

QUÍMICA GENERAL e INORGÁNICA I

PROGRAMA AÑO 1971

- 1.- Contenido del curso. Bibliografía. Revisión sobre sistemas materiales, transformaciones físicas y químicas, leyes de combinación de los elementos, teoría atómico-molecular; mol, volumen molar, peso atómico, átomo-grupo, número de valencia. Método de las variaciones continuas. Fórmula nomenclatura elemental. Introducción a la Clasificación Periódica de la IUPAC. Regla de Abegg. Reacciones químicas: ácido-base, complejos, óxido-reducción. Ecuaciones. Método algebraico. Electronegatividad.
- 2.- Energía de las reacciones químicas: Convenciones. Termodinámica. Calor de reacción y entalpía. Leyes de Lavoisier y Laplace, y de Hess. Primer principio de la termodinámica. Calor y trabajo: unidades, equivalencias. Energía de unión. Diagrama entálpico. Ley de
- 3.- Estructura atómica: Hechos experimentales que fundamentan las teorías actuales: electrostática (Ley de Faraday), descarga en gases, espectros químicos. Rayos catódicos: carga del electrón. Rayos X: ley de Moseley. Número atómico. Modelos atómicos: Bohr. Niveles de energía atómicos. Estructura electrónica en la Clasificación Periódica. Número de masa y peso atómico. ENERGÍA Energía de ionización. Subniveles y orbitales, números cuánticos. Principio de Pauli. Orbitales s, p, d, y f. Regla de Hund. Concepto de hibridación. Núclidos. Isótopos, Isóbaros. Radios atómicos e iónicos.
- 4.- Uniones químicas: clases fundamentales: iónicas, covalentes, metálicas. Regla del octeto: sus limitaciones. Expansión de octeto, pares solitarios y electrones no apareados. Partículas (especies) químicas: átomos, moléculas, iones, radicales. Orientaciones de uniones en el espacio. Características de los compuestos con cada tipo de unión. Relaciones de electronegatividad y potencial iónico.
- 5.- Estados de agregación de la materia: Gases. Revisión de sus propiedades físicas, leyes de Boyle y Mariotte, y de Gay Lussac. Difusión. Presiones parciales. Ley general. Ecuación de Van der Waals: curvas de Van der Waals. Condiciones críticas. Modelo cinético, teoría cinética aplicada a los estados gaseosos, líquido y sólido. Distribuciones de energía en función de la temperatura. Presión de vapor: equilibrio dinámico. Cristales: iónicos, covalentes y metálicos. Relaciones de estructura cristalina.

- 6.- Soluciones: Solubilidad: clases, diagramas. Soluciones de líquidos en líquidos. Destilación. Extracción. Propiedades coligativas: ley de Raoult. Sistemas ideales y no ideales. Solutos volátiles y no volátiles. Ley de Henry. Presión osmótica y ascenso capilar. Presión osmótica. Determinación de pesos moleculares. Factor i de Vant'Hoff: electrolitos, grado de disociación iónica.
- 7.- Equilibrio químico: Concepto de equilibrio dinámico. Ejemplo del $I_2 + 2H_2 \rightleftharpoons 2HI$. Ley de acción de las concentraciones (masas activas). Constantes de equilibrio: interpretación. Principio de Le Chatelier: aplicación a diferentes clases de equilibrio. Equilibrio heterogéneo. Regla de las fases. Diagramas: interpretación: casos del agua y del amoníaco. Curvas de enfriamiento: soluciones: aleaciones.
- 8.- Equilibrio de electrolitos: Ácidos y bases. Teoría de Arrhenius y Brønsted. Noción de la teoría de Lewis. Pares correspondientes: partículas y clases de hemirreacciones: a/b, complejos, redox. Equilibrio ácido-base. Producto iónico del agua: pH. Cálculo en sistemas simples. Reguladores de pH (buffers). Hemirreacciones a/b en que interviene el agua: hidrólisis. Equilibrio de sales poco solubles: productos de solubilidad. Equilibrios combinados.
- 9.- Pilas: Pilas y electroanálisis: ánodo y cátodo. Reacciones redox reversibles: diseño de pilas. Hemirreacciones: constante de equilibrio redox. Método del ión-electrón. Potenciales normales: escala. Ecuación de Nernst: significado de los términos. Clases de electrodos. Determinación potenciométrica del pH. Aplicación elemental al cálculo de pilas y espontaneidad en las reacciones. Conductividad: medición. Conductividad específica y equivalente: leyes de Kohlrausch. Teoría de la conductividad: electrolitos débiles, nociones sobre electrolitos fuertes.
- 10.- Cinética química: Velocidad de reacción. Orden y molecularidad. Teoría de las colisiones. Estudio de las reacciones químicas: coordenada de reacción. Concepto de energía libre y de entropía. Energía de activación: teoría del complejo intermedio. Nociones sobre mecanismos de reacción. Referencias a la fotoquímica y a la fotografía. Adsorción: isothermas de Freundlich y de Langmuir. Sistemas coloidales.
- 11.- Estudio de elementos y compuestos: Hidrógeno. Conceptos de electronegatividad y potencial iónico. Agua: estructura y propiedades. Polaridad de las moléculas. Intercambio iónico: desionización del agua. Elementos representativos (no metálicos): gases inertes, halógenos, calcógenos, nitrógeno, fósforo y arsénico; carbono y silicio, boro. Sistemas cristalinos: celda unitaria. Rocas y minerales. Estructura de los silicatos.
- 12.- Metales: Estructura y unión metálica. Operaciones y procesos básicos de metalurgia: reducción. Elementos representativos: metales alcalinos, alcalinotérreos, y aluminio. Metales relacionados: noción elemental sobre estructura de complejos y su equilibrio iónico. Referencia a metales similares: lantánidos actínidos. Nociones de magnetometría y radioquímica. Metales: partículas elementales. Series de desintegración.