

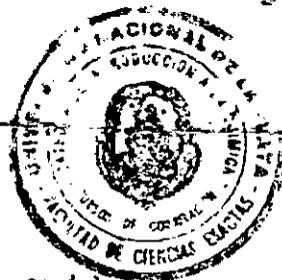
VIGENTE DESDE 1973 HASTA 1985

INTRODUCCION A LA QUIMICA
CATEDRA CURSO DE CORRELACION



- 1.- Sistemas materiales. Materia. Propiedades de la materia. Sistema homogéneos y heterogéneos: fases. Mezclas. Soluciones. Cuerpos puros. Sustancias. Elementos. Símbolos. Transformaciones físicas y químicas.
Relaciones cuantitativas en los cambios químicos: Masa y energía; transformaciones. Conservación de la masa y la energía. Leyes de las combinaciones químicas. Teoría atómica-molecular de Dalton. Peso atómico relativo. Molécula. Ley de Avogadro. Concepto del mol. Estequiometría. Nomenclatura. La ecuación química.
- 2.- La estructura de la materia. Naturaleza eléctrica de la materia. Descargas en gases enrarecidos. Efecto fotoeléctrico. Efecto termiónico. Radiactividad. Rayos X. Carga del electrón.
El átomo nuclear. Modelo de Rutherford. Nucleones. Número másico-número atómico-isótopos. Nociones sobre transformaciones nucleares.
El átomo de Bohr. Radiación electromagnética. Espectros atómicos. La teoría cuántica. Interpretación de los espectros atómicos. Energía de ionización. Principio de incertidumbre. Dualidad partícula-onda. Nociones de mecánica ondulatoria. Orbitales electrónicos. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli. Reglas de Hund. Átomos polieletrónicos. Configuraciones electrónicas de los elementos. Sistema periódico. Leyes de Moseley y Mendeleef.-
- 3.- El enlace químico. Primeras nociones. Teoría de Lewis de la unión química o iónica-covalente y covalente coordinadas.
Enlace iónico: factores que lo determinan. Energía de la red cristalina, potencial y reticular. Formación de cristales iónicos. Relación de radios y número de coordinación cristalino. Propiedades físicas de compuestos iónicos. Nociones de electrólisis en sales fundidas y en solución acuosa. Concepto de óxido-reducción. Número de oxidación.
Enlace covalente: Energía, longitud y ángulo de enlace. Enlaces covalentes más sencillos. Orbitales atómicos y moleculares. Sigma y Pi. Enlazantes y antienlazantes. La geometría molecular. Hibridización de orbitales. Polaridad de enlace. Momento dipolar. Enlaces múltiples. Electronegatividad.
El modelo de orbital molecular. Moléculas diatómicas homonucleares y heteronucleares. Uniones deslocalizadas. Energía de resonancia. Unión metálica. Puente de hidrógeno. Fuerzas de van der Waals y atracciones ión-dipolo y dipolo-dipolo.
- 4.- Estados de agregación de la materia. Naturaleza de los gases, líquidos y sólidos. Las leyes de los gases. Ley de Boyle. Ley de Gay Lussac. La ecuación del gas ideal. Ley de las presiones parciales de Dalton. Ley de difusión de Graham. La teoría cinética de los gases. Capacidades caloríficas. Estados de mayor densidad:
Cases reales. Ecuación de estado de van der Waals. Licuación. Propiedades generales de los líquidos. Presión de vapor. Concepto de equilibrio. Vaporización. Ebullición. Entalpía de vaporización. Ecuación de Clapeyron.
Equilibrios de fases en los cambios de estado. Principio de Le Chatelier. Punto triple. Temperatura crítica.
El estado cristalino. Propiedades macroscópicas. Tipos de sólidos. Los rayos X y la estructura cristalina. Isomorfismo. Defectos cristalino. Calor específico.

Boat



F3/3

- oxigenada. Preparación. Propiedades oxidantes y reductoras. Peroxidos y superóxidos. Aplicaciones.
- 14.- Los metales alcalinos y alcalino térreos. Los elementos. Propiedades. Obtención. Compuestos. Usos.-
- 15.- Elementos del grupo III. Boro y aluminio. Propiedades. Estado natural. Obtención. Compuestos. Usos.-
- 16.- Elementos del grupo VII. Halógenos. Los elementos. Compuestos. Estado natural, preparación, propiedades. Aplicaciones.-
- 17.- Elementos del grupo VI. Azufre. Estado natural. Propiedades. Compuestos. Aplicaciones.
- 18.- Elementos del grupo V. Nitrógeno y fósforo. Propiedades. Estado natural. Compuestos y aplicaciones.-
- 19.- Elementos del grupo IV. Carbono y silicio. Propiedades. Estado natural. Compuestos. Aplicaciones.-
- 20.- Elementos de transición. Propiedades generales. Metalurgia. Compuestos. Usos.- Química de coordinación; complejos.-
- 21.- Los metales nobles. Cobre, plata, oro, cinc, cadmio, y mercurio.-

