



## LICENCIATURA EN GEOQUÍMICA

**ASIGNATURA:** QUÍMICA GENERAL II

**REQUISITO:** QUÍMICA GENERAL I

**CODIGO:** 5211

**UNIDADES:** 5

**DEDICACIÓN:** Cuatro horas de teoría, 2 horas de practica y tres horas de laboratorio.

### OBJETIVOS GENERALES

- 1.- Dominar las bases conceptuales del equilibrio químico y el equilibrio iónico.
- 2.- Entender la electroquímica como un proceso relacionado a los cambios químicos.
- 3.- Dominar las bases conceptuales de la termodinámica.
- 4.- Dominar las bases conceptuales de la cinética.
- 5.- Relacionar los conceptos teóricos con el desarrollo experimental.

### PROGRAMA DE TEORÍA

#### TEMA 1. EQUILIBRIO QUÍMICO.

Concepto de equilibrio químico. Significado de un sistema en equilibrio. Constante de equilibrio. Equilibrios heterogéneos. Cálculos de constantes de equilibrio. Aplicaciones de la constante de equilibrio. El Principio de Le Chatelier. Efectos de la concentración de reactivos y productos, efecto de los cambios de temperatura, efectos de los cambios de la presión y el volumen.

#### TEMA 2. EQUILIBRIO IONICO.

Ácidos y bases. Estructura de ácidos y bases. Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases. El concepto de Brønsted-Lowry. El concepto de Lewis. Equilibrio de ácidos y bases. Ácidos y bases fuertes, ácidos y bases débiles. La disociación del agua. pH, significado, escala de pH. Reacciones ácido-base. Hidrólisis. Soluciones amortiguadoras. Titulaciones ácido-base. Indicadores. Equilibrios en compuestos poco solubles. Solubilidad de compuestos iónicos. Producto de solubilidad. La constante del producto de solubilidad.

#### TEMA 3. ELECTROQUÍMICA.

Reacciones de oxido – reducción. Celdas voltaicas. FEM de la celda. Espontaneidad de las reacciones redox. Efecto de la concentración sobre la FEM de celda. Electrólisis. Titulaciones redox.

#### TEMA 4. TERMODINÁMICA.

Objetivos y significado de la termodinámica. Sistemas, estados, funciones de estado, procesos termodinámicos. Trabajo y calor. Leyes de la termodinámica. Termoquímica. Entalpía. Ley de Hess. Energía libre de Gibbs. Criterios de espontaneidad.

#### TEMA 5. CINÉTICA.

Objetivos y significado de la cinética. Velocidad de reacción. Orden de reacción: orden cero, orden uno y orden dos. Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.

Teoría cinética. Teoría del estado estacionario, teoría del estado de transición. Mecanismos de reacción. Catálisis, tipos: homogénea y heterogénea.

## **PROGRAMA DE PRÁCTICAS**

### **OBJETIVO**

Consolidar los conocimientos obtenidos en la teoría mediante la ejercitación con problemas relacionados a las clases teóricas impartidas.

### **PRACTICA 1. EQUILIBRIO QUÍMICO**

Constante de equilibrio, cálculos. Cálculos de concentraciones de especies en equilibrio. Grado de disociación. Efecto del cambio de la concentración, efecto del cambio en la temperatura, efecto de cambios en la presión y el volumen.

### **PRACTICA 2. EQUILIBRIO IONICO**

Constante de equilibrio, cálculos. Equilibrio en compuestos poco solubles. La constante del producto de solubilidad. Aplicaciones de los productos de solubilidad. Solubilidad de compuestos iónicos. Cálculos de las concentraciones de especies iónicas en el equilibrio. pH. Hidrólisis. Ácidos y bases. Reacciones ácido-base.

### **PRACTICA 3. ELECTROQUÍMICA**

Balaceo de reacciones de oxidación - reducción. Celdas voltaicas, potencial de celda. La ecuación de Nernst. Electrólisis.

### **PRACTICA 4. TERMODINÁMICA**

Entalpía, cambios de entalpía en procesos químicos. Entropía. Energía libre de Gibbs, cambios de energía libre de Gibbs, energía libre y equilibrio.

### **PRACTICA 5. CINÉTICA.**

Velocidad de reacción. Orden de reacción. Constante de velocidad k. Energía de activación. Catálisis.

## **PROGRAMA DE LABORATORIO**

### **OBJETIVOS**

- 1.- Conocer los materiales e instrumentos de uso común en un laboratorio de química.
- 2.- Conocer las normas de seguridad que deben seguirse en un laboratorio de química.
- 3.- Obtener los conocimientos de las técnicas más comunes de trabajo en el laboratorio en química.
- 4.- Relacionar los conocimientos teóricos con su aplicación práctica en el laboratorio.

### **LABORATORIO 1. MEDIDAS Y ERRORES.**

La importancia de la medida. Exactitud y precisión. Notación científica. Cifras significativas. Sistema de medidas internacional SI. Unidades de longitud. Unidades de volumen. Unidades de masa. Medidas de densidad. Medidas de temperatura. Error de una medida. Cálculo del error derivado de medidas.

