



QUIMICA GENERAL II

CARRERA: LICENCIATURA EN CIENCIAS MENCION GEOLOGÍA

I. IDENTIFICACION

- | | | |
|------------------------------|---|-------------------|
| 1. Código | : | 23C |
| 2. Horas semanales de clases | : | 5 |
| 2.1. Teóricas | : | 3 |
| 2.2. Prácticas | : | 2 |
| 3. Crédito | : | 4 |
| 4. Pre-requisito(s) | : | Química General I |

II. JUSTIFICACION

En “Química General I” se ha dado por terminado el estudio de las propiedades generales que caracterizan a la materia en sus diversos estados puros y mezclados, sin embargo, no se ha examinado todavía en detalle la “naturaleza de las reacciones químicas”, a excepción de las relaciones ponderales que acompañan a las transformaciones químicas. Antes de entrar en el estudio de los procesos químicos individuales, es conveniente analizar los fundamentos comunes a todas las transformaciones químicas, tratando de responder cuestiones tales como, por ejemplo, ¿qué es lo que sucede en las reacciones?. ¿Cuál es el grado de conversión de la reacción?, ¿cuánto tiempo se necesita para que se verifique el proceso? Las respuestas a estas interrogantes nos dará, respectivamente la ecuación ajustada a través de los estudios de la “estequiometría” de una reacción química, el “equilibrio químico” y el estudio de las velocidades de con que transcurren las reacciones químicas dentro del campo de la “cinética química”, que serán desarrolladas dentro de lo que compete a la cátedra de “Química General II”. Debido a su importancia, en esta asignatura se estudiará, por tanto, los aspectos relacionados con la dinámica, el equilibrio y los fenómenos eléctricos que acompañan a las transformaciones químicas.

III. OBJETIVOS

1. Entender las velocidades de reacción y apreciar los factores experimentales que afectan las velocidades de reacción.
2. Comprender la naturaleza y las características de los equilibrios químicos. Utilizar la constante de equilibrio para describir sistemas en equilibrio químico.
3. Aplicar los conceptos de ácidos y bases de Bronsted-Lowry y de Lewis en la resolución de problemas.
4. Aplicar los principios del equilibrio químicos a los ácidos y las bases en solución acuosa para la resolución de situaciones problemáticas.
5. Apreciar el control del pH en soluciones acuosas amortiguadoras.
6. Evaluar el cambio del pH en el curso de las titulaciones ácido-base.
7. Aplicar los conceptos de equilibrio químico a la solubilidad de los compuestos iónicos.
8. Balancear ecuaciones iónicas netas para reacciones de óxido-reducción en soluciones acuosas.
9. Comprender los principios de las celdas voltaicas.



PLAN 2009

10. Utilizar correctamente los potenciales electroquímicos en la predicción de reacciones químicas.
11. Describir el proceso electrolítico, considerando todos los componentes de la celda y reacciones en los electrodos.
12. Aplicar las leyes de Faraday en la resolución de problemas relacionados a procesos electrolíticos.

IV. CONTENIDO

A. UNIDADES PROGRAMATICAS

1. Cinética Química
2. Equilibrio Químico
3. Equilibrios Iónicos
4. Electroquímica

B. DESARROLLO DE LAS UNIDADES PROGRAMATICAS

1. Cinética Química

- 1.1. Concepto
- 1.2. Velocidades de reacciones químicas.
- 1.3. Concepto
- 1.4. Expresión de la velocidad de reacción
- 1.5. Mecanismos de reacciones
- 1.6. Teoría de las colisiones y el estado de transición
- 1.7. Factores que regulan las velocidades de reacción

2. Equilibrio Químico

- 2.1. Expresión de la acción de las masas.
- 2.2. Ley de equilibrio químico.
 - 2.2.1. Enunciado
 - 2.2.2. Justificación mediante los principios de la teoría cinética
- 2.3. La constante de equilibrio
- 2.4. Concentración de los reactivos y productos en el equilibrio.
- 2.5. Factores que afectan el equilibrio químico
 - 2.5.1 Principio de Le Cheelier
 - 2.5.2. Aumento de la concentración del reactivo o cambio de volumen.
 - 2.5.3 Variación de la temperatura.
 - 2.5.4 Influjo de catalizadores.

