



Programa de Estudios

I. Identificación:

Asignatura : Química General
Código : 13010

Semestre	:	2°
Carrera	:	Ingeniería Civil Ingeniería Electromecánica Ingeniería Industrial Ingeniería Electrónica Ingeniería Mecatrónica Ingeniería Mecánica Ingeniería Geográfica y Ambiental
Departamento	:	Química y Materiales
Profesor	:	Dr. Juan Francisco Facetti Fernández
Horas Semestrales	:	75h
Horas Teóricas-Prácticas	:	4 h
Horas de Laboratorio	:	2 h
Nº de Créditos	:	5 (cinco)
Prerrequisitos	:
Año de elaboración	:	2013

II Fundamentación

La Química puede definirse como el estudio de las sustancias que constituyen el universo y de los cambios que ella experimenta. Permite un conocimiento estructural, y a partir de él la predicción del comportamiento de las sustancias y sus aplicaciones; su estudio, además de abrir las puertas del conocimiento de la naturaleza, constituye una contribución importante al desarrollo socioeconómico del país pues permite la creación, transferencia, innovación, adaptación y difusión de nuevas tecnologías, en todo coherente con la misión de esta casa de estudios. Ello hace que esta materia sea imprescindible en la carrera.



III Objetivos

- ✓ Interpretar las leyes que gobiernan los cambios químicos.
- ✓ Conocer la constitución y estructura de la materia en organización y deducción de los promedios de las sustancias.
- ✓ Adquirir habilidades y destrezas realizando trabajos experimentales aplicando técnicas relacionadas con el diseño y puesta en marcha de un experimento.
- ✓ Identificar las grandes posibilidades que ofrece la química al hombre para el mejoramiento de la calidad de vida y el desarrollo de las ingenierías.
- ✓ Explicar la naturaleza de la materia por medio de un modelo.
- ✓ Interpretar la periodicidad de los elementos químicos como medio para lograr su ordenamiento en la tabla periódica.
- ✓ Diferenciar los tipos de enlaces químicos, las características de los compuestos químicos resultantes.
- ✓ Comprobar que cuando las sustancias orgánicas e inorgánicas reaccionan químicamente se transforman en otros de características diferentes.
- ✓ Aplicar las leyes ponderables a la solución de problemas estequiométricos.
- ✓ Explicar la influencia que sobre la velocidad de las reacciones químicas tienen: la naturaleza de las sustancias reaccionantes, la superficie de contacto, la concentración y catalización.
- ✓ Describir el estado de equilibrio dinámico de una reacción química.
- ✓ Distinguir el estado de equilibrio dinámico de una reacción química.
- ✓ Demostrar que en la disociación del agua se cumple la ley de acción de masas.
- ✓ Relacionar la concentración al $\{H_3O\}$ con el valor de pH.
- ✓ Distinguir las funciones químicas orgánicas por sus respectivos grupos funcionales.

IV Contenidos

UNIDAD 1. MATERIA

1.1 Materia y energía

- 1.1.1 Materia y Masa. Sustancias y cuerpos. Conceptos
- 1.1.2 Símbolo. Concepto. Ejemplos.
- 1.1.3 Elemento. Concepto. Ejemplos.
- 1.1.4 Sustancia simple y sustancia compuesta. Conceptos. Ejemplos.
- 1.1.5 Constitución de la materia y Unidad de masa atómica.
- 1.1.6 Transformaciones químicas
- 1.1.7 Energía. Conservación de la energía. Unidades de energía.
- 1.1.8 Calor de las reacciones químicas.
- 1.1.9 Relación entre materia y energía.
- 1.1.10 Conservación de la masa-energía

1.2 Átomo- gramo y mol

- 1.2.1 Masa atómica y molecular.
- 1.2.2 Masas y número de átomos.
- 1.2.3 El número de avogadro.
- 1.2.4 Átomo-gramo y masa atómica- gramo
- 1.2.5 Mol. Mol-gramo y Mol- volumen
- 1.2.6 Composición centesimal o porcentual

1.3. Relaciones cuantitativas en las transformaciones químicas

- 1.3.1. Leyes de las combinaciones
 - 1.3.1.1 Ley de la constancia de masa
 - 1.3.1.2 Ley de las proporciones definidas



Universidad Nacional de Asunción

Facultad de Ingeniería

Campus Universitario – San Lorenzo - Paraguay

Programa actualizado - 2013

- 1.3.1.3 Ley de las proporciones múltiples
- 1.3.1.4 Ley de la equivalencia
- 1.3.2 Cálculos de algunos equivalentes
 - 1.3.2.1 Equivalente químico de un elemento
 - 1.3.2.2 Equivalente de un ácido
 - 1.3.2.3 Equivalente de un hidróxido
 - 1.3.2.4 Equivalente de una sal
- 1.3.3. Leyes volumétricas
 - 1.3.3.1 Primera ley
 - 1.3.3.2 Segunda ley
 - 1.3.3.3 Volumen del gas
- 1.3.4 Nomenclatura de los Compuestos inorgánicos
- 1.3.5 Reacciones Químicas
 - 1.3.5.1 Reacciones de Combinación: binarias, terciarias y cuaternarias
 - 1.3.5.2 Reacciones de descomposición
 - 1.3.5.3 Reacciones de Precipitación y formación de gas
- 1.3.6 Estequiometría de reacción
 - 1.3.6.1 Ecuación química consideraciones. Ponderal. Volumétrica. Mixta
 - 1.3.6.2 Cálculos de las sustancias que reaccionan. Ponderal. Volumétrica. Mixta
 - 1.3.6.3 Cálculo de sustancias obtenidas. Ponderal. Volumétrica. Mixta
- 1.3.7 Cálculo de la fórmula empírica. Ejemplos

UNIDAD 2 ESTRUCTURA ATOMICA.

- 2.1. Teoría cuántica de la energía.
 - 2.1.1. Espectro de la radiación electromagnética.
 - 2.1.2. Cuanto de Luz, Teoría Cuántica, Cte de Planck
 - 2.1.3. Núcleo . nucleones – Propiedades básicas del núcleo.
- 2.2. Nube electrónica – Niveles energéticos.
 - 2.2.1. Modelo de Bohr. Primer, Segundo y Tercer postulado.
 - 2.2.2. Cálculo de radios del electrón en la nube.
 - 2.2.3. Potencial de ionización y de resonancia.
 - 2.2.4. Nube electrónica y Mecánica Cuántica.
 - 2.2.4.1. Estados del electrón en el átomo
 - 2.2.4.2. Orbitales Atómicos– Formas.
 - 2.2.4.3. Principio de Pauli

UNIDAD 3: SISTEMA PERIODICO

- 3.1. Generalidades de la tabla periódica.
 - 3.1.1. Clasificación de los elementos: metales, no metales, semimetales. Propiedades.
 - 3.1.2. Tabla periódica. Periodos. Grupos o familias. Elementos representativos y elementos de transición. Ejemplos.
 - 3.1.3. Serie de los lantánidos y actínidos. Características.
- 3.2. Construcción del sistema periódico.
 - 3.2.1. Regla de Hund.

Teléfono y Fax: 585 581 / 4 - Casilla de Correo 765

E-mail: inf@ing.una.py



- 3.2.2. Principio de construcción de Aufbau.
- 3.2.3. Distribución electrónica. Periodos 1, 2 y 3.
- 3.2.4. Valencia.
- 3.2.5. Promoción energética. Ejemplos.
- 3.2.6. Distribución electrónica. Elementos de transición. Casos especiales.
- 3.3. Propiedades periódicas.
 - 3.3.1. Potencial de ionización. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.
 - 3.3.2. Radio atómico. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.
 - 3.3.3. Afinidad electrónica. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.
 - 3.3.4. Electronegatividad. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.

UNIDAD 4. ENLACE QUIMICO.

- 4.1. Energía Química.
- 4.2. Energía de enlace.
- 4.3. Niveles energéticos en las moléculas. Estado fundamental y excitado.
- 4.4. Transiciones energéticas.
- 4.5. Enlace iónico.
 - 4.5.1 Descripción y condiciones.
 - 4.5.2 Red cristalina.
 - 4.5.3. Esferas duras.
 - 4.5.4. Radios iónicos.
- 4.6. Numero de coordinación.
- 4.7. Energía Reticular.
- 4.8. Propiedades de los compuestos iónicos.
- 4.9. Enlaces covalentes.
 - 4.9.1 Descripción y condiciones.
 - 4.9.2 Ubicación de los electrones compartidos
 - 4.9.3. Orbitales moleculares y criterio de superposición.
 - 4.9.4. Distancias interatómicas y ángulos de enlace. Radio covalente, Ángulos de enlaces
- 4.10. Hibridación.
 - 4.10.1. Tipos de hibridación diagonal, triangular, tetraédrica, etc., casos y ejemplos.
 - 4.10.2. Efecto geométrico de los pares solitarios
- 4.11. Propiedades de los compuestos covalentes. Compuestos covalentes moleculares y atómicos.
- 4.12 Descripción de materiales conductores y semiconductores

