

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO  
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

LICENCIATURA EN: QUÍMICA.

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: TEORÍAS DE ENLACE QUÍMICO.

ÓRGANO INTERNO QUE COORDINA EL PROGRAMA DE LA ASIGNATURA:

DEPARTAMENTO DE: CIENCIAS QUÍMICAS.  
SECCIÓN DE: QUÍMICA INORGÁNICA.

CICLO AL QUE PERTENECE: PROFESIONAL.

REQUISITO DE SERIACIÓN: NINGUNO.

CARÁCTER DE LA ASIGNATURA: OBLIGATORIA.

TIPO DE ASIGNATURA: TEÓRICA.

MODALIDAD: CURSO.

SEMESTRE: 2°.

NÚMERO DE HORAS /SEMANA/ SEMESTRE:

TEORÍA:

4

PRÁCTICA:

N° DE CRÉDITOS:

8

CLAVE

1218

## OBJETIVOS GENERALES DE LA ASIGNATURA.

Reconocer las diferentes teorías de enlace.

Explicar la estructura de las moléculas de acuerdo a la Teorías de enlace.

Interrelacionar las propiedades de las moléculas como la geometría y propiedades magnéticas, con el tipo de enlace.

## UNIDAD 1. INTRODUCCIÓN A LAS TEORIAS DE ENLACE QUÍMICO.

Número de horas de teoría: 4.

### OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Explicar la importancia de las teorías de enlace químico.

Efectuar la relación entre las propiedades de los compuestos y tipos de enlace.

1.1 Propiedades químicas y físicas de sustancias iónicas, covalentes y metálicas.

## UNIDAD 2. ENLACE COVALENTE.

Número de horas de teoría: 18.

### OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Conocer las teorías del enlace covalente y aplicar estos conceptos a las moléculas.

#### 2.1 Teoría de Lewis.

2.1.1. Regla de Lewis y estructura de Lewis.

#### 2.2 Teorías Unión Valencia (Pauling y Slater).

#### 2.3 Hibridación

2.3.1. Orbitales híbridos ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $dsp^3$ ,  $d^2sp^3$ ).

2.3.2. Resonancia.

2.3.3. Carácter direccional de los enlaces covalentes: Longitud de enlace, fuerza de enlace con aplicaciones inorgánicas y orgánicas.

2.3.4. Enlaces  $\sigma$  y  $\pi$  (aplicaciones).

#### 2.4 Teoría de la repulsión de pares de electrones.

2.4.1. Geometría de las moléculas.

#### 2.5 Teoría Orbital Molecular (TOM).

2.5.1. Orbitales moleculares.

2.5.2. Moléculas diatómicas homonucleares.

2.5.3. Moléculas diatómicas heteronucleares.

2.5.4. Orden de enlace, diagrama O.M.

#### 2.6 Elementos deficientes en electrones.

## UNIDAD 3. ENLACE IÓNICO.

Numero de horas de teoría: 10.

### OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Conocer la clasificación de cristales iónicos, así como las redes iónicas.

#### 3.1 Estructura de los cristales iónicos.

#### 3.2 Los siete sistemas cristalinos (Constante de Madelung).

3.2.1. Las catorce redes de Bravais.

3.2.2. Ciclo de Bohr-Haber.

UNIDAD 4. ENLACES COVALENTES CON CARÁCTER PARCIAL IÓNICO Y ENLACES IÓNICOS CON CARÁCTER PARCIAL COVALENTE.

Número de horas de teoría: 8.

OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Calcular el porcentaje de carácter iónico a través de la electronegatividad y el momento dipolar. Aplicar las reglas de Fajans.

4.1 Efecto inductivo.

4.2 Cálculo del porcentaje de E. Covalente.

4.2.1. A través de electronegatividad.

4.2.2. A través del momento dipolar. (Polaridad).

4.2.3. Constante dieléctrica.(Disolventes).

4.3 Enlaces iónicos con carácter parcial covalente.

4.4 Reglas de Fajans.

4.5 Potencial iónico ( $\phi$ ). Relación con propiedades físicas.

UNIDAD 5. ENLACE METÁLICO.

Número de horas de teoría: 10.

OBJETIVOS DE LA UNIDAD:

Describir las propiedades de los metales y aleaciones, así como los tipos de empaquetamiento.

Comprender los modelos de enlaces para metales.

5.1 Propiedades de metales y aleaciones.

5.2 Disposición de los átomos en los metales.

5.2.1. Empaquetamiento compacto.

5.2.1.1. Cúbico centrado en la cara (cfc).

5.2.1.2. Hexagonal compacto (hc).

5.2.2. Empaquetamiento cúbico centrado en el cuerpo (ccc).

5.3 Teorías de enlace metálico.

5.3.1. Modelo de unión valencia.

5.3.2. Modelos de bandas de sólidos.

5.4 Aislantes y semiconductores.

5.5 Aleaciones.

UNIDAD 6. FUERZAS INTERMOLECULARES E INTRAMOLECULARES.

Número de horas de teoría: 14.

OBJETIVO DE LA UNIDAD:

Analizar las fuerzas inter e intramoleculares y su importancia.

6.1 Fuerzas intermoleculares.

6.1.2. Solvatación.

6.1.3. Puente de hidrógeno.

6.1.4. Fuerzas de Van Der Waals. Dipolo-dipolo. Dipolo inducido.

6.2 Fuerzas intramoleculares.

6.2.1. Efecto estérico.

6.2.2 Efecto de resonancia.

6.2.3. Hiperconjugación.

#### METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE.

Exposición por parte del Profesor.

Investigación bibliográfica de algunos temas y presentación de seminarios por los alumnos.

#### PROPUESTA DE EVALUACIÓN.

Tres exámenes parciales, tareas y trabajos fuera de clase.

#### PERFIL PROFESIOGRÁFICO DEL DOCENTE.

Profesional del Área Química, con conocimientos en Química Inorgánica.

#### BIBLIOGRAFÍA BÁSICA.

1. Casabo, J. *Estructura atómica y enlace químico*, Reverté, Barcelona, 1999.
2. Huheey, E. James. *Química inorgánica, principios de estructura y reactividad*, 4ª., Harla, México, 1997.
3. Garritz Ruiz, Andoni. *Química*, Addison Wesley Longman, México, 1998.
4. Ander, P. y Sonnesa A. *Principios de química, introducción a los compuestos teóricos*, Limusa, México, 1996.
5. Brown, Theodore L. y H. Eugene Lemay. *Química: la ciencia central*, 3ª., Prentice Hall, México, 1998.

#### BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA.

1. Cristóbal, Valenzuela. *Introducción a la química inorgánica*, 2ª., Mc Graw Hill Interamericana, España, 1999.
2. Gillespie, Ronald J., Paul L. A. Popelier. *Chemical bonding and molecular geometry from Lewis to electron densities*, Oxford University Press, New York, 2001.
3. Warren, Warren S. *The Physical basis of chemistry*, 2ª., Academic Press, San Diego, 2000.
4. Greenwood, N.N. y A. Earnshaw. *Chemistry of the elements*, 2ª., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997.
5. Bernard, Maurice. *Curso de química inorgánica*, CECSA, México, 1995.