3. Equilibrio Iónicos.

- 3.1. Equilibrio químico en el agua
 - 3.1.1. Disolución del agua
 - 3.1.2. Constante producto iónico del agua
 - 3.1.3. Teoría Acido - Base
 - 3.1.3.1. Teoría de Arrhenius.
 - 3.1.3.2. Teoría de Lewis
 - 3.1.3.3. Teoría de Bronsted - Lowry
- 3.2. pH.
 - 3.2.1. pH del agua
 - 3.2.2. pH de ácidos y base fuertes
 - 3.2.3. Neutralización
 - 3.2.4. Indicadores



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

PLAN 2009

- 3.2.5. Punto de equivalencia
- 3.2.6. Valoración ácido - base
- 3.2.7. pH de ácidos y bases débiles
- 3.2.8. Grado de disociación
- 3.2.9. Soluciones amortiguadoras
- 3.3. Hidrólisis
 - 3.3.1. Hidrólisis ácida y básica de las sales
 - 3.3.2. Cálculo de la constante de hidrólisis
- 3.4. Solubilidad de los sólidos iónicos
 - 3.4.1. Equilibrio heterogéneo
 - 3.4.2. Producto iónico . Kps.
 - 3.4.3. Efecto del ion común
 - 3.4.4. Predicción de reacciones en solución mediante la constante de equilibrio

4. Electroquímica

- 4.1. Reacciones Redox
 - 4.1.1. Concepto
 - 4.1.2. Oxidantes y reductores.
 - 4.1.3. Métodos de igualación de reacciones Redox.
 - 4.1.3.1. Método del Número de oxidación
 - 4.1.3.2. Método del ion - electrón
- 4.2. Conductividad eléctrica
 - 4.2.1. Conductividad metálica
 - 4.2.2. Conductividad electrolítica.
 - 4.2.3. Migración iónica.
- 4.3. Electrólisis
 - 4.3.1. Electrólisis de una sal fundida.
 - 4.3.2. Electrólisis de una sal en solución
 - 4.3.3. Electrólisis del agua.
 - 4.3.4. Aspectos cuantitativos de la electrólisis
- 4.4. Pilas galvánicas
 - 4.4.1. Medición de tendencias de oxidación y reducción
 - 4.4.2. Pila galvánica o voltaica.
 - 4.4.3. Baterías o acumulador de plomo.
 - 4.4.4. Pila seca.
 - 4.4.5. Pila de combustión
- 4.5. Potenciales de reducción
 - 4.5.1. Electrodo de referencia (Electrodo de hidrógeno)
 - 4.5.2. Valores de potenciales de reducción.
 - 4.5.3. Predicción de cambios espontáneos mediante valores de potenciales de reducción.
 - 4.5.4. Corrosión

V. METODOLOGÍA

- 1. Exposición.
- 2. Trabajo de Laboratorio
- 3. Resolución de problemas.
- 4. Investigación Bibliográfica.



PLAN 2009

VI. ACTIVIDADES

Los alumnos realizarán las siguientes prácticas de laboratorio

1. Cinética Química.
2. Equilibrio químico.
3. Determinación de la concentración de iones hidrógeno en las soluciones mediante indicadores.
4. Valoración cuatitativa.
5. Electrólisis en solución
6. Celdas galvánicas.

VII. MEDIOS AUXILIARES

1. Textos impresos
 - 1.1. Libros de consulta.
 - 1.2. Manuales de Estudio
 - 1.3. Guías de trabajo de laboratorio.
2. Material audiovisual
 - 2.1. Proyector de transparencias.
 - 2.2. Videos

VIII EVALUACIÓN

- Las evaluaciones se llevaran a cabo conforme al reglamento vigente de la Fa.C.E.N

**IX. BIBLIOGRAFIA
BÁSICA**

- BROW, T. L. 1993. Química: la ciencia central. 5ª. Ed. México, MX: Hispanoamericana. 1159 p.
- CHANG, R. 2002. Química. 7ª. Ed. México, MX: Mc Graw Hill. 1020 p.
- WHITHEN K. 1999. Química General. 5ª. Ed. México, MX: Mc Graw Hill. 1121 p.

COMPLEMENTARIO

- MASTERTON, W. L. 1989. Química general superior. 6ª. Ed. México, MX: Mc Graw Hill. 803 p.
- SIENKO, M.J. ; PLANE, R.A. 1980. Química. España, ES: Aguilar. 633 p.
- PETRUCCI, R. H. 1986. Química General. New York, US: Addison – Wesley Iberoamericana. 692 p.
- MAHAN, B. H. 1980. Química curso universitario. México, MX: Fondo Educativo Interamericano. 813 p.
- DICKESON, R. E.; HAIGHT, G. P. 1980. Principios de Química. Barcelona, ES: Reverté. 568 p.
- BRADY, J. E. ; HUMISTON, G. E. 1981. Química General. San Pablo, BR: Libros Técnicos y Científicos. 572 p.
- SORUM, C, H. Química General. 1975. Bilbao, ES: Urmo. 736 p.