

12 Q.
1970

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÁNICA
ANALÍTICA Y QUÍMICA FÍSICA

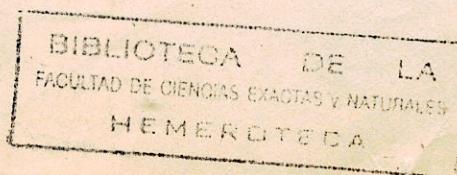
CATEDRA de QUÍMICA GENERAL o
INORGÁNICA I.

1970/

1. QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA I.

(Introducción a la Química)

- 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-gramo, número de valencia. Método de las variaciones continuas. Fórmulas: nomenclatura elemental. Introducción a la Clasificación Periódica de Mendeleev: regla de Abegg. Reacciones químicas: ácido-base, complejos, óxido-reducción. Ecuaciones: método algebraico. Estequiometría.
- 2.- Energía de las reacciones químicas:.- Convenciones. Termoquímica. Calor de reacción y entalpía. Leyes de Lavoisier y Laplace, y de Hess. Primer principio de la termodinámica. Calor y trabajo: unidades, equivalencia. Energías de unión. Diagrama entálpico. Ley de Dulong y Petit.
- 3.- Estructura atómica:.- Hechos experimentales que fundamentan las teorías actuales: electrólisis (leyes de Faraday), descarga en gases, espectroquímica. Rayos catódicos: carga del electrón. Rayos X: ley de Moseley. Número atómico. Modelos atómicos: Rutherford. Niveles de energía y estructura electrónica, en la Clasificación Periódica. Número de masa y peso atómico. Energía de ionización. Subniveles y orbitalos: números cuánticos, principio de Pauli, Orbitales s, p, d y f. Regla de Hund. Concepto de hibridación. Nuclidos, Isótopos, Isóbaros. Radios atómicos e iónicos.
- 4.- Uniones químicas:.- Clases fundamentales: iónica, covalente, metálica. Regla del octeto; sus limitaciones. Expansión del octeto, pares electrónicos 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. Noción sobre 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 Andrews. 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. Noción 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. Descenso crioscópico y ascenso ebullioscópico. Presión osmótica. Determinación de pesos moleculares. Factor i de Vant Hoff: electrolitos, grado de dissociación iónica.
- 7.- Equilibrio químico:.- Concepto de equilibrio dinámico. Ejemplo del $I_2 + H_2 \rightleftharpoons 2HI$. 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 azufre. Curvas de enfriamiento: soluciones; aleaciones.

- 8.- Equilibrio de electrolitos: - Ácidos y bases. Teorías de Arrhenius y Bronsted. 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). Reacciones a/b en que interviene el agua: hidrólisis. Equilibrio de sales poco solubles: producto de solubilidad. Equilibrios combinados.
- Método*
- 9.- Pilas: - Pilas y electrólisis: 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 específica y equivalente: leyes de Kohlrausch. Teoría de la conductividad: electrolitos débiles, noción sobre electrolitos fuertes.
- 10.- Cinética química: - Velocidad de reacción. Orden y molecularidad, Teoría de las colisiones. Estudio de las reacciones químicas: coordenadas de reacción. Concepto de energía libre y de entropía. Energía de activación: teoría del complejo intermedio. Noción sobre mecanismos de reacción. Referencias a la fotoquímica y a la fotografía. Adsorción: isotermas 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 metales: gases inertes, halógenos, cloígenos, 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 alcalino-térreos, y aluminio. Metales relacionados: noción elemental sobre estructura de complejos y su equilibrio iónico. Referencia a metales similares: lantánicos y actínicos. Noción de magnetoquímica y radioquímica. Núcleo: partículas elementales. Series de desintegración.

