

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA I. - Curso I (Para Químicos y Geólogos). - 1977.

Programa de estudios.

- 1.- Mecanismos Fundamentales. Sistemas materiales. Elementos. Símbolos. Modificaciones de los sistemas. Leyes de combinación, ponderales y volumétricas. Teoría atómico-molecular. Mol, volumen molar, número de Avogadro. Peso atómico y molecular. Valencia. Fórmulas. Nomenclatura. Reacciones químicas y estequiométricas. Determinación de coeficientes. Método algebraico. Cálculos. Introducción a la Clasificación Periódica de los Elementos.
- 2.- Termodinámica química. Temperatura. Calor y trabajo: definiciones, unidades, medición, y convenciones. Equivalencia entre calor y trabajo y otras formas de energía. Unidades. Sistema internacional. Estado de un sistema y variables que lo definen. Primer principio de la Termodinámica. Convenciones. Funciones termodinámicas: energía interna y entalpía. Propiedades. Leyes de la Termoquímica. Aplicaciones. Calor de reacción. Cambios físicos y químicos. Cálculos. Diagramas entálpicos, ciclos. Segundo principio de la Termodinámica. Reversibilidad. Entropía y desorden. Espontaneidad de un proceso. Energía libre. Estados de referencia. Tercer principio de la Termodinámica.
- 3.- Estados de agregación de la materia. Gases. Teoría cinética de los gases ideales. Curvas de distribución energética molecular. Influencia de la temperatura. Ecuaciones de estado. Gases reales. Ecuación de Van der Waals. Ecuaciones de virial. Diagramas de Andrews. Estados críticos. Estados correspondientes. Líquidos. Presión de vapor. Concepto Dinámico. Diagrama p-f(T). Ecuación de Clausius Clapeyron. Sólidos cristalinos. Ordenamiento, celda unitaria, sistemas cristalinos. Estado coloidal. Definiciones generales. Clasificación. Propiedades. Solos, geles.
- 4.- Disoluciones. Solubilidad, clases, diagramas de solubilidad. 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 disolventes volátiles. Leyes de concentración. 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. Diagramas. Desviaciones de la idealidad. Destilación. Líquidos parcialmente miscibles, diagramas. Líquidos no miscibles. Ejemplos. Equilibrio entre fases. Regla de las fases de Gibbs. Diagramas y ejemplos. Sistemas condensados. Eutécticos. Curvas de enfriamiento. Diagramas y análisis térmico.
- 5.- Cinética Química. Velocidad de reacción. Ecuación cinética, orden de reacción, velocidad específica. Semiperíodo. Factores que afectan la velocidad de reacción. Molecularidad de las reacciones. Teoría de las colisiones. Coordenada de reacción. Teoría del complejo intermedio activado. Energía de activación. Influencia de la temperatura sobre la velocidad de una reacción. Ecuación de Arrhenius. Catálisis. Ejemplos y mecanismos.
- 6.- Equilibrio químico. Reacciones reversibles. Concepto de equilibrio dinámico. Ley de las masas activas (Guldberg y Waage). Constantes de equilibrio en función de concentraciones y presiones parciales. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Equilibrios simultáneos, ejemplos. Principio de Le Chatelier. Aplicaciones.

[Handwritten initials]

Rustan C. Mural

[Handwritten initials]

ciones. Efectos de la presión y la temperatura sobre el equilibrio. Equilibrio y energía libre.

- 7.- Electroquímica. Electrólisis, leyes de Faraday. Constante de Faraday. Interpretación. Resistencia eléctrica y conductancia de soluciones electrolíticas. 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. Leyes de Kohlrausch. Teoría de la conductividad: electrolitos débiles. Movilidad de los iones. N° de transporte. Mediciones conductimétricas.
- 8.- Equilibrio iónico en soluciones. Ácidos y bases. Teorías de Arrhenius, Brønsted-Lowry y de Lewis. Análisis de las mismas. Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua. Determinación de K_w . Ácidos y bases fuertes. Operador p -log. Aplicaciones: pH, pOH y escalas de acidez-alcalinidad. Neutralización. Ecuaciones iónicas. Ácidos y bases débiles. Sus constantes de ionización. Reglas de Pauling sobre fuerzas de ácidos. pH y grado de disociación electrolítica. Hidrólisis de sales. Casos diversos. Soluciones reguladoras. Mecanismo de regulación. Cálculos. Producto de solubilidad, efecto de ión común. Titulaciones ácido-base. Curvas de titulación. Cálculos.
- 9.- Pilas electroquímicas. Reacciones de oxidación-reducción. Hemirreacciones. Equilibrio y constante redox. Método del ión electrón para balancear ecuaciones redox. Diseño de pilas, circuitos y esquemas. Electrodo, diferentes clases. Sistemas dobles redox. Reacciones. Fuerza electromotriz de pilas. Medición. Método de oposición de Poggendorf. Potencial normal de un electrodo. Serie electromotriz. Convenciones. Ecuación de Nernst. Cálculo de P.E.M. de pilas, espontaneidad de las reacciones redox. Energía libre asociada. Determinación potenciométrica del pH. Cálculos y ejercicios.
- 10.- Estructura atómica. Modelo atómico actual. 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.
- 11.- Radioquímica. Radioactividad. Cinética de la desintegración nuclear. Leyes del desplazamiento. Series radioactivas. Partículas subatómicas. Nucleidos. Isómeros nucleares. Reacciones nucleares. Clasificación. Relación entre masa y energía. Procesos nucleares de fusión y fisión. Aplicaciones.

[Handwritten signature]

[Handwritten signature]

[Handwritten signature]