

17 Q I
1983
dupl.

DEPARTAMENTO: Química Inorgánica, Analítica y Química Física

ASIGNATURA: Química General e Inorgánica I "B"

CARRERAS: Licenciatura en Biología, Física y Meteorología
ORIENTACION:
PLAN:

CARACTER: Obligatoria

DURACION: Cuatrimestral

HORAS DE CLASE: a) Teóricas 6 hs. b) Problemas 4 hs. c) Laboratorio 8 hs.
(Semanales) d) Seminario - hs. e) Totales: 18 hs.

ASIGNATURAS CORRELATIVAS: No tiene

PROGRAMA

- 1.- Estructura atómica - partículas elementales: electrón, protón y neutrón - número atómico y másico - nucleidos, isótopos, isóbaros e isótonos - separación de isótopos - concepto de mol y de átomo gramo - escalas de pesos atómicos - modelos atómicos de Rutherford y Born - niveles de energía - modelo de Schrodinger - números cuánticos y orbitales - principio de construcción ordenada de la tabla periódica.-
- 2.- Uniones químicas - enlace covalente, iónico y metálico: características. Energía de enlace - radio covalente e iónico - potencial iónico - concepto de electronegatividad, afinidad electrónica y energía de ionización - energía reticular - ciclo de Born-Haber - regla de octeto - hibridización - otros tipos de uniones - sólidos cristalinos.-
- 3.- Primer principio de la termodinámica - calor y trabajo - calor específico - unidades - funciones de estado. Calor de reacción (a presión y volumen constante).- Ley de Hess. Trabajo eléctrico. Pilas y acumuladores. Energía interna. Primer principio de la termodinámica. Entalpía de formación - Determinaciones experimental de los cambios entálpicos. Calor de combustión.-
- 4.- Segundo principio de la termodinámica. Energía libre y entropía. Energía libre standard. Energía libre de formación. Criterios de espontaneidad. Transformaciones reversibles e irreversibles. Tercer principio de la termodinámica.-
- 5.- Equilibrio químico - principio de Le Chatelier - equilibrios homogéneos - heterogéneos y sucesivos - expresión de la constante de equilibrio: K_p , K_c , $(K_x \text{ y } K_n)$ - equilibrio en solución - complejos: concepto; número de coordinación - nomenclatura - Isomerías: constante de equilibrio y energía libre - Dependencia de la constante de equilibrio con T.-
- 6.- Equilibrio ácido base - disociación del agua - noción de pH - ácidos fuertes y débiles, bases fuertes y débiles: pK - balance de carga y masa, principio de electroneutralidad - hidrólisis de sales - sistemas Buffer polietrolitos - teoría de Brønsted.-
- 7.- Sistemas redox - Número de oxidación. Reacciones de oxidación-reducción. Dismutación. Método del ion-electron.- Equivalente redox - Electrolisis - Celdas galvánicas - Potenciales de electrodos - Medición - Escala de Nernst - Predicción de reacciones de combustibles.-

RP

RODRIGUEZ PAZQUEZ

- 8.- Cambios de estado - Diagrama de fases del agua - Ecuación de Clausius-Clapeyron - equilibrio sólido. Propiedades críticas - propiedades coligativas - Ley de Raoult - descenso crioscópico, ascenso ebulloscópico presión de vapor y presión osmótica - Ósmosis y difusión - Ley de Henry - Factor de Van't Hoff.-
- 9.- Cinética química - velocidad de reacción - orden de reacción - reacciones sucesivas - reacciones acopladas energía de activación - complejo activado-catalisis.-
- 10.- Radioactividad - formas de desintegración - ley de desintegración - vida media y tiempo de vida media - series radioactivas - radioactividad artificial; isótopos marcados y su aplicación - detección de radiación reacciones nucleares.-
- 11.- Estudio de los elementos: Metales: Hidrógeno: Preparación - Compuestos binarios del hidrógeno. Oxígenos: compuestos binarios - Agua y Agua oxigenada - Halógenos: estado natural - preparación - haluros - óxidos oxoácidos. Aplicaciones - carbono - silicio - azufre - hidrógeno y fósforo - estado natural - preparación - hidruros - óxidos y oxoácidos. - gases nobles.-
- 12.- Metales: Grupos IA y IIA: Estado natural - preparación - soda solvay - Óxidos - peróxidos - hidroxidos - aplicaciones.-
Aluminios: estado natural - obtención - Propiedades - sulfateriano - hierro - plomo - estaño - manganeso - cromo - cobre - estado natural - Obtención - óxidos y compuestos mas importantes. Aplicaciones.-

BIBLIOGRAFIA

- 1.- S. Glasstone - Elementos de Física atómica.
- 2.- B. Mahan - Química Universitaria
- 3.- A.H. Guerrero - L. Bertolli - Naturaleza de Química Inorgánica (Frontera Universitaria Argentina)
- 4.- G. Millard, D. Golberg - Química (Fondo Educativo Interamericano).
- 5.- H. Gray, G. Knight - Principios Básicos de Química (Novarte).
- 6.- D. Andrews, R. Kokes - Química Fundamental (Linnus).
- 7.- E. Cartmell, G. Fowles - Valencia y Estructura Molecular.
- 8.- Miller, Herbert - Principios de Química (Friedla).
- 9.- Brasche, Abramo - Fundamentos de Química.
- 10.- J. Butler - Efectos de pH y de solubilidad.
- 11.- R. Heslop, H. Robinson - Química Inorgánica.
- 12.- K.H. Mac Kay, R. Mac Kay - Introducción a la Química Inorgánica Moderna (Novarte).
- 13.- B. Sherwin, G. Weston - Química de los elementos no metálicos (El Alhambra)
- 14.- B. Mahan - Termodinámica Química Elemental.

Firma del Profesor:

Aclaración de Firma Dr. F. Calarco

Fecha: Marzo de 1983.

Firma del Director: