



Universidad Nacional del Nordeste



Facultad de Ciencias Agrarias



PROGRAMA DE LA ASIGNATURA

“QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA”

- FACULTAD: Ciencias Agrarias
- CARRERA: Ingeniería Industrial
- DEPARTAMENTO: Física y Química
- ASIGNATURA: **Química General e Inorgánica**
- AÑO DE CURSADO: primero, primer cuatrimestre
- DURACIÓN DEL CURSADO: 16 semanas
- NÚMERO DE HORAS: 80 hs

B PROGRAMACIÓN DE LA ASIGNATURA

Objetivos:

Se pretende que los alumnos logren:

- Comprender los principios generales de la química
- Relacionar las propiedades de los compuestos inorgánicos con la posición de sus elementos constituyentes en el sistema periódico
- Destacar las propiedades de los compuestos inorgánicos especialmente de aquellos empleados a nivel industrial.
- Aplicar las leyes de las combinaciones químicas a la resolución de problemas y ejercicios numéricos.
- Usar correctamente el instrumental específico.
- Desarrollar una metodología de trabajo independiente y responsable en la elección y utilización de los materiales y reactivos de laboratorio, conociendo los peligros que su uso indebido puede acarrear, dentro y fuera del ámbito laboral.

Contenidos

Contenidos por unidad

UNIDAD 1: CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Química: definición y objetivos. Materia y cuerpo. Concepto de masa y peso. Unidades. Relación entre masa y peso. Densidad absoluta y peso específico. Unidades. Propiedades intensivas y

extensivas. Sistemas homogéneos y heterogéneos. Átomo. Partículas fundamentales del átomo. Número atómico. Isótopos. Molécula. Sustancias simples y compuestas. Elementos químicos. Símbolos. Peso atómico. Unidades de masa atómica (UMA). Peso molecular. Número de Avogadro. Mol. Mol de átomos. Mol de moléculas. Volumen molar. Ideas modernas sobre la estructura de los átomos.

UNIDAD 2: ESTRUCTURA ELECTRONICA DE LOS ATOMOS

Teoría cuántica de la estructura electrónica. Números cuánticos. Significado y valores que toman. Orbitales atómicos: s, p, d, f. Distribución de electrones en los átomos. Reglas de construcción: Principio de Exclusión de Pauli y Regla de Hund. Notación de la distribución de electrones.

UNIDAD 3: CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

Ley periódica moderna. Ordenación y clasificación de los elementos sobre la base de sus configuraciones electrónicas. Períodos. Grupos. Elementos representativos. Elementos de transición. Elementos de transición interna. Características fundamentales de cada tipo de elemento. Propiedades periódicas. Radios atómicos, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Variaciones verticales y horizontales.

UNIDAD 4: ENLACE QUIMICO

Electrones de valencia. Representación mediante los símbolos de Lewis. Numero de oxidación. Reglas para el cálculo del número de oxidación. Regla del octeto. Enlace iónico. Representación mediante las estructuras electrón-punto. Características y propiedades del enlace electrovalente. Enlace covalente. Uniones simples y múltiples. Uniones covalentes polar y no polar. Covalencia coordinada. Propiedades. Paramagnetismo. Fuerzas intermoleculares: enlace de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals.

UNIDAD 5: ESTADO GASEOSO

Propiedades generales. Leyes de los gases ideales. Ley de Boyle-Mariotte. Ley de Charles. Ley de Gay-Lussac. Ecuación de estado de los gases ideales. Valores de la constante R. Aplicaciones de la ecuación de estado. Mezcla de gases: Ley de Dalton. Teoría cinético-molecular. Postulados. Gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Causas. Ecuación de Van der Waals. Licuación de gases.

UNIDAD 6: TERMOQUIMICA

Definición. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Entalpía y energía interna. Calor específico. Caloría. Ecuaciones termoquímicas. Calores normales de formación. Calores de combustión y de neutralización. Calores sensible y latente. Calores de fusión y de vaporización. Leyes de

Lavoisier-Laplace y de Hess. Espontaneidad de las reacciones. Cambio de energía libre. Concepto de entropía.

UNIDAD 7: EQUILIBRIO QUIMICO Y CINETICA

Reacciones reversibles. Concepto de equilibrio dinámico. Equilibrio y velocidad de reacción. Ley de acción de las masas. Constante de equilibrio en función de las concentraciones. Constante de equilibrio en función de las presiones parciales. Relación entre K_p y K_c . Cambio de K con la forma de la ecuación. Combinación de equilibrios. Principio de Le Chatelier. Equilibrio heterogéneo. Equilibrio en soluciones. Cinética química. Definiciones. Características.

UNIDAD 8: DISOLUCIONES - SOLUBILIDAD

Conceptos de solución, soluto, disolvente. Unidades físicas y químicas de concentración. Solución saturada. Solubilidad. Concepto de solubilidad: sólido en líquido, gas en líquido, líquido en líquido. Dependencia de la solubilidad respecto a la temperatura y presión.

UNIDAD 9: SOLUCIONES IONICAS. ELECTROQUÍMICA

Electrolitos fuertes. Electrolitos débiles. Grado de disociación. Conductión electrónica. Conductión iónica. Solvatación de iones. Constante dieléctrica. Electrólisis. Procesos redox. Electrólisis del agua. Electrólisis de sales fundidas y de sales en solución acuosa. Leyes de Faraday.

UNIDAD 10: ÁCIDOS - BASES

Teoría de Arrhenius. Limitaciones. Concepto ácido-base de Bronsted-Lowry. Pares conjugados. Anfoterismo. Autoionización. Tipos de reacciones ácido-base. Concepto ácido-base de Lewis. Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua. Cálculo de la concentración de protón y oxhidrilo en base a K_w . pH y pOH . Relación. Escala de pH y la relación con la concentración de ión hidrógeno.

UNIDAD 11: HIDROGENO

Generalidades. Estado natural. Isótopos Propiedades físicas y químicas. Métodos de obtención: industriales y de laboratorio. Estructura. Propiedades físicas y químicas. Hidruros. Clasificación. Usos del hidrógeno.

UNIDAD 12: OXÍGENO

Generalidades. Isótopos. Estados alotrópicos. Estructuras. Obtención: métodos industriales y de laboratorio. Propiedades físicas y químicas. Aplicaciones. Preparación: Óxidos, peróxidos y superóxidos. Agua. Propiedades. Estructura. El agua como solvente. Propiedades ácido-base y óxido-reductoras. Purificación del agua: agua potable. Agua destilada. Aguas duras. Agua oxigenada. Estructura y propiedades. Carácter oxidante y reductor.

UNIDAD 13: METALES ALCALINOS Y ALCALINOS TERREOS

Estado natural. Minerales. Consideraciones generales, estudio comparativo. Propiedades físicas y químicas. Hidruros. Óxidos. Hidróxidos. Sales más importantes: carbonatos, sulfatos y cloruros. Propiedades y aplicaciones.

UNIDAD 14: ELEMENTOS DEL GRUPO III A

Propiedades generales de los elementos del grupo. Estudio comparativo. Estado natural. Minerales. Boro. Estructura electrónica y tipo de unión. Estado natural y obtención. Propiedades físicas y químicas. Hidruros. Oxo compuestos. Obtención. Propiedades. Aplicaciones. Aluminio. Estado natural. Obtención y propiedades. Metalurgia del aluminio. Compuestos oxigenados: óxido e hidróxido, aluminatos. Alumbre. Obtención. Propiedades. Aplicaciones

UNIDAD 15: GRUPO DEL CARBONO

Estado natural. Propiedades físicas y químicas. Carbono, variedades alotrópicas. Características generales. Derivados oxigenados. Carbonatos. Compuestos del silicio. Sílice. Silicatos. Siliconas. Vidrios. Nociones generales sobre sus estructuras y su repercusión sobre las propiedades de los mismos. Germanio. Ocurrencia y obtención. Estados de oxidación. Hidruros. Haluros. Compuestos oxigenados del germanio. Características. Aplicaciones.

UNIDAD 16: ELEMENTOS DEL GRUPO V A

Propiedades físicas y químicas del nitrógeno. Estado natural. Métodos de obtención. Propiedades y usos. Estados de oxidación. Compuestos. Nitruros. Hidruros: amoníaco. Preparación, propiedades y usos. Discusión del proceso Haber. Estructura y propiedades. Principales compuestos oxigenados del nitrógeno. Propiedades y aplicaciones industriales. Fósforo y Arsénico. Estado natural. Propiedades físicas y químicas. Formas alotrópicas. Características. Derivados oxigenados e hidrogenados. Propiedades y aplicaciones industriales. Fosfatos y arseniatos más comunes.

