

DEPARTAMENTO: Química Inorgánica, Analítica y Química Física

ASIGNATURA: Química General

CARRERA: Licenciatura en Ciencias Químicas ORIENTACION: Ciclo Básico

PLAN: 1982

CARACTER: Obligatoria

DURACION DE LA MATERIA: Cuatrimestral

HORAS DE CLASE: a) Teóricas 4 hs. b) Problemas 4 hs.
c) Laboratorio 9 hs. d) Seminarios - hs. e) Total 18hs.

ASIGNATURAS CORRELATIVAS: No tiene

PROGRAMA

- 1.- Termodinámica Química. Temperatura, Calor y trabajo. Definiciones, unidades, medición y convenciones. Equivalencia con otras formas de energía. Unidades. Sistema Internacional. Estado de un sistema y variables asociadas. Primer principio de la Termodinámica. Energía interna. Trabajo. Entalpía. Propiedades Termoquímica. Calor de reacción. Leyes de la Termoquímica. Aplicaciones. Cambios físicos y químicos. Cálculos. Calorimetría. Diagramas entálpicos, ciclos. Segundo principio de la Termodinámica. Reversibilidad. Entropía y desorden. Espontaneidad de los procesos. Energía libre. Estados de referencia. Tercer principio de la Termodinámica. Aplicaciones.
- 2.- Estados de agregación de la materia: Casos. Teoría cinética de los gases ideales. Curvas de distribución energética molecular. Influencia de la temperatura. Ecuación de estado. Gases reales. Ecuación de Vander Waals. Ecuaciones de virial. Efecto de Joule Thomson. Diagrama de Andrews. Estados críticos. Estados correspondientes. Líquidos. Presión de vapor. Concepto dinámico. Diagrama paf (T). Ecuación de Clausius Clapeyron. Sólidos cristalinos. Ordenamiento. celda unitaria, sistemas cristalinos. Cristales iónicos, covalentes y metálicos. Estado coloidal. Definiciones generales. Clasificación. Propiedades. Soles y geles.
- 3.- Disoluciones. Solubilidad, clases, diagramas. Propiedades y cálculos. Propiedades coligativas; descenso de la presión de vapor. Ascenso ebulloscópico, descenso crioscópico, presión osmótica. Ley de Raoult. Casos diversos. Sistemas ideales y no ideales. Solutos fijos normales en solventes volátiles. Determinación de pesos moleculares. Solutos fijos no normales, coeficiente de Van't Hoff. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry. Soluciones de líquidos en líquidos. Líquidos totalmente miscibles. Sistemas ideales y desviaciones. Destilación. Líquidos parcialmente miscibles, diagramas. Líquidos no miscibles, ejemplos. Equilibrio entre fases. Regla de las fases de Gibbs. Diagramas y ejemplos. Sistemas condensados. Equilibrio sólido-líquido. Eutecticos. Curvas de enfriamiento. Diagramas. Análisis Térmico.

- 4.- Cinética Química. Velocidad de reacción. Ecuación cinética. orden de reacción. Velocidad específica. Determinación del orden de una reacción. Reacciones de 1° y 2° orden. Teoría de colisiones. Coordenada de reacción energía de Activación. Teoría del complejo intermedio. Influencia de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Ecuación de Arrhenius. Catálisis. Ejemplos. Mecanismos. Fotoquímica, leyes.
- 5.- Equilibrio Químico. Reacciones reversibles. Concepto de equilibrio. Concepto de equilibrio dinámico. Ley de masas activas. Constantes de equilibrio. Distintas formas de expresión en función de las concentraciones y las presiones parciales. Equilibrios en sistemas homogéneos. Equilibrios simultáneos. Principio de Le Chatelier. Aplicaciones. Efecto de la presión y la temperatura sobre el equilibrio. Equilibrio y energía libre.
- 6.- Electroquímica. Electrólisis, leyes y su significado. Constante de Faraday. Resistencia eléctrica y conductancia de soluciones de electrolitos. Definiciones. Celdas de conductividad Conductividad específica y equivalente. Caso límite. Puente de medición. Clasificación de los electrolitos. Ley de dilución de Ostwald. Factor de Van't Hoff y grado de disociación. Ley de Kohlrausch. Teoría de la conductividad: electrolitos débiles. Movilidad de los iones. Número de transporte. Mediciones conductimétricas.
- 7.- Equilibrio iónico en solución. Ácidos y bases. Teorías de Arrhenius, Bronsted Lowry y de Lewis. Análisis comparativo de las mismas. Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua. Determinación de Kw. Ácidos y bases fuertes. Operador p--log. Aplicaciones: pH y pOH y escalas de acidez-alcalinidad. Neutralización. Ecuaciones iónicas. Balances de carga y masa. Ácidos y bases débiles. Constantes de ionización. Reglas de Pauling sobre fuerzas de ácidos. pH y grado de disociación electrolítica. Hidrólisis de sales. Casos diversos Soluciones reguladoras. Mecanismos de regulación. Cálculos. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Titulaciones ácido-base. Curvas de titulación. Cálculos.
- 8.- Pilas electroquímicas. Reacciones de oxidación-reducción. Hemi-reacciones. Método del ión electrón para balancear ecuaciones Diseños de pilas, circuitos y esquemas. Electrodo. Tipos. Electrodo de referencia. Sistemas dobles redox. Fuerza electromotriz de pilas. Medición. Método de oposición de Poggendorf. Potencial normal de un electrodo. Serie electromotriz, Convenciones. Ecuación de Nernst. Cálculo de la F.E.M. de pilas. Espontaneidad de las reacciones redox. Energía libre asociada. Determinación potenciométrica del pH. Cálculos.
- 9.- Estructura atómica. Modelo atómico. Antecedentes. Número atómico y número másico. Peso atómico. Isótopos e isóbaros. Estructura electrónica. Niveles de energía. Energía de ionización. Subniveles y orbitales atómicos. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli.
- 10.- Radioquímica. Radioactividad. Cinética de las desintegraciones nucleares. Leyes de desplazamiento. Series radioactivas. Partículas subatómicas. Núcleidos. Isómeros nucleares. Reacciones nucleares. Clasificación. Procesos nucleares de fusión y fisión.