

PROGRAMA ANALÍTICO QUÍMICA GENERAL

Plan: 2003

Bloque: Materias Básicas

Área: Complementarias

Nivel: Primero

Horas Semanales: 5

Horas Totales: 170

UNIDAD 1: SISTEMAS MATERIALES

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

UNIDAD 2: NOTACION – CANTIDAD DE MATERIA

Característica de los elementos: metales, no metales, anfóteros y gases nobles. Óxidos: ácidos, básicos, neutros, anfóteros. Nomenclatura. Ácidos: oxácidos e hidróxidos. Nomenclatura. Bases o hidróxidos. Nomenclatura. Sales: neutras, ácidas, básicas. Nomenclatura. Leyes gravimétricas de la materia. Ley de conservación de la materia de Lavoisier. Ley de la conservación de los elementos. Relación entre variación de masa y energía. Ley de las proporciones definidas de Proust. Ley de las proporciones múltiples de Dalton. Leyes de las combinaciones gaseosas de Gay Lussac. Teoría atómica de Dalton. Hipótesis de Avogadro. Átomos y moléculas. Atomicidad. Unidad de masa atómica. Masa atómica relativa y masa molecular relativa. Concepto de mol. Numero de Avogadro. Volumen molar de los gases en condiciones normales de presión y temperatura. Balance de las ecuaciones químicas. Estequiometría.

UNIDAD 3: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Antecedentes históricos. Partículas constitutivas de los átomos: electrones, protones y neutrones. Características de cada una. Numero atómico y de masa. Isótopo. 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, afinidad electrónica y electronegatividad.

UNIDAD 4: FUERZAS INTERMOLECULARES

Configuraciones electrónicas de menor energía. Cambios de energía asociados a la formación de enlaces. 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 hidrogeno. Hibridación de orbitales atómicos. Características de los enlaces covalentes. Electronegatividad. Polaridad del enlace covalente. Sólidos covalentes. Propiedades. Enlace metálico. Estructura de la red metálica. Características del enlace metálico. Fuerzas de Van der Waals. Dipolos transitorios y permanentes. Efectos orientativo e inductivo. Enlace por puente de hidrogeno. Condiciones necesarias para su formación. Compuestos moleculares. Propiedades.

UNIDAD 5: TERMODINAMICA QUIMICA

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: Ley de Lavoisier–Laplace y Ley de Hess. Su interpretación en base del primer principio. Calor de combustión y de neutralización. Poder calorífico superior e inferior de los combustibles.

UNIDAD 6: ESTADO DE AGREGACION DE LA MATERIA

Gases

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. Ecuación del virial. Isotermas de Andrews de un gas real. Licuación de los gases. Presión, temperatura, volumen y densidad críticos.

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 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. Red geométrica de puntos, redes planas y espaciales. Elementos de simetría. Celda unitaria: compuesta y primitiva. Ejes cristalográficos. Índices de Miller. Celdas de Bravais. Sistemas cristalinos. Empaquetamiento de esferas rígidas. Estructuras metálicas más comunes: cubica centrada en las caras, en el cuerpo y hexagonal compacta. Polimorfismo e isomorfismo, isotropía y anisotropía. Defectos cristalinos: omisión o vacancia, imperfecciones intersticiales y sustitucionales.

UNIDAD 7: SOLUCIONES

Solución: definición. Solutos y disolvente: convenciones para designarlos. Expresión de la concentración: unidades físicas y químicas. Soluciones de gases en sólidos. 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 electrolitos.

UNIDAD 8: CINETICA QUIMICA

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.

UNIDAD 9: EQUILIBRIO QUIMICO

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 Châtelier–Braun. Aplicaciones. Ecuación de Van’t Hoff. Producto iónico del agua, pH. Neutralización.

UNIDAD 10: ELECTROQUIMICA Y PILAS

Estado de oxidación. Reacciones redox. Ajuste de ecuaciones. Mecanismos de conducción eléctrica. Electrolitos. Teoría de Arrhenius. Equilibrio en solución acuosa. Electrolitos fuertes y débiles. Electrólisis de las soluciones acuosas y de sales fundidas. Leyes de la electrólisis. Significado físico de la constante de Faraday. Relación con la carga del electrón. Potenciales de reducción. Pilas. Calculo de la fem. 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. Clasificación: uniforme, en placas, por picado, Intergranular, bajo tensiones.

UNIDAD 11: INTRODUCCION A LA QUIMICA INORGANICA

Agrupamiento de los elementos de acuerdo con la tabla periódica. Metales alcalinos, alcalinos térreos y de transición: propiedades y obtención. Sustancias de importancia técnica y económica. No metales: gases nobles, semiconductores, halógenos. Propiedades y obtención. Sustancias de importancia técnica y económica. Elementos de la vida: hidrogeno, carbono, nitrógeno, oxígeno, fosforo, azufre. Propiedades y obtención. Sustancias de importancia técnica y económica.

UNIDAD 12: INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

Principales funciones. Reglas de nomenclatura. Isómeros. Hidrocarburos: alifáticos y aromáticos. Alcoholes. Fenoles. Aldehídos. Cetonas. Ácidos carboxílicos. Esteres. Compuestos nitrogenados: aminas, amidas y nitrilos. Aminoácidos. Sustancias de importancia biológica: lípidos, glúcidos, prótidos, vitaminas.

UNIDAD 13: INTRODUCCION AL ESTUDIO DEL PROBLEMA DE RESIDUOS Y EFLUENTES

Clasificación de contaminantes. Efluentes sólidos, líquidos y gaseosos. Métodos de tratamiento. Almacenamiento de materiales peligrosos. Leyes regulatorias nacionales y provinciales.