UNIDAD 17: ELEMENTOS DEL GRUPO VI A

Generalidades. Azufre. Estado natural. Extracción. Alotropía. Óxidos más importantes del azufre. Estructuras. Oxoácidos. Clasificación. Sales, sulfuros. Síntesis de ácido sulfúrico.

UNIDAD 18: HALOGENOS

Estado natural. Características del grupo, estudio comparativo. Estados de oxidación más importantes. Métodos de preparación. Haluros. Obtención y propiedades. Poder oxidante. Compuestos oxigenados más importantes.

Modalidad y estrategias de enseñanza:

Técnicas o Estrategias didácticas:

Exposición del docente; trabajos grupales; estudio independiente; resolución de situaciones problemáticas; resolución de ejercicios de aplicación, presentación de informes.

Para el aprendizaje autónomo:

Búsqueda de información en Internet; utilización de medios multimediales de enseñanza; utilización de libros y revistas científicas; guías de lectura de material impreso.

La metodología de enseñanza y aprendizaje de la asignatura comprende clases teóricas, clases prácticas, las mismas comprenden seminarios de problemas y trabajos prácticos de laboratorio y clases de consulta.

1. Clases teóricas: están dirigidas a la presentación del marco teórico de la asignatura, en las cuales se hará uso de elementos didácticos convencionales y audiovisuales tendientes a una mejor comprensión de los contenidos teóricos. Se dictará una clase por semana, con una duración de dos horas cada una. Responsable de estas clases: Profesor Adjunto

2. Clases prácticas: para el desarrollo de las clases prácticas los alumnos se distribuirán en seis grupos con horarios únicos para clases de problemas y de laboratorio. Cada uno de estos grupos tendrá un número no mayor a 40 alumnos de manera que sea posible realizar seminarios de problemas y trabajos prácticos de laboratorio según un cronograma que se confecciona respetando el desarrollo de los contenidos teóricos. Se dictará una clase práctica por semana (problemas y/o laboratorio) de una duración de 3 h. Responsables de estas clases: Jefes de Trabajos Prácticos.

2.1. Seminarios de problemas: se proponen actividades tendientes a desarrollar capacidades como la interpretación de situaciones numéricas, el análisis de la información, la identificación de variables, la comprobación de resultados. La resolución de problemas constituye, de por sí, un contenido procedimental y las guías de series de problemas constituyen una herramienta que puede orientar a la adquisición de competencias básicas. Se cuenta con tiempos de trabajo independiente para la resolución de ejercicios complementarios correspondientes a las series de ejercicios tipos.

2.2. Trabajos Prácticos de Laboratorio: se plantean situaciones problemáticas que permiten formular hipótesis, proponer vías de tratamiento de la información, predecir resultados, armar dispositivos sencillos, controlar las variables, organizar y comunicar la información, interpretar los resultados y extraer conclusiones.

3. Clases de consulta: se preestablecerá un horario semanal para encuentros presenciales. Responsables: Profesor Adjunto y Jefes de Trabajos Prácticos.

DISTRIBUCIÓN DE LA CARGA HORARIA

Tipo de Actividad	Carga horaria total en hs reloj
Teórica	34
Formación Práctica (Total)	38
Formación Experimental (Laboratorio)	18
Resolución de problemas	20
Proyectos y Diseño	-
Práctica Supervisada	-
Evaluación	8
Total de horas	80

Recursos o materiales auxiliares

Recursos docentes

El equipo docente esta constituido por:

- Un profesor Adjunto
- Dos Jefes de Trabajos Prácticos

Recursos materiales e infraestructura

Para el desarrollo de las clases de teóricas se cuenta con aulas climatizadas con capacidad suficiente, equipadas con equipos audiovisuales.

Para el desarrollo de los Trabajos Prácticos de Laboratorio se cuenta con dos laboratorios con la infraestructura necesaria para la realización de las experiencias de laboratorio por parte de los alumnos. Además el Departamento de físico química cuenta con los materiales y reactivos necesarios para la ejecución de los Trabajos Prácticos programados..

