



FISICOQUÍMICA I

CARRERA: LICENCIATURA EN CIENCIAS MENCION QUIMICA

I. IDENTIFICACION

1. Código : 03Q
2. Horas semanales de clases : 6
 - 2.1. Teóricas : 3
 - 2.2. Prácticas : 3
3. Crédito : 4
4. Pre-requisitos : Termodinámica
Algebra Lineal I
Geometría Analítica y Vectores I
Ecuaciones Diferenciales I

II. JUSTIFICACION

Es de todo manifiesto que la fisicoquímica no es una rama de la Química, como sí lo son las Químicas Orgánicas e Inorgánicas. Por el contrario, se la debe considerar más bien como instrumento o método de trabajo teórico, aplicable a todas las partes de la Química.

Los propósitos que se siguen con el estudio de la Fisicoquímica I, son atender las leyes de la química y de la física y predecir y regular los fenómenos químicos. Los métodos de la Fisicoquímica I son característicamente cuantitativos y necesariamente matemáticos.

La Fisicoquímica I estudia el concepto de espontaneidad y equilibrio de un sistema, precisamente esta orientación es la que siguen en los laboratorios de todo el mundo.

III. OBJETIVOS

Determinar el estado de equilibrio de un sistema mediante el uso o empleo como criterio de equilibrio la energía libre de Gibbs, la energía libre del Helmholtz o función del cambio fisicoquímico.

A. CONTENIDO

1. Energía libre y el potencial químico y el equilibrio.
2. Equilibrios físicos y químicos.
3. Propiedades termodinámicas y coligativas de las soluciones.
4. Propiedades termodinámicas de soluciones heterogéneas.

B. DESARROLLO DEL CONTENIDO PROGRAMATICO

1. **Energía libre y el potencial químico y el equilibrio.**
 - 1.2. La Energía Libre de Helmholtz
 - 1.2.1. La Energía Libre de Helmholtz para una sustancia pura
 - 1.2.2. La Energía Libre de Helmholtz en las reacciones
 - 1.2.3. La Energía Libre de Helmholtz como función de temperatura
 - 1.2.4. Diferenciales exactas y derivadas parciales de la energía Libre de Helmholtz
 - 1.2.5. La Energía Libre de Helmholtz como función de trabajo
 - 1.2.6. La Energía Libre de Helmholtz para sistemas gaseosos
 - 1.3. La Energía Libre de Gibbs
 - 1.3.1. Energía Libre de Gibbs para sustancias puras



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

PLAN 2009

- 1.3.2. Energía Libre de Gibbs en las reacciones
- 1.3.3. Energía Libre de Gibbs como función de temperatura
- 1.3.4. Energía Libre de Gibbs como función de presión
- 1.3.5. Diferenciales exactas y derivadas parciales de la Energía Libre de Gibbs
- 1.3.6. Energía Libre de Gibbs en las reacciones
- 1.4. El Potencial Químico
 - 1.4.1. Cantidades molales parciales
 - 1.4.2. Propiedades intensivas y extensivas
 - 1.4.3. El Potencial químico
 - 1.4.4. El Potencial químico de un gas ideal
- 1.5. La energía libre y el equilibrio
- 1.6. Criterio de equilibrio
 - 1.6.1. La Energía Libre de Helmholtz y el equilibrio Termodinámico
 - 1.6.2. Energía Libre de Gibbs y el equilibrio termodinámico
 - 1.6.3. El potencial Químico y el equilibrio Termodinámico
 - 1.6.4. El potencial químico en sistemas gaseosos
- 2. Equilibrios físicos y químicos.**
 - 2.1. Equilibrios Físicos que comprenden sustancias puras
 - 2.1.1. Las ecuaciones de Erenfets
 - 2.1.2. La ecuaciones Clayperon. Aplicación
 - 2.1.3. La ecuación de Clausius – Clayperon
 - 2.1.4. La presión de vapor de los líquidos
 - 2.1.4.1. Medición de la presión de vapor de un líquido
 - 2.1.4.2. Variación de la presión de vapor con la temperatura
 - 2.1.4.3. El punto de ebullición de los líquidos. Regla de Trouton
 - 2.1.4.4. La presión de sublimación de los sólidos
 - 2.2. Equilibrio Químico
 - 2.2.1. Energía y equilibrio químico
 - 2.2.1.1. Energías Libres Normales
 - 2.2.1.2. Dependencia de la energía libre con al presión y la temperatura
 - 2.2.1.3. La constante de equilibrio Termodinámico
 - 2.2.1.4. Obtención de la ecuación general del equilibrio químico
 - 2.2.1.5. Relación Cuantitativa entre energía libre de Gibbs y la constante de equilibrio de una relación
 - 2.2.1.5.1. Dependencia con la temperatura de la constante de equilibrio
 - 2.2.1.5.2. La ecuación de equilibrio para las reacciones entre gases
 - 2.2.1.5.3. K_p , K_c , K_x en las reacciones gaseosas
 - 2.2.1.5.4. Disociación de los gases
 - 2.2.1.5.5. Propiedades de la constante de equilibrio
 - 2.2.1.5.6. El equilibrio de los sistemas de gases
 - 2.2.1.5.7. El principio de Chtelier – Braun
 - 2.2.2. Efecto de los gases inertes sobre el equilibrio
 - 2.2.2.1. Las constantes de equilibrio heterogéneas



PLAN 2009

- 2.2.2.2. Efecto de la presión sobre el equilibrio Heterogéneo
- 2.2.2.3. Variación de K_a y K_p con la temperatura
- 2.2.2.4. Variación de K_c con la temperatura
- 2.2.3. Equilibrio de las reacciones efectuadas en solución
 - 2.2.3.1. Energía libre de Gibbs

3. Propiedades Termodinámica y coligativas de las soluciones

- 3.1. El proceso de solución
- 3.2. Condición de equilibrio entre fases
 - 3.2.1. Reglas de las fases
 - 3.2.1.1. Número de fases
 - 3.2.1.2. Número de componentes
 - 3.2.1.3. Número de grado de libertad
- 3.3. Equilibrio entre una solución y su fases de vapor
 - 3.3.1. Propiedades Termodinámicas de las soluciones Ideales
 - 3.3.1.1. Presión de vapor de una solución ideal
 - 3.3.2. Propiedades Termodinámicas de las soluciones reales
 - 3.3.2.1. Presión de vapor de los pares líquidos Reales
 - 3.3.2.2. Diagrama de Fases
- 3.4. Sistemas sólidos – sólido de dos componentes
 - 3.4.1. Formación de un mezcla autentica
 - 3.4.1.1. Formación de compuestos
 - 3.4.1.2. Puntos de fusión incongruentes
- 3.5. Destilación de las soluciones binarias miscibles
 - 3.5.1. Azeótropos
 - 3.5.2. Relación del destilado a residuos
 - 3.5.3. Solubilidad de pares de líquidos parcialmente miscibles
- 3.6. Propiedades Coligativas de las soluciones
- 3.7. Propiedades Coligativas de las soluciones no electrolíticas
- 3.8. Propiedades Coligativas de las soluciones electrolíticas
- 3.9. Efecto de un soluto no volátil sobre la presión de vapor de la disolución
 - 3.9.1. Descenso de la presión de vapor del solvente
 - 3.9.2. Aumento del punto de ebullición de las soluciones
 - 3.9.3. Descenso del punto de congelación
 - 3.9.4. La presión Osmótica
 - 3.9.4.1. Relación entre la presión osmótica y la de vapor
 - 3.9.4.2. Determinación de pesos moleculares con medida de presión osmótica

4. Propiedades termodinámicas de las soluciones heterogéneas

- 4.1. Solubilidad de pares de líquidos parcialmente miscibles
 - 4.1.1. Temperatura máxima característica de solución
 - 4.1.2. Temperatura mínima característica de solución
 - 4.1.3. Temperatura máxima o mínimo característica de solución
- 4.2. Presión de vapor y destilación de líquidos inmiscibles
- 4.3. Solubilidad de los gases en líquidos
- 4.4. La ley de Distribución de Nernst
- 4.5. Sistemas de dos componentes



PLAN 2009

- 4.6. Sistemas de tres componentes
 - 4.6.1. Método de representación gráfica
 - 4.6.2. Distribución de un soluto entre dos fases
 - 4.6.2.1. Extracción líquido -- líquido

IV. METODOLOGIA

- 1. Exposición oral
- 2. Laboratorio
- 3. Taller, resolución de problemas y ejercicios
- 4. Investigación bibliográfica

V. MEDIOS AUXILIARES

- 1. Materiales de Laboratorio
 - 1.1. Materiales de vidrio
 - 1.2. Materiales metálicos
 - 1.3. Reactivos
- 2. Instrumento de medida
 - 2.1. Balanza Analítica
 - 2.2. Espectrocolorímetro
 - 2.3. Polarímetro
 - 2.4. Refractómetro
 - 2.5. Conductímetro
 - 2.6. pH – metro

VI. BIBLIOGRAFIA

- MARON, S. H.; PRUTTON, C. F. 1980. Fundamentos de físicoquímica. México, MX: Limusa. 899 p.
- LEVINE, I. N. 1998. Físicoquímica. 4ª. Ed. México, MX: Mc Graw Hill. 2 Vol.
- DANIELS, F. 1972. Curso de físicoquímica experimental. México, MX: Centro Regional de Ayuda Técnica, AID. 681 p.
- CASTELLAN, G. 1998. Físicoquímica. 2º. Ed. México, MX: Addison Wesley. 1057 p.
- METZ, C. R. 1977. Teoría y problemas de físicoquímica. Bogotá, CO: Mc Graw Hill Latinoamericana. 453 p.
- BARROW, G. 1968. Química física. Barcelona, ES: Reverté. 775 p.
- GLASSTONE, S. 1976. Tratado de química física. México, MX: Aguilar. 1180 p.