### **LABORATORIO 2. ESCALA DE pH.**

Escala de pH. Cálculo de pH, pOH y pK. Medidas de pH. Indicadores líquidos. Indicadores de papel. Equipos para determinar pH.

### **LABORATORIO 3. SOLUCIONES BUFFERS**

Soluciones amortiguadoras. Significado, importancia, utilidad.

### **LABORATORIO 4. HIDRÓLISIS.**

Concepto de hidrólisis, importancia. Hidrólisis de sales.

### **LABORATORIO 5. TITULACIONES ACIDO-BASE (se realiza en dos partes)**

Manejo del material volumétrico: balones aforados, pipetas, buretas. Aplicación de las normas correctas de Titulación. Preparación y titulación de soluciones ácido-base.

### **LABORATORIO 6. TITULACIONES REDOX.**

Manejo del material volumétrico: balones aforados, pipetas, buretas. Aplicación de las normas correctas de Titulación. Balanceo de reacciones redox. Titulación de soluciones donde ocurren reacciones redox.

### **LABORATORIO 7. ELECTROQUÍMICA.**

Oxidación y reducción. Agente oxidante y agente reductor. Serie electromotriz de los metales.

### **LABORATORIO 8. TERMODINÁMICA.**

Capacidad calórica y calor de fusión.

### **LABORATORIO 9. CINÉTICA.**

Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.

### **MATERIAL QUE DEBEN TENER LOS ESTUDIANTES PARA LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO:**

Guía de Laboratorio.  
Cuaderno de laboratorio (Cuaderno empastado tamaño carta).  
Lápiz y bolígrafo.  
Marcador negro indeleble.  
Tirro.  
Gotosos.  
Bata larga de mangas largas. Paño pequeño.  
Paquete de toallin.  
Caja de fósforos.  
Jabón líquido.  
Papel indicador de pH, pera de succión, pipetas Pasteur.  
Papel parafinado.

*El estudiante es responsable del material de práctica que se le asigna para realizar cada una de las prácticas mencionadas. Si se rompe algún material bajo su responsabilidad, deberá reportarlo al preparador, el cual elaborará un recibo. Al final del semestre el estudiante deberá reponer el material roto y solicitar la **solvenia de laboratorio**.*

Bloque	% total	Evaluación	% parcial	Fecha	Contenido a evaluar
Teoría	70	Primer Parcial	25	11/03/10	Tema 1
		Segundo Parcial	25	22/04/10	Tema 2
		Tercer Parcial	25	03/06/10	Tema 3 Tema 4
		Final	25		Del tema 1 al tema 5
Laboratorio	30	Examen Corto	35		Tema de la Práctica
		Cuaderno	60		
		Apreciación	5		
Reparación	100	Examen			Toda la materia

**Condiciones de la asignatura:**

1. Con una inasistencia a las clases  $\geq 25\%$  se reprueba la asignatura por inasistencia.
2. Para aprobar la materia debe aprobarse (por separado) tanto la teoría como el laboratorio.
3. Es requisito aprobar el examen corto para realizar la sesión de laboratorio.
4. La inasistencia a una sesión de laboratorio se evalúa como 00, salvo justificativo médico.
5. La pérdida de dos sesiones de laboratorios conlleva a la pérdida de la asignatura.
6. En caso de reprobado el laboratorio, la nota final de la materia será la obtenida en el laboratorio.
7. El estudiante que no apruebe el laboratorio no tiene derecho a presentar reparación.

**BIBLIOGRAFÍA**

- **Chang, R.** Química General. Edición disponible en la biblioteca. McGraw-Hill, México.
- **Alvarado P, A. 1999** Principios de Química II: Guía de Problemas. Universidad Central de Venezuela. Facultad de Ciencias. Escuela de Química. 115 p.
- **Brown, T., LeMay, H.E., Burdten, B.E. 1998** Química La Ciencia Central. Séptima Edición. Prentice Hall, 989 p.
- **Goncalves, J., Machado, F., De Sola V. y Pardey, A. 2000** Laboratorio de Principios de Química. Universidad Central de Venezuela. Facultad de Ciencias. Escuela de Química. 54 p.
- **Jones, L. and Atkins, P. 1999** Chemistry. Molecules, Matter, and Changes. 4th ed. Library of Congress-in-Publishing Data. 998 p.
- **Monografías de Química. 1992.** Editorial Miró. D. Marcano (ed.).
- **Mortimer, E.C. 1983** Química. Grupo Editorial Iberoamericana, México, 768 p.
- **Schaum, D. y Rosenberg, J.L. 1966.** Teoría y Problemas de Química General. Serie de Compendios Mc. Graw Hill, México. 246 p.
- **Wilbrahan, A.C., Staley, D.D. and Matta, M.S. 1995** Chemistry. Addison-Wesley Publishing Company. 850 p.