



Planificaciones

6313 - Química Inorgánica

Docente responsable: JACOBO SILVIA ELENA

OBJETIVOS

Desarrollar en el alumno capacidad para: Interpretar las relaciones entre la estructura y las propiedades de las sustancias inorgánicas. Aplicar conceptos de termodinámica, cinética y equilibrio químico a procesos de importancia industrial. Adquirir nociones del desarrollo de los hechos experimentales que contribuyeron al modelo atómico actual. Relacionar cambios químicos con hechos corrientes. Vincular las reacciones químicas con cambios de energía. Interpretar el carácter dinámico de procesos químicos y físico-químicos. Acceder a la bibliografía química para obtener información sobre un tema propuesto.

CONTENIDOS MÍNIMOS

-

PROGRAMA SINTÉTICO

- 1) Modelo atómico actual. Tabla periódica.
- 2) Enlace químico
- 3) Sólidos cristalinos inorgánicos
- 4) Química de los elementos representativos (I)
- 5) Química de los elementos de transición
- 6) Procesos metalúrgicos básicos.

PROGRAMA ANALÍTICO

Q-02 Química inorgánica (63.13) Año 2017
Correlativas: Química I (Q-01)-63.02

Unidad I: Estructura atómica. Origen de los elementos. Reacciones nucleares y nucleosíntesis. Principios de mecánica cuántica: principio de incertidumbre de Heisenberg, dualidad onda-partícula, cuantización de la energía. Ecuación de Schrödinger, los números cuánticos, energías permitidas de un átomo hidrogenoide, diagrama de niveles energéticos. Funciones de onda hidrogenoides. Significado físico de la función de onda. Funciones de onda tipo s y tipo p. Niveles de energía en especies polielectrónicas. Concepto de carga nuclear efectiva.

Fundamentos de espectroscopía atómica: transiciones entre niveles energéticos. Espectroscopía atómica. Información que se extrae del uso de las espectroscopías infrarroja, electrónica, fotoelectrónica y de resonancia magnética nuclear.

Penetración y apantallamiento. Principio de exclusión de Pauli, reglas de Hund, estados electrónicos fundamentales. Estructura general de la Tabla Periódica. Energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico. Principio de singularidad, efecto del par inerte. Propiedades atómicas periódicas relacionadas con la carga nuclear efectiva. Regularidades en las configuraciones electrónicas.

Unidad II: Estructura molecular.

Enlace químico según principios electrostáticos simples; fórmulas de Lewis; regla del octeto y sus limitaciones. Reglas para escribir estructuras de Lewis. Concepto de carga formal asociada a un átomo. Concepto de resonancia.

Interpretación del enlace en las moléculas mediante los orbitales atómicos: modelo de uniones de valencia, hibridación y geometrías. Orbitales híbridos: tipo sp, sp² y sp³. Energía de los orbitales híbridos. Descripción de la estructura electrónica y espacial de enlaces; enlaces simples y múltiples. Propiedades de los enlaces: longitudes de enlace, Energías de enlace, polaridad de un enlace.

Teoría de los orbitales moleculares. Orbitales moleculares de dihidrógeno, la integral de solapamiento, estructura y simetría de los orbitales moleculares, representación esquemática de los mismos. Niveles energéticos. Aplicación a moléculas diatómicas homo y heteronucleares del segundo período. Breve mención a moléculas y especies poliatómicas. Orden y parámetros de enlace. Ejemplos de aplicación. Caso particular del HF y del CO.

Fuerzas intermoleculares. Enlace por puente hidrógeno.

Unidad III: Sólidos cristalinos inorgánicos.

El estado sólido. Tipos de sólidos: moleculares, iónicos, covalentes, metálicos. Redes cristalinas: detalle de estructuras cúbicas. Redes de Bravais. Estructuras cristalinas típicas para compuestos de estequiometría AC, A₂C y A₃C; uso del modelo de los empaquetamientos compactos de esferas.

Sólidos iónicos: Modelos para el enlace iónico: Energía reticular; aplicaciones termoquímicas. Ciclos de Born-Haber. Corrección por carácter covalente; concepto de polarización.

Sólidos metálicos. El enlace metálico: breve descripción del modelo de bandas; conductores, semi-conductores y aisladores.

Ejemplos de diferentes sólidos inorgánicos.

Unidad IV: Química de los elementos representativos (bloque s-p)

Estructura electrónica y reactividad de los elementos que forman los grupos 1-2 (hidrógeno y alcalinotérreos) y 13-18 (B, C, N, O, F, Ne y congéneres). Estado natural, obtención, propiedades, usos y aplicaciones de los elementos y de sus principales compuestos. Hidruros, carburos y nitruros.

Unidad V: Química de los elementos de los grupos 3-12 (bloque d-f)

Propiedades de los elementos de transición, lantánidos y actínidos.

Unidad VI: Compuestos de coordinación.

Teoría clásica de la coordinación de Werner. Nomenclatura de los compuestos de coordinación, tipos de ligandos. Isomería de los compuestos de coordinación: estructural y geométrica. Modelos de enlace: uniones de valencia y modelo del campo cristalino. Estabilidad en compuestos de coordinación. Reacciones y aplicaciones de los compuestos complejos. Propiedades magnéticas.