UNIDAD 5. OXIDO - REDUCCIÓN

- 5.1. Ecuaciones de óxido reducción.
 - 5.1.1. Valencia y número de oxidación. Cálculos para establecer el nro de oxidación.
- 5.2 Proceso de óxido reducción. Oxidación. Reducción.
- 5.3 Ajuste o igualación de ecuaciones de Redox
- 5.4 Método de los estados de oxidación.
- 5.5 Método del ión electrón: medio ácido y medio básico
- 5.6. Oxidantes y Reductores. Mecanismos
 - 5.6.1 Reductor y oxidante
 - 5.6.2 Uso de Halógenos, Oxígeno, MnO₂, KMnO₄ y KMnO₇ Agua oxigenada, carbono, aluminio en las reacciones REDOX.
- 5.7. Ejemplos de la aplicación en la ingeniería
- 5.8. Equivalentes de óxido-reducción.
- 5.9. Poder reductor y poder oxidante.



5.10. Uso de los potenciales de electrodos y mecanismos.

UNIDAD 6. SOLUCIONES

6.1 Conceptos. Solutos y solventes. Clasificación.

6.2 Soluciones sólidas, líquidas y gaseosas.

6.3 Tipos de soluciones: Moleculares e iónicas. Propiedades.

6.4 Electrolitos y no electrolitos

6.5 Proceso de disolución y Solubilidad.

6.6 Factores que influyen en la solubilidad.

6.7 Tipos de disoluciones

6.7.1 exotérmicas y endotérmicas.

6.8 Clasificación de las soluciones: saturadas, insaturadas y sobresaturadas.

6.9 Formas de expresar las concentraciones de las soluciones

6.9.1 Masa o peso de soluto por volumen o masa o peso de solución.

6.9.2 Concentraciones en base a la fórmula química del soluto: Molaridad, Molalidad, Normalidad. Fracción molar.

6.10 Dilución de las soluciones. Ejercicios de aplicación

6.11 Suspensiones coloidales o dispersiones. Tipos de coloides. Propiedades de los coloides. Efecto Tyndall

UNIDAD 7: CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

7.1 Cinética Química

7.1.1 Definición. Velocidad de reacción.

7.1.2. Fenomenología de una reacción. Teoría de colisiones de las velocidades de Reacción

7.1.3 Teoría del Estado de Transición. Energía de activación.

7.1.4 Factores que afectan la velocidad de reacción.

7.1.4.1 Naturaleza de los reactivos

7.1.4.2 Concentración de los reactivos. Concepto de Ley de velocidad, constante de velocidad y orden de una reacción.

7.1.4.3 Temperatura. Relación entre la energía de activación, temperatura absoluta y la constante de velocidad (Arrhenius).

7.1.4.4 Catalizadores. Homogéneos y heterogéneos.

7.2. Equilibrio químico.

7.2.1 Conceptos Fundamentales. Reacciones reversibles. Reacción directa e inversa. Dinámica del equilibrio químico a nivel molecular.

7.2.2 La constante de equilibrio. Relación entre cinética química y equilibrio químico. Deducción por un mecanismo de reacción de un solo paso.

7.3 Ley de Acción de las masas (LAM). Interpretación de la magnitud de la constante de equilibrio de acuerdo a la formación favorable de productos o reactivos.