Sistema de evaluación

Instrumentos.

- Test diagnóstico de conocimientos previos: tendiente a determinar el grado de aprestamiento de cada alumno, previo al inicio del proceso de enseñanza-aprendizaje.
- Pruebas objetivas (de selección múltiple, V-F, de completamiento, etc) previas a los trabajos prácticos, de carácter formativo.
- Informes de trabajos experimentales:
- Exámenes parciales: evaluaciones de contenidos conceptuales y procedimentales que apuntan a determinar la calidad de los logros obtenidos en cuanto a aprendizajes y la capacidad para resolver situaciones problemáticas, que suministrarán información válida para la promoción del alumno.
- Examen final teórico integrador

Requisitos para regularizar la asignatura

80% de asistencia a las clases prácticas

Aprobación de los dos Parciales programados.

Cada parcial tendrá un examen recuperatorio. También habrá un examen parcial extraordinario destinados a aquellos alumnos que hayan desaprobado uno de los dos parciales.

Requisitos para aprobar la asignatura:

Aprobación de examen final escrito integrador de los conceptos teóricos de la asignatura.

Criterios de evaluación

- Manejo pertinente de los conceptos y vocabulario específico de la materia.
- Habilidad del alumno para resolver problemas mediante la aplicación de los conceptos básicos desarrollados en la materia y para fundamentar la validez de los mismos.
- Capacidad del alumno para transferir los conceptos adquiridos a diferentes situaciones planteadas de la vida real.
- Destreza del alumno en la utilización y aplicación de las técnicas experimentales

Bibliografía

General:

- Baggio, S.; Blesa, M.A.; Fernández, H. 1976."Química Inorgánica. Curso Teórico-Práctico". Ed. El Ateneo. Buenos Aires.
- Becker, R.; Wentworth, W. 1977."Química General". Ed. Reverté.
- Brauger, Georg.1958. "Química inorgánica preparativa". Bs.As.Reverté
- Brescia,F.; Arents, J.; Meislich, H.; Turk, A. 1980."Fundamentos de Química". Compañía Editorial Continental. Tercera Edición.
- Cotton,A., Wilkinson, G. 1991. "Química Inorgánica Básica". Limusa, Noriega Editores.
- Chang, Raymond. "Química". Mc Graw-Hill Interamericana Editores. México.
- Gould, E. 1958. "Curso de Química Inorgánica. Introducción al estudio de las estructuras y reacciones inorgánicas". Editores Selecciones Científicas. Madrid
- Gutiérrez Ríos, E. 1984. "Química Inorgánica". Reverté S. A. Barcelona
- Heslop, R. B. 1962. "Química inorgánica". Bilbao, Alhambra
- Housecroft, Catherine E. 2006. "Química inorgánica". 2ª ed. Madrid, Pearson Pr. Hal
- Kleinberg, Jacob. 1977. "Química inorgánica". Bs.As. Reverte
- Masterton, W.L.; Slowinski, E.J.; Stanitski, C.L. 1989."Química General Superior". Ed. Mc Graw-Hill. 6ª ed.

- Mahan, B.M.; Myers, R.J. 1990."Química, Curso Universitario". Ed. Addison-Wesley Iberoamericana. Cuarta edición
- Mellor, J. W. 1951. "Química inorgánica moderna". Bs.As. El Ateneo
- Moeller, Therald. 1961. "Química inorgánica". 3ª ed. Bs.As.,Reverté.
- Mortimer, Ch.E. 1983."Química". Grupo editorial Iberoamericana. Quinta edición.
- Pauling, L. 1977."Química General". Ed. Aguilar. Décima edición.
- Rayner-Canham, Geoff.2000. "Química Inorgánica Descriptiva".2da Edición. Buenos Aires. Prentice-Hall.
- Shriver D.F.2007. "Química Inorgánica". Tomos I y II. Reverte.
- Whiten, K.W.; Gailey, K.D. 1989. "Química General". Ed. Mc Graw-Hill. Primera edición

Específica:

- Adams, D. M. 1966. "Química inorgánica:práctica avanzada" Bs.As. Reverté
- Baran, E 1995. "Química Bioinorgánica". McGraw- Hill/Interamericana de España, S.A.
- Dodd, R. E. 1965. "Química inorgánica experimental". Bs.As.,Reverté
- Peterson, W.R. 1990. "Formulación y Nomenclatura Química Inorgánica".14ª Edición. EUNIBAR. España.
- Quiñoa, E; Riguera, R. 2006. "Nomenclatura y Formulación de los Compuestos Inorgánicos" .McGraw-Hill Interamericana. España.

