



PLAN 2009

## **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



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

---

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 sus 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 una mezcla auténtica
      - 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 mínima 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.