-o-o-o-o-

BIBLIOGRAFIA:

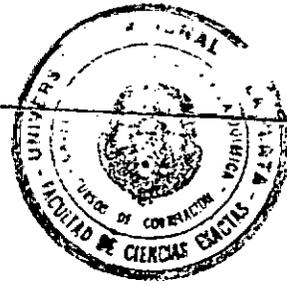
Libro de texto: Mahan, B.H. "Química, Curso Universitario. Fondo Educativo Sudamericano, S.A., 1977.-

- SIENKO, M.J., PLANE, R.A. : "Química Teórica y Descriptiva", Edit. Aguilar (1970).-
- GRAY, H. HAIGHT, B., : "Principios Básicos de Química". Edit. Reverte, (1979).-
- BAGGIO, BLESIA, FERNANDEZ, : "Química Inorgánica", Ed. Ateneo, (1976).-
- BRADY, J.E., HAMILTON, G.E., "General Chemistry. Principles and Structure, J. Wiley (1978).-
- MASTERTON, W.I. y SLOWINSKI, E.J., "Química General Superior". Editorial Interamericana S.A., (1968).-
- BRESCIA, F. ARENTS J. MEISLICH, H., TURK, A., "Fundamentos de Química", Co. Editorial Continental, S.A. (1969).-

-o-o-o-o-



Grant
Dr. Irma Liz Botto
Prof. titular
Introd. a la Química
Area Correlación
F.C.E.



F2/3

2.-

5.- Formación de compuestos binarios. Clasificación periódica y uniones químicas. Oxidos. Hidruros y halogenuros.- Primeras nociones de ácidos, bases y sales. Neutralización. Nomenclatura.

Estructura del agua y reacciones en solución acuosa. Energía de solvatación. Reacciones de óxido-reducción. Equivalente de óxido-reducción. Ecuaciones redox.

6.- Elementos de termodinámica. Sistemas-estados y funciones de estado. Trabajo y calor.

La primera ley de la termodinámica. Energía interna y entalpía. Estados estándar.

Termoquímica. Leyes de termoquímica. Aplicaciones.

Nociones del segundo principio. Procesos reversibles e irreversibles. Transformaciones espontáneas. Entropía y energía libre.

7.- Soluciones. Distintos tipos de soluciones. Expresión de la concentración. Solubilidad. Entalpía de solubilidad. Ley de Henry. Teoría de las soluciones diluidas. Ley de Raoult. Soluciones ideales. Curvas de equilibrio líquido-vapor. Mezclas azeotrópicas. Destilación. Ebulloscopía y crioscopía. Osmosis y presión osmótica. Propiedades coligativas de soluciones electrolíticas. Grado de disociación. Factor "i" de van't Hoff.

8.- Equilibrio químico. La naturaleza del equilibrio químico. Constante de equilibrio. Efectos externos sobre los equilibrios. Relación entre K_c y K_p . La energía libre y la constante de equilibrio. Isoterma de van't Hoff.

Variación de la constante con la temperatura. Aplicaciones.

9.- Equilibrios heterogéneos. Ley de distribución o reparto. Ley de las fases. Diagramas de equilibrio de fases en sistemas de uno y dos componentes.

Destilación. Soluciones sólidas y mezclas eutécticas.

Química de superficies. Adsorción. Noción de estado coloidal.-

10.- Equilibrios iónicos en solución. Nociones de ácidos y bases. Definiciones de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis.- Influencia del solvente. Ácidos y bases fuertes. Constantes de disociación. Factores que influyen en la fuerza de los ácidos. Autoionización del agua, producto iónico del agua pH y pOH , determinación, cálculo y aplicaciones.

Ácidos y bases débiles. Soluciones reguladoras. Indicadores. Hidrólisis- K_h y grado de hidrólisis.

Producto de solubilidad-efecto del ión común, iones complejos y solubilidad.

11.- Electroquímica. Conducción electrolítica. Pilas voltaicas y celdas electrolíticas. Reacciones de electrodos. Leyes de Faraday. Número de transporte. Conducción electrolítica. Potencial de electrodo. Potencial normal de electrodo. Ecuación de Nernst. Espontaneidad de reacciones redox. Pila de concentración. E^0 y K . Descarga de iones. Aplicaciones.

12.- Cinética química. Velocidad de reacción. Molecularidad y orden de reacción. Influencia de la temperatura. Energía de activación. Catálisis. Nociones de fotoquímica.-

13.- El hidrógeno. Estado natural y obtención. Propiedades del elemento. Compuesto del hidrógeno. Gases nobles.

El oxígeno. Estado natural y obtención. Propiedades. Compuestos.

Agua. Propiedades física y químicas. Purificación. Agua

Handwritten signature