Unidad VII: Procesos metalúrgicos básicos.

Aplicación a los metales de transición. Metalurgia del hierro. Afino del metal. Metalurgia del aluminio. Principales características en la obtención del plomo, cinc, cobre, níquel y otros metales de transición. Corrosión: conceptos fundamentales. Corrosión Química y electroquímica.

BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, Shriver Química Inorgánica . Ed.Revert
- Rayner- Canham Geoff- Química Inorgánica Descriptiva- Prentice Hall
- Cotton y Wilkinson Química Inorgánica Avanzada
- Valenzuela Calahorro, Cristóbal Química Inorgánica- Mc. Graw Hill
- Mahan - Myers Química - Curso Universitario Addison Wesley Iberoamericana.
- Mortimer Química - Grupo Editorial Iberoamericana
- Gray - Haight Principio básico de Química - Editorial Revert
- Longo Química General - Mc. Graw Hill
- Kleinberg, Argensinger "Química Inorgánica" - Edit. Revert
- Moeller Química Inorgánica
- Chang Química. Mc. Graw Hill

RÉGIMEN DE CURSADA

Metodología de enseñanza

La asignatura incluye clases teóricas (3hrs), clases de problemas (2hrs) y de laboratorio (3hrs) semanales. Se espera una intensa interacción con el alumno en la parte práctica. Las teóricas son de tipo magistral con ejemplos prácticos. Varios de los temas teóricos se desarrollan en power point , material al que el alumno puede acceder previamente por la red. Las prácticas de laboratorio se desarrollan en grupos de dos alumnos y son participativas en casi su totalidad. El alumno es evaluado permanentemente. El coloquio integrador tiene una parte escrita no numérica a desarrollar (incluye reacciones de laboratorio y métodos de obtención), luego el alumno es evaluado oralmente.

Modalidad de Evaluación Parcial

Consiste en primer y segundo parcial, con dos recuperatorios en total. Los mismos tienen parte teórica y práctica. Dentro de los temas evaluados en el segundo parcial no se incluyen los evaluados para el primer parcial. La primera fecha de cada parcial está comprendida en las 16 semanas de clases.

Todos los parciales se deben aprobar con un mínimo de 60 puntos totales, debiendo tener tanto en la parte teórica como en la práctica un mínimo del 60% del puntaje total asignado a cada una.

A la parte teórica se le asigna 30 puntos y a la práctica 70 puntos en total (repartidos en 4 problemas). Hay dos evaluaciones parciales con dos recuperatorios dentro del cuatrimestre.

CALENDARIO DE CLASES

Semana	Temas de teoría	Resolución de problemas	Laboratorio	Otro tipo	Fecha entrega Informe TP	Bibliografía básica
<1> 09/03 al 14/03	Estructura atómica (modelo atómico actual)	Repaso electroquímica	Entrega gavetas			
<2> 16/03 al 21/03	Propiedades periódicas	Corrosión Hidrógeno	Tabla periódica			
<3> 23/03 al 28/03	Tabla periódica Hidrógeno	Aguas Agua Oxigenada	Hidrógeno Oxígeno			
<4> 30/03 al 04/04	Uniones químicas	Oxígeno Oxidos	Oxidos Corrosión			
<5> 06/04 al 11/04	Uniones químicas	Halógenos	Aguas Agua oxigenada			
<6> 13/04 al 18/04	Sólidos	Halogenuros	Halógenos			
<7> 20/04 al 25/04	Sólidos	Sólidos	Halogenuros			
<8> 27/04 al 02/05	Sólidos Grupos VII y VI	Consultas	Recuperación laboratorio			
<9> 04/05 al 09/05	1er parcial- 1ª fecha (martes 15/10 14,30hrs)	Azufre	Azufre			
<10> 11/05 al 16/05	Grupos IV, V	Nitrógeno, Fósforo, antimonio, Bismuto	Nitrógeno			
<11> 18/05 al 23/05	Grupo III Complejos	Carbono	Fósforo, Antimonio, Bismuto			
<12> 25/05 al 30/05	Complejos	Boro, Aluminio	Carbono, Soda Solvay			
<13> 01/06 al 06/06	Diagramas de Latimer, Frost y Ellingham	Complejos	Boro, aluminio			
<14> 08/06 al 13/06	Metalurgia	Complejos	Complejos			
<15> 15/06 al 20/06	2ª parcial- 1ª fecha (martes 26/11 14,30hrs)	Consultas	Recuperación laboratorio			
<16> 22/06 al 27/06	Recuperación 1er o 2º parcial (miercoles 4/12 14,30hrs)	Metalurgia				

CALENDARIO DE EVALUACIONES

Evaluación Parcial

Oportunidad	Semana	Fecha	Hora	Aula
1º	9	10/10	14:30	500
2º	15	21/11	14:30	500
3º	16	28/11	14:30	503
4º		06/12	9:00	503
Observaciones sobre el Temario de la Evaluación Parcial				
primer parcial: hasta halogenuros inclusive segundo parcial: desde azufre hasta metalurgia inclusive				
Otras observaciones				
La 4º oportunidad es en la semana 17				