



QUIMICA INORGANICA II

CARRERA: LICENCIATURA EN CIENCIAS MENCION QUIMICA

I. IDENTIFICACION

- | | | |
|------------------------------|---|----------------------|
| 1. Código | : | 17Q |
| 2. Horas semanales de clases | : | 5 |
| 2.1 Teóricas | : | 3 |
| 2.2 Prácticas | : | 2 |
| 3. Crédito | : | 4 |
| 4. Pre-requisito | : | Química Inorgánica I |

II. JUSTIFICACION

La simetría es fenómeno común en el mundo que nos rodea. Con frecuencia la estructura molecular más simétrica es la preferencia. Los iones que participan de una estructura iónica tienen una posición de equilibrio y conociendo su energía reticular podemos justificar propiedades físicas y químicas, que presentan. Los átomos también comparten electrones ¿que orbitales atómicos participan y que orbitales moleculares se forman? Es necesario saber para la determinación del estado fundamental de la molécula formada. Nos hemos preguntando varias veces ¿a que se debe el color o no de un complejo? Los metales forman aleaciones con característica que son justificadas a través de sus diagramas de equilibrio.

¿Cómo dopar a un semiconductor, para mejorar su conducción? O producir imperfecciones para modificar algunas propiedades físicas, son algunos aspectos que han motivado para el planeamiento de esta asignatura, que será base para encarar una química inorgánica más avanzada.

III. OBJETIVOS

1. Calcular parámetros indicativos de la estabilidad de una estructura molecular.
2. Estimar la forma espacial de una molécula
3. Justificar las propiedades físicas y químicas de una molécula, considerando el tipo de enlace.
4. Manejar materiales de vidriería y equipos de Laboratorio.
5. Respetar las normas de seguridad en las prácticas de Laboratorio.

IV. CONTENIDO

A- UNIDADES PROGRAMÁTICAS

1. Modelos de enlaces químicos
2. Simetría molecular
3. Estado sólido

B- DESARROLLO DE LAS UNIDADES TEMÁTICAS

1. Modelos de enlaces químicos

- 1.1. Modelo de las esfera rígidas (modelo electrostático)
 - 1.1.1. Factor de Mádelung. Dependencia
 - 1.1.2. Energía reticular. Born – Landé



PLAN 2009

- 1.1.3. Ciclo de Born – Haber
 - 1.1.4. Limitaciones y aplicaciones
 - 1.2. Modelo cuanto-mécanico
 - 1.2.1. Ligaduras de valencia. Estructura de Lewis
 - 1.2.2. Orbitales moleculares. Orbitales σ : participación de orbitales s,p,d
 - 1.2.3. Orbitales moleculares π : participación de orbitales atómicos p,d
 - 1.2.4. Orbitales híbridos: participación de orbitales s,p,d
 - 1.3. Modelo de repulsión del par electrónico del nivel de valencia (RPENV)
 - 1.3.1. Regla para la estimación de la forma espacial de una molécula
 - 1.3.2. Influencia del par de electrones no compartido y la en de los átomos participantes, en la forma espacial de la molécula
 - 1.3.3. Ejercicios
 - 1.4. Modelos del campo cristalino
 - 1.4.1. Metales de transición
 - 1.4.2. Orbitales d degenerados. Ligantes
 - 1.4.3. Desdoblamiento de orbitales d. Campos octaédrico, tetraédrico, planar
 - 1.4.4. Serie espectroquímica. Energía de estabilización del campo cristalino
- 2. Simetría molecular**
- 2.1. Elementos y operaciones de simetría
 - 2.1.1. Plano y reflexión. Ejemplos
 - 2.1.2. Centro de inversión. Ejemplos
 - 2.1.3. Eje propio y rotación propia. Ejemplos
 - 2.1.4. Eje impropio y rotación impropia. Ejemplos
 - 2.2. Grupos puntuales. Procedimiento sistemático para definir el grupo puntual al que pertenece la molécula. Ejemplos
- 3. Estado sólido.**
- 3.1. Propiedades. Sistemas cristalinos. Índices de Miller
 - 3.2. Rayos x. Características. Origen. Espectros. Planos de difracción. Ecuación de Bragg
 - 3.3. Cristal iónico. Empaquetamiento. Huecos octaédrico y tetraédrico.
 - 3.4. Relación de radio anión – catión en cubos centrado en el cuerpo, centrado en las caras y tetraedro
 - 3.5. Óxidos mixtos
 - 3.6. Imperfecciones en sólidos
 - 3.7. Cristales metálicos, características. Aleaciones.
 - 3.8. Diagramas de enfriamientos y equilibrio.
 - 3.9. Teoría de banda. Semiconductores: tipo p, tipo n
 - 3.10. Cristales moleculares



PLAN 2009

V. ACTIVIDADES

- 1- Toma de apuntes
- 2- Prácticas de laboratorio
- 3- Investigación bibliográfica e Internet
- 4- Seminarios

VI. METODOLOGÍA

- 1- Exposición oral, ilustrada con diapositivas, transparencias y/o videos
- 2- Prácticas de laboratorio:
 - 2-1- Sustitución de ligandos acuosos por ligandos Amino, en un complejo acuoso de cobre
 - 2-2- Separación de complejos de cromo, en columnas de intercambio iónico
 - 2-3- Elementos y operaciones de simetría, en modelos moleculares
 - 2-4- Preparación de aleaciones de Pb-Sn, gravado e identificación de granos
 - 2-5- Determinación de la temperatura de transición alotrópica del azufre
 - 2-6- Síntesis y reactivada del acetato de cromo II
 - 2-7- Otros, según la disponibilidad de productos químicos e instrumental

VII. MEDIOS AUXILIARES

- 1- Pizarrón
- 2- Proyector de diapositivas, transparencias, vídeo
- 3- Material bibliográfico
- 4- Productos químicos y equipos de laboratorio

VIII. EVALUACION

- La evaluación se regirá conforme al reglamento de la Fa.C.E.N.

IX. BIBLIOGRAFIA

- COTTON, F. A. 2001. Química inorgánica básica. 11^a. Ed. México, MX: Limusa. 656 p.
- GLEN, R. 1992. Química inorgánica. México, MX: Mc Graw Hill. 763 p.
- HUHEEY, J. 1997. Química inorgánica. Oxford, US: Oxford University Press Harla. 1126 p.
- BULTER, I.; HARROD, J. 1992. Química inorgánica. México, MX: Addison Wesley Iberoamérica. 796 p.
- CHANG, R. 1999. Química. 6^a. Ed. México, MX: Mc Graw Hill. 995 p.
- WHITTEN, K. 1992. Química general. México, MX: Mc Graw Hill. 884 p.
- SHARPE, A. G. 1993. Química inorgánica. Madrid, ES: Reverté. 784 p.



UNIVERSIDAD NACIONAL DE ASUNCIÓN
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

PLAN 2009

- COTTON, F. A. 1991. Teoría de grupos aplicada a la química. México, MX: Limusa. 976 p.
- PURCELL, K. 1979. Química inorgánica. Madrid, ES: Reverté. 1 Vol.
- HANNAY, N. B. 1971. Química del estados sólido. Madrid, ES: Alhambra. 283 p.
- LUCCHESI, D. 1973. Metalotecnia. Madrid, ES: Labor. 1 Vol.
- BELL, C. F. ; LOTT, A. K. 1969. Un esquema moderno de la química inorgánica. Madrid, ES: Alhambra. 367 p.