Organización cronológica del curso

Semana	Clases de Teoría: contenidos a desarrollar	Clases prácticas		Exámenes
		Seminario de Problemas	Trabajo Práctico de Laboratorio	
1	Tema 1: Conceptos Fundamentales (2 hs)	Serie 1: Funciones químicas inorgánica (3 hs)	-----	
2	Tema 1: Conceptos Fundamentales (2 hs)	Serie 1: Funciones químicas inorgánica (3 hs)	-----	
3	Tema 2: Estructura electrónica de los átomos (2 hs)	Serie 2: Estequiometría (3 hs)	-----	

4	Tema 3: Clasificación periódica de los elementos (2 hs)	-----	TP 1: Materiales de uso común en el laboratorio. TP 2: Medición de volumenes (3 hs)	
5	Tema 4: Enlace químico (2 hs)	-----	TP 3: Separación de fases (3 hs)	
6	Tema 5: Estado gaseoso (2 hs)	Serie 2: Estequiometría (1 hs)	TP 4: Combinaciones químicas (2 hs)	
7	Tema 6: Termoquímica (2 hs)	Serie 3: Redox (3 hs)	-----	
8	Tema 7: Equilibrio Químico y Cinética (2 hs)	Serie 3: Redox (1 hs)	TP 5: Reacciones redox (2 hs)	
9	Tema 8: Soluciones (1 hs) Tema 9: Soluciones iónicas. Electroquímica (2 hs)	-----	PRIMER PARCIAL (2 hs)	
10	Tema 10: Ácidos y Bases (2 hs)	Serie 4: Disoluciones (3 hs)	-----	
11	Tema 11 y 12: Hidrógeno y Oxígeno (2 hs)	Serie 4: Disoluciones (1 hs)	TP 7: Disoluciones (2 hs)	
12	Temas 12 y 13: Agua y alcalinos y alcalinos térreos (2 hs)	-----	TP 6: Electrolisis en solución acuosas (3 hs)	
13	Tema 14: Grupo III (2 hs)	-----	TP 8: Hidrogeno - Oxígeno. Propiedades (3 hs)	

14	Tema 15: grupo del carbono (3 hs)	Serie 5: pH y pOH (2 hs)	-----	
15	Tema 16: grupo V A (1,5 hs) Tema 17 : grupo VI A (1,5 hs)	-----		SEGUNDO PARCIAL (2 hs)
16	Tema 18: halógenos (1 hs)	-----	-----	SEGUNDO RECUPERATORIO (2 hs) EXAMEN EXTRAORDINARIO (2 hs)

Programa de Trabajos Prácticos

Lo que a continuación se nomina puede ser modificado de acuerdo a los cambios que puedan surgir en el ámbito científico

- Nómima de Series de Seminarios de Problemas

- 1: Funciones químicas inorgánica (6 hs)
- 2: Estequiometria. Cálculos basados en fórmulas y ecuaciones (4 hs)
- 3: Reacciones Redox. Método del ion-electrón (4 hs)
- 4: Disoluciones. Cálculo de concentraciones (4 hs)
- 5: Cálculos de pH y pOH para ácidos y bases fuertes (2 hs)

- Nómima de Trabajos Prácticos de Laboratorio

- 1: Materiales de uso común en el laboratorio de Química (1,5 hs)
- 2: Medición de volúmenes (1,5 hs)
- 3: Sistemas materiales. Separación de fases (3 hs)
- 4: Combinaciones Químicas (2 hs)
- 5: Reacciones redox (2 hs)
- 6: Electrolisis en solución acuosa (3 hs)
- 7: Disoluciones. Unidades físicas y químicas. Dilución (2 hs)
- 8: Hidrogeno y Oxigeno. Propiedades (3 hs)