hs

D) Seminario - Total: 16 horas

ASIGNATURAS CORRELATIVAS: No tiene

PROGRAMA:

1) ESTRUCTURA ATOMICA: Breve reseña de los hechos científicos más importantes que llevaron al desarrollo de la teoría actual. Partículas elementales electrón, protón, neutrón, número atómico y másico. Nucleidos, isótopos, isóbaros. Modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr. Teoría cuántica. Principio de incertidumbre. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli. Orbitales atómicos. Configuraciones electrónicas. Principio de construcción ordenada de la tabla periódica. Clasificación de los elementos en función de sus configuraciones electrónicas. Ubicación de elementos en la tabla periódica.

2) UNIONES QUIMICAS: Propiedades periódicas. Radios atómicos. Energía de ionización. Energía de unión electrónica. Electronegatividad: escalas. Unión iónica. Energía reticular de los compuestos iónicos. Propiedades. Unión covalente. Orbitales moleculares. Sólidos covalentes, y cristales moleculares. Propiedades de los compuestos covalentes. Contribución iónica a la unión covalente. Momento dipolar. Hibridación. Unión metálica: propiedades uniones intermoleculares.

3) TERMODINAMICA I: Sistema. Clasificación. Estado de un sistema. Cambios de estado. Energía, propiedades, uniones. Calor y trabajo. Energía interna. Primer principio de la termodinámica. Funciones de estado. Calor a volumen constante y a presión constante. Capacidad calorífica y calor específico. Procesos isotérmicos, adiabáticos. Isobáricos. Experiencia de Joule. Procesos reversibles e irreversibles. Entalpía "standard". Relación entre C_p y C_v . Variación de C_p con la temperatura. Termoquímica. Calores de reacción. Entalpía de formación y de reacción. Calor de combustión. Calores de disolución. Cambios de fases y modificaciones alotrópicas. Leyes de la termodinámica: Lavoisier y Hess. Energía de enlace. Efecto de la temperatura sobre el calor de reacción: ecuación de Kirchhoff. Determinación experimental de los cambios entálpicos. Calorimetría.

TERMODINAMICA II: Procesos espontáneos y no espontáneos. Relación con la reversibilidad. Concepto de entropía. Segundo principio de la termodinámica. La entropía como criterio de espontaneidad. Energía libre de Gibbs. Trabajo útil. La energía libre como criterio de espontaneidad.

5) EQUILIBRIO DE FASES: Cambios de estados de agregación. Ecuación de Clapeyron-Clausius. Presión de vapor. Equilibrio sólido-líquido-vapor. Diagrama de fases de sustancias puras. Regla de las fases. Soluciones. Ley de Raoult. Ley de Henry. Soluciones ideales y no ideales. Propiedades coligativas.

6) EQUILIBRIO QUIMICO: Reversibilidad. Ley de acción de masas. Relación entre energía y constante de equilibrio. Cálculo de la variación de energía libre para una reacción química a partir de presiones o concentraciones. Expresión de la constante de equilibrio K_p , K_c . Principio de Le Chatelier. Equilibrio homogéneo gaseoso (con cambio y sin cambio en el número de moles). Equilibrio heterogéneo gas-sólido. Dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura. Ecuación de van't Hoff.

7) EQUILIBRIO IONICO: Electrolitos. Propiedades coligativas de electrolitos. Factor i de van't Hoff.

a) Equilibrio de solubilidad: solubilidad. Soluciones saturadas, sobresaturadas y no saturadas. Sólidos iónicos poco solubles en agua. Constante del producto de solubilidad. Mezcla de dos soluciones. Efecto de ion común. Separación de compuestos por precipitación.

b) Equilibrio ácido base: Teoría de ácidos y bases: Arrhenius y Bronsted. Ionización del agua. Producto iónico. Concepto de pH, pOH y pK. Escala pH. Fuerza de ácidos y bases. Cálculo de pH en soluciones de ácidos fuertes y de bases fuertes. Influencia de la concentración. Balances de masa y carga. Ácidos y bases débiles, K_a y K_b .

Ecuaciones generales y expresiones aproximadas. Influencia de la concentración en el grado de disociación. Sales. Concepto de "hidrólisis". Casos: Sal proveniente de AF/BF , AD/BF , AF/BD , AD/BD . Ecuaciones generales y aproximadas. Soluciones reguladoras de pH. Ecuación de Henderson-Hasselbach. Condiciones de validez. Aplicaciones de soluciones reguladoras. Ácidos polipróticos.

8) ELECTROQUIMICA: Reacciones óxido-reducción. Número de oxidación. Reacciones de ion electrón. Celdas electrolíticas. Leyes de Faraday. Celdas galvánicas. Energía libre y fuerza electromotriz. Ecuación de Nernst. Escalas de potenciales. Electrodo normal de hidrógeno. Cálculo de potenciales normales. Cálculo de constantes de equilibrio.

9) CINETICA QUIMICA: Velocidad de reacción. Orden de reacción. Molecularidad. Ecuaciones cinéticas. Constantes de velocidad. Métodos para determinar orden de reacción. Primer orden. Segundo orden. Ejemplos: Teoría de las velocidades de reacción. Energía de activación. Ecuación de Arrhenius. Teoría de colisiones. Teoría de complejo activado. Catálisis. Propiedades de los catalizadores. Catálisis homogénea y heterogénea. Enzimas.

10) QUIMICA NUCLEAR: Nucleido. Clases de nucleidos. Radiaciones radiactivas. Ley de desintegración radiactiva. Actividad. Período de semidesintegración. Formas de desintegración. Reacciones nucleares. Series radiactivas. Radiactividad artificial. Isótopos marcados y su aplicación.

11) ESTUDIO DE LOS GRUPOS PRINCIPALES DE LA TABLA PERIODICA: Hidrógeno: Obtención, propiedades, compuestos principales. Oxígeno: Obtención, propiedades, compuestos principales. Agua y agua oxigenada. Halógenos: estado natural, obtención, compuestos principales. Nitrógeno y fósforo: estado natural, obtención, compuestos principales. Gases nobles. Metales alcalinos: obtención, propiedades, compuestos principales. Metales alcalino-térreos: obtención, propiedades, compuestos principales. Aluminio, Estaño, Plomo: estado natural, obtención y propiedades. Metales de transición: estado natural, obtención y compuestos más importantes.

BIBLIOGRAFIA

Bibliografía General

- 1.- Brescia, Ahrens - Fundamentos de Química
- 2.- E. Mahan - Química Universitaria

Bibliografía especial

- 1.- J. Butler - Cálculos de pH y de solubilidad
- 2.- Could - Química Inorgánica
- 3.- Cotton, Wilkinson - Química Inorgánica Básica.

Firma Profesor:

Carlo Benitez
Lic. Marta Sileo

Lic, Carlos Benitez

Fecha:

Firma del Director:

Dr. ROBERTO J. FERNANDEZ
Director Interino
Dto. Qc a. Inorg. Anal. y Qc a.