

PROGRAMA DE LA ASIGNATURA  
**FISICOQUÍMICA 1**

SEM.	CÓDIGO	TEORÍA H/S	PRÁCT H/S	LAB. H/S	UNIDAD CRÉDITO	PRELACIÓN
5	42101	4	2	0	5	MATEMÁTICAS 30 – FÍSICA 21 – QUÍMICA ANALÍTICA 1

**TEMA 1. LEYES DE LA TERMODINÁMICA.**

- 1.1. Ley Cero de la Termodinámica. Escalas de Temperatura. Ecuaciones de Estado para Gases Reales.
- 1.2. Primera Ley de la Termodinámica. Energía, Trabajo y Calor.
- 1.3. Aplicación de la 1ra. Ley a procesos isotérmicos, isocóricos y adiabáticos.
- 1.4. Entalpía. Capacidad calórica. Experimentos de Joule y Joule-Thompson.
- 1.5. Segunda Ley de la Termodinámica. Ciclo de Carnot. Escala Termodinámica de la Temperatura. Entropía.
- 1.6. Propiedades de la Entropía. Cálculo de S en distintos procesos.

**TEMA 2. EQUILIBRIO Y ESPONTANEIDAD.**

- 2.1. Tendencia al equilibrio en sistemas aislados. Ecuación de Gibbs. Variables naturales y Funciones Termodinámicas de Estado. Energías libres de Helmholtz y de Gibbs. Fuerzas impulsoras de los cambios naturales.
- 2.2. Ecuaciones fundamentales de la Termodinámica. La Ecuación de Estado.
- 2.3. Propiedades de las energías libres A y G. Potencial Químico. Propiedades. Potencial Químico de un gas ideal.
- 2.4. Sistemas multicomponentes abiertos. Cantidades molares parciales. Ecuación de Gibbs-Duhem. Mezclas de gases ideales. Equilibrio químico en una mezcla de gases.
- 2.5. La constante de equilibrio. Relación con H y S. Dependencia con P, V y T. Principio de Le Chatelier.

**TEMA 3. APLICACIONES DE LA TERMODINÁMICA A LAS REACCIONES QUÍMICAS.**

- 3.1. Calores de reacción, formación y dilución. Energía de enlace. Ley de Hess. Dependencia con la temperatura.
- 3.2. Estados estándar y valores convencionales de las entalpías.

- 3.3. Tercera Ley de la Termodinámica y valores convencionales de la Entropía. Energías de Gibbs convencionales. Estimación de Propiedades Termodinámicas de Compuestos.

#### **TEMA 4. EQUILIBRIO ENTRE FASES Y SOLUCIONES IDEALES.**

- 4.1. Estabilidad de las fases de una sustancia. Curvas vs. Temperatura.
- 4.2. Diagrama de fases. Ecuación de Clapeyron y ecuación de Clausius-Clapeyron.
- 4.3. Potencial químico en soluciones ideales binarias. Ley de Raoult. Presión osmótica, cambios en los puntos de congelación y ebullición.
- 4.4. Soluciones binarias de componentes volátiles. Regla de la palanca. Destilación fraccionada.

#### **TEMA 5. INTERPRETACIÓN MICROSCÓPICA DE LA TERMODINÁMICA.**

- 5.1. Nociones de Probabilidad.
- 5.2. Método de Gibbs. Ensamble canónico, probabilidad y valores medios. Función de Partición Q.
- 5.3. Propiedades mecánicas y no mecánicas. Interpretación molecular de calor, trabajo y entropía.
- 5.4. Funciones Termodinámicas a partir de Q.
- 5.5. Límite clásico de Q. Función de partición de un gas ideal monoatómico. Distribución de Maxwell-Boltzmann.
- 5.6. Moléculas Diatómicas. Equipartición de la energía. Cálculo de Q.
- 5.7. Constante de equilibrio a partir del coeficiente de partición.

#### **TEMA 6. SOLUCIONES NO IDEALES.**

- 6.1. Energía libre de gases reales. Fugacidad.
- 6.2. Soluciones no ideales: Desviaciones de la Ley de Raoult. Ley de Henry. Azeotropos. Concepto de actividad. Sistema racional y práctico.
- 6.3. Actividades en soluciones de electrolitos. Teoría de Debye-Huckel.

#### **BIBLIOGRAFÍA.**

- G.W. Castellan, "Fisicoquímica", Fondo Educativo Interamericano.
- I.N. Levine, "Fisicoquímica", Mc. Graw Hill.
- A.W. Adamson, "A textbook of Physical Chemistry", Academic Press.