7.3.1. Aplicaciones de la LAM y Cálculos de la constante de equilibrio.

7.4 Principio de Le Chatelier. Factores que afectan al equilibrio.

7.4.1 Cambios de concentración

7.4.2 Cambios de volumen y Presión

7.4.3 Cambios de Temperatura.

7.4.4 Introducción de un catalizador.



UNIDAD 8: ÁCIDOS Y BASES

- 8.1. Ácidos y bases de Bronsted.
 - 8.1.1. Ácido de Bronsted. Concepto. Ejemplos.
 - 8.1.2. Base de Bronsted. Concepto. Ejemplos.
 - 8.1.3. Pares conjugados ácido-base. Concepto. Ejemplos.
- 8.2. Ácidos y bases de Lewis.
 - 8.2.1. Ácido de Lewis. Concepto. Ejemplos.
 - 8.2.2. Base de Lewis. Concepto. Ejemplos.
 - 8.2.3. Sustancia electrofílica/sustancia nucleofílica. Concepto. Ejemplos.
- 8.3. Propiedades ácido-base del agua
 - 8.3.1. El ión hidrógeno y el ión hidronio.
 - 8.3.2. El producto iónico del agua. Concepto. Cálculo.
- 8.4. pH
 - 8.4.1 pH y pOH. Conceptos. Fórmulas. Relación entre pH y pOH.
 - 8.4.2. Escala de pH. Deducción a partir de la autoprotólisis del agua. Disoluciones ácidas, básicas y neutras.
- 8.5. Fuerza de los ácidos y las bases.
 - 8.5.1. Ácidos fuertes y ácidos débiles. Conceptos. Ejemplos.
 - 8.5.2. Bases fuertes y bases débiles. Conceptos. Ejemplos.
 - 8.5.3. Constante de ionización de un ácido. Concepto. Ejemplos.
 - 8.5.4. Constante de ionización de una base. Conceptos. Ejemplos.
- 8.6. Cálculos de pH.
 - 8.6.1. Ejercicios simples sobre cálculos de pH, pOH, concentración de ión hidrógeno, concentración de ión hidroxilo, etc.
 - 8.6.2. Ejercicios de cálculo de pH, pOH, concentración de ión hidrógeno, concentración de ión hidroxilo, etc., teniendo en cuenta disociación de ácidos fuertes y débiles.
 - 8.6.3. Ejercicios de cálculo de pH, pOH, concentración de ión hidrógeno, concentración de ión hidroxilo, etc., teniendo en cuenta disociación de bases fuertes y débiles.
- 8.7. Indicadores ácido – base.
 - 8.7.1. Indicadores. Concepto. Propiedades. Ejemplos.
 - 8.7.2. Proporciones de concentraciones para predecir el color del indicador que se percibe.

UNIDAD 9. REVISIÓN DE FUNCIONES ORGÁNICAS

- 9.1 Características de los compuestos orgánicos.
 - 9.1.1 Composición de la materia orgánica.
 - 9.1.2 Compuestos saturados e insaturados.
 - 9.1.3 Carbono primario, secundario y terciario
- 9.2 Isomería.
 - 9.2.1 Definición
 - 9.2.3 Tipos: Estructural, Espacial
 - 9.2.4 Ejemplos de Isomería estructural: de cadena, de posición, de grupos funcionales
- 9.3 Hidrocarburos. Clasificación
 - 9.3.1 Hidrocarburos alifáticos: Alcanos, alquenos y alquinos. Derivados halogenados.
 - 9.3.1.1 Notación y nomenclatura.
 - 9.3.1.2 Reacciones de importancia industrial y ambiental.



Universidad Nacional de Asunción

Facultad de Ingeniería

Campus Universitario – San Lorenzo - Paraguay

Programa actualizado - 2013

9.3.2 Hidrocarburos cíclicos: Cicloalcanos y cicloalquenos.

9.3.2.1 Notación y nomenclatura

9.4 Grupos funcionales: alcoholes, tioles, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres y aminas.

9.4.1 Notación y nomenclatura.

9.4.2 Reacciones de importancia industrial y ambiental

9.5 Hidrocarburos aromáticos.

9.5.1 Notación y nomenclatura.

9.5.2 Usos en la electromecánica.

Laboratorio

1. Conocimiento y Manejo del Material de Laboratorio
2. Preparación de Soluciones
3. Reacciones Químicas
4. Análisis Gravimétrico
5. Ácidos Bases y Sales
6. Volumetría
7. Oxido Reduccion
8. Elaboracion de detergentes y jabones

V Metodología

Exposición oral – uso de medios audiovisuales.

Demostración.

Resolución de ejercicios y problemas.

Actividades grupales en el laboratorio y en clase.

Elaboración de resúmenes y monografías.

VI Evaluación

De acuerdo al Reglamento General de la Facultad de Ingeniería.

VII Bibliografía

Básica.

- I. Facetti, J.F. Química I. Ed. 2014
- II. Facetti J.F. Temas de Química Inorgánica.
- III. Fieser – Fieser Química Orgánica Fundamental.
- IV. Cram – Richards – Hammond. Elementos de Química Orgánica.
- V. Skoog, Douglas. West, Donald; et al. Química Analítica. 7ma Edición. Mc GRAW-HILL. 2001
- VI. Chang R; Química / 4^a. Edición., México, Ed. Mc Graw Hill, 1992.
- VII. Ejercitario de Quimica General. JFacetti et al, FIUNA 2015.



Universidad Nacional de Asunción
Facultad de Ingeniería

Campus Universitario – San Lorenzo - Paraguay

Programa actualizado - 2013

Complementaria

- VIII. Pauling L Química general.
- IX. Shriver D. – Atkins P. Langford, W – 2da Edición Freeman 1994 – Química Inorg.