

Facultad de Ingeniería - Universidad Nacional de Cuyo			
P1- PROGRAMA DE ASIGNATURA			
Asignatura:	Química General e Inorgánica		
Profesora Responsable:	Dra. Norma Graciela Valente		
Carrera:	Ingeniería de Petróleos - Ingeniería Industrial		
Año: 2013	Semestre: 2°	Horas Semestre: 90	Horas Semanales: 6

OBJETIVOS

- Adquirir conocimientos sobre los fenómenos químicos que permitan interpretar los fenómenos naturales.
- Aplicar principios, teorías y leyes de la química en la resolución de problemas específicos.
- Desarrollar en el alumno la habilidad y la destreza en la resolución de problemas, planificando estrategias para alcanzar tal objetivo, a partir de la identificación de los datos e incógnitas, estableciendo relaciones e integrando los distintos conocimientos.
- Manejar el lenguaje simbólico y utilizar sistemas de representación gráfica. Aplicar modelos de simulación simples.
- Desarrollar habilidad para manejar elementos e instrumental de laboratorio y adquirir destreza en las actividades prácticas de laboratorio en todos sus aspectos.
- Elaborar informe de trabajo.
- Integrar los saberes con las distintas asignaturas de la carrera.
- Interpretar fenómenos químicos en los procesos tecnológicos y orientarlos hacia la iniciación de la investigación poniendo de relieve la funcionalidad de estos contenidos para el futuro desempeño profesional.
- Tender al aprendizaje autónomo.
- Propiciar el trabajo cooperativo y colaborativo como también la participación en actividades culturales y sociales en el ámbito universitario.
- Valorar la tarea científica.
- Proporcionar al alumno contención afectiva y social.
-

CONTENIDOS

UNIDAD 1: SISTEMAS MATERIALES. NOTACIÓN. CANTIDAD DE SUSTANCIA. NOMENCLATURA Y FÓRMULAS QUÍMICAS

1.A. Método científico.

Observación cualitativa. Observación cuantitativa. Toma de datos. Hipótesis. Teorías y leyes. Contrastación.

1.B. Medición.

Cifras significativas. Exactitud y precisión. Incertidumbre

1.C. Sistema de unidades.

El Sistema Internacional: Unidades fundamentales. El mol. La constante de Avogadro. Número de moles. Masa molar.

1.D. Materia y Sistemas Materiales.

Materia y Energía. Propiedades de la materia. Intensivas y extensivas. Físicas y químicas. Elementos, Clasificación de sistemas materiales, mezclas homogéneas y heterogéneas Sustancias simples y compuestas. Separación de los componentes de las mezclas.

1.C. Fórmulas química y estequiometría de composición.

Fórmulas químicas. Iones y compuestos químicos. Nomenclatura. Masas atómicas. Composición porcentual y fórmula de compuestos. Determinación de fórmulas moleculares. Ecuación química, clasificación de reacciones y balance. Estequiometría. Predicciones en moles, masas y volúmenes. Límites de una reacción. Reactivo limitante y reactivo en exceso. Rendimiento y pureza. Análisis químico.

UNIDAD 2. ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO

2.A. Partículas subatómicas.

Partículas fundamentales: descubrimiento de los electrones. Rayos canales y protones. Rutherford y el núcleo atómico. Neutrones. Número atómico. Número de masa. Isótopos. Radiactividad.

2.B. Estructura electrónica de los átomos.

Radiación electromagnética. Espectro visible de la luz. Ecuación de Planck. Espectros atómicos. Ecuación de Rydberg. Modelo del átomo de hidrógeno de Bohr. Espectros de emisión. Espectros de emisión del átomo de hidrógeno. La naturaleza dual del electrón. Teoría mecanocuántica. Principio de incertidumbre. El modelo de Schrödinger. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Energías de los orbitales. Configuración electrónica. Principio de Exclusión de Pauli. Diamagnetismo y paramagnetismo. Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund. El Principio de Construcción o Principio de Aufbau. Energía de los orbitales en átomos polielectrónicos. Estabilidad adicional. Estructura atómica de iones.

2.C. Tabla Periódica

Relaciones periódicas entre los elementos. Desarrollo de la tabla periódica. Ley de Moseley: el número atómico. Clasificación periódica de los elementos. Ley periódica, grupos y períodos, elementos representativos, de transición, transición interna y gases nobles. Periodicidad y configuración electrónica

2.D. Propiedades periódicas

Configuración electrónica, carga nuclear efectiva. Propiedades atómicas y tendencias periódicas. Radio atómico. Radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad.

2.E. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 3. ENLACES QUÍMICOS

3.A. Enlaces químicos.

Conceptos generales. Definiciones de Pauling: enlaces y tipos de enlaces. Electrones de valencia. Símbolos de Lewis. Regla del Octeto.

3.B. Enlace iónico.

Formación de compuestos iónicos. Ciclo de Born Haber. Características de los compuestos iónicos. Carácter iónico parcial. Propiedades.

3.C. Enlace covalente.

Electronegatividad y número de oxidación. Carga formal y estructura de Lewis. Regla del octeto. Excepciones a la regla del octeto. Enlace covalente y estructura molecular. Propiedades. Polaridad del enlace y electronegatividad. Propiedades del enlace: orden, longitud y energía. Geometría Molecular. Teorías de la Repulsión (TRPECV). Teoría del Enlace Valencia (TEV). Teoría del Orbital Molecular (TOM).

3.D. Enlace metálico.

Modelos. Estructuras cristalinas. Propiedades.

3.E. Otras fuerzas de enlace.

Dipolo inducido o instantáneo, ión-dipolo, ión-dipolo inducido y dipolo-dipolo inducido, enlace por puente de hidrógeno y Van der Waals.

3.F. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 4. TERMODINÁMICA QUÍMICA - TERMOQUÍMICA

4.A. Energía y sus unidades.

Energía cinética, potencial e interna. Ley de Conservación de la energía.

4.B. Primera ley de la termodinámica.

Nociones de Termodinámica. Conceptos de calor y trabajo. Funciones de estado. Procesos reversibles e irreversibles. Calores de reacción. Definición de calor. Procesos endotérmicos y procesos exotérmicos. Energía Interna. Primera Ley de la Termodinámica.

4.C. Entalpía y cambio de Entalpía.

Estados estándar. Entalpía. Entalpía de formación. Entalpía de reacción. Entalpía de combustión. Energías de enlace. Entalpía y energía interna. Ley de Hess de la suma de calores. Espontaneidad de las reacciones químicas.

4.D. Aplicaciones del Primer Principio de la termodinámica.

Aplicaciones en cambios físicos y químicos.

4.E. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 5. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

5.A. Estado Gaseoso.

Comparación de los estados de agregación de la materia. Características del estado gaseoso. Propiedades de los gases. Concepto de gas ideal. Relaciones entre Presión, Volumen y Temperatura para gases ideales. Ley de Boyle-Mariotte. Efectos de la temperatura a presión y volumen constantes. Leyes de Charles y Gay-Lussac. Coeficiente de dilatación. Temperatura absoluta. Ecuación general del estado gaseoso para gases ideales. Constante R. Mezcla de gases. Determinación de la densidad.

Centro Universitario (M5502KFA), Ciudad, Mendoza. Casilla de Correos 405. República Argentina. Tel. +54-261-4494002. Fax. +54-261-4380120. Sitio web: <http://fing.uncu.edu.ar>

Determinación de pesos moleculares. Ley de las presiones parciales de Dalton. Hipótesis molecular de Avogadro. Teoría cinético-molecular. Difusión y efusión. Ley de Graham. Comportamiento no ideal: Gases reales. Ecuación de Van der Waals.

5.C. Estado líquido.

Fuerzas intermoleculares. Propiedades de los líquidos. Tensión superficial. Capilaridad. Viscosidad. Cambios de fases. Diagramas de fases. Características del estado líquido. Presión de vapor. Punto de ebullición. Temperatura y presión crítica. Calores molares. Ecuación de Clausius-Clapeyron. Curvas de calentamiento.

5.B. Estado Sólido.

Química del estado sólido. Sólidos amorfos y sólidos cristalinos. Metales. Sólidos iónicos. Otros tipos de sólidos. Punto de fusión. Transferencia de calor en sólido. Capacidad calorífica molar de los sólidos. Sublimación y presión de vapor de sólidos.

5.D. Curvas de calentamiento y enfriamiento.

Cambios de estado. Diagrama de fases.

5.E. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 6. SOLUCIONES. SOLUCIONES DILUIDAS. DISPERSIONES COLOIDALES.

6.A. Soluciones

Definición de solución. Sistema soluto-solvente. Clasificación de soluciones. Concentración: Unidades físicas y unidades químicas. Expresiones físicas y químicas de la concentración.

6.B. Proceso de disolución.

Espontaneidad del proceso de disolución. Disolución de sólidos en líquidos. Disolución de líquidos en líquidos. Disolución de líquidos en gases. Solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad. Efecto de la temperatura en la solubilidad. Efecto de la presión en la solubilidad. Ley de Henry. Curvas de solubilidad. Soluciones saturadas, sobresaturadas y diluidas.

6.C. Propiedades coligativas de las soluciones.

Propiedades coligativas. Presión de vapor. Ley de Raoult. Descenso de la Presión de vapor. Descenso crioscópico. Aumento ebulloscópico. Presión osmótica. Determinación de pesos moleculares. Soluciones diluidas de no electrolitos no volátiles. Presión osmótica. Ley de van't Hoff.

6.D. Sistemas coloidales.

Clasificación de coloides. Fase dispersa y medio de dispersión. Adsorción. Coloides hidrofílicos e hidrofóbicos. Propiedades ópticas de los coloides. Efecto Tyndall. Propiedades eléctricas de los coloides. Preparación de las soluciones coloidales.

6.E. Resolución de ejercicios, situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 7. CINÉTICA QUÍMICA

7.A. Velocidades de reacción.

Alcance de la cinética química. Velocidad, orden de reacción. Ley de velocidad.

7.B. Factores que modifican la velocidad de reacción. Teorías.

Naturaleza de los reactivos. Concentración de los reactivos. Expresión de la ley de velocidad. Concentración en función del tiempo. Leyes integradas. Teoría de las colisiones. Teoría del estado de transición. Mecanismos de reacción y expresión de ley de velocidad. Efecto de la temperatura. Nociones sobre la teoría de las colisiones y teoría del estado de transición. Concepto de catálisis homogénea y heterogénea.

7.C. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 8. EQUILIBRIO QUÍMICO

8.A. Concepto de equilibrio

El concepto de equilibrio químico. Naturaleza del estado de equilibrio. Constante de equilibrio. Cociente de reacción. Expresiones de las constantes de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. K_p y K_c . Información que proporciona la constante de equilibrio: predicción de la dirección de una reacción. Cálculo de las concentraciones de equilibrio.

8.B. Factores que afectan el equilibrio químico.

Desplazamiento del equilibrio: Influencia de la presión y de la temperatura sobre el equilibrio. Efecto de la adición o eliminación de un reactivo o producto. Efecto del cambio de volumen sobre equilibrios en fase gaseosa. Principio de Le Chatelier-Braun. Aplicaciones.

8.C. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 9. EQUILIBRIOS IÓNICOS

9.A. Teorías de ácidos y bases.

Ácidos y bases de Arrhenius. Ácidos y bases de Brønsted - Lowry. Bases de Lewis.

Centro Universitario (M5502KFA), Ciudad, Mendoza. Casilla de Correos 405. República Argentina. Tel. +54-261-4494002. Fax. +54-261-4380120. Sitio web: <http://fing.uncu.edu.ar>

9.B. Propiedades ácido-base del agua

Autoprotólisis del agua. Constante de equilibrio: constante del producto iónico del agua. Escala de pH y pOH.

9.C. Fuerza de los ácidos y las bases.

Factores que influyen en la fuerza de los ácidos y las bases. Disociación de electrolitos débiles. Ácidos débiles y su constante de ionización ácida. Grado de ionización. Porcentaje de ionización. Bases débiles y su constante de ionización básica.

9.D. Solvólisis

Hidrólisis de sales. Sales de bases fuertes y ácidos fuertes. Sales de bases fuertes y ácidos débiles. Sales de bases débiles y ácidos fuertes. Sales de bases débiles y ácidos débiles.

9.E. Soluciones Amortiguadoras

Efecto del ión común y soluciones amortiguadores. Acción amortiguadora. Preparación de soluciones amortiguadoras. Indicadores ácido – base.

9.F. Curvas de titulación ácido-base: el punto de equivalencia.

Concepto de titulación de soluciones. Indicadores. Indicadores ácido-base. Punto de equivalencia y punto final.

9.G. Producto de solubilidad.

Constante del producto de solubilidad. Determinación de la constante de solubilidad. Solubilidad en agua. Efecto del ión común. Precipitación selectiva.

9.H. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.**UNIDAD 10. ELECTROQUÍMICA****10.A. Reacciones redox.**

Reacciones de óxido reducción. Agentes oxidantes y reductores. Igualación de ecuaciones por el método del ión electrón.

10.B. Celdas electroquímicas.

Celdas voltaicas. Celdas de combustible. Notación de las celdas. Conducción metálica y electrolítica. Potenciales estándar de electrodo: condiciones normales electroquímicas. Tipos de Electrodo. El electrodo normal de hidrógeno. Aplicaciones. Potencial de óxido-reducción. Serie electromotriz Potenciales de celda. Potenciales de reducción. Espontaneidad de las reacciones de oxidación-reducción. Celdas galvánicas prácticas.

10.D. Electrólisis.

Aspectos cuantitativos de la electrólisis. Aplicaciones prácticas de la electrólisis. Electrólisis del agua. Electrólisis de sólidos fundidos. Electrólisis de sólidos en solución.

10.E. Corrosión.

Concepto. Protección contra la corrosión.

10.F. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.**UNIDAD 11. AGUA****11.A. Agua potable**

Estado natural. Ciclo del agua en la naturaleza. Características y potabilización. Agua destilada.

11.B. Dureza de agua

Características, clasificación y determinación de la dureza. Distintas expresiones. Ablandamiento.

11.C. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.**UNIDAD 12. SUSTANCIAS INORGÁNICAS.****12.A. Estudio sistemático de la Tabla Periódica**

Estudio comparativo y sistemático de las propiedades y reactividades de los principales elementos y sus compuestos haciendo uso de la Tabla Periódica.

12.B. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.**TRABAJOS PRÁCTICOS****Trabajos Prácticos de aula**

1. Fórmulas Químicas.
2. Estructura Atómica. Tabla Periódica.
3. Introducción a la Estequiometría.
4. Estequiometría en Reacción.
5. Enlace Químico.
6. Estados de Agregación de la Materia: Gases, Líquidos y Sólidos.
7. Termodinámica – Termoquímica.

8. Equilibrio Físico.
9. Estequiometría en solución. Agua.
10. Soluciones.
11. Soluciones diluidas.
12. Cinética y Equilibrio Químico.
13. Equilibrio Iónico: Equilibrio Ácido – Base.
14. Electroquímica.

Trabajos Prácticos de Laboratorio.

1. **Introducción al laboratorio.** Normas de Bioseguridad en el laboratorio. Reconocimiento y manejo del material de laboratorio. **Sistemas Materiales.** Sustancias puras. Métodos de separación y fraccionamiento de fases. **Mezclas y combinaciones químicas.** Tipos de reacciones. Reacciones de combinación, descomposición, desplazamiento, óxido reducción y neutralización.
2. **Soluciones.** Unidades físicas y químicas. Soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas. Preparación de soluciones.
3. **Propiedades Coligativas.** Descenso crioscópico. Aumento ebulloscópico. Soluciones de electrolitos y no electrolitos.
4. **Titulación de ácidos fuertes con bases fuertes.** Normalización. Titulación de un ácido fuerte con una base fuerte Punto estequiométrico. Uso de indicadores ácido-base.

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA

Se utilizará una metodología de enseñanza-aprendizaje con participación activa del alumno a través de clases teórico-prácticas en el aula y prácticas de laboratorio, con modalidad presencial, complementándose con soporte virtual que consta de material de apoyo elaborado por el equipo de cátedra. Se desarrollarán actividades individuales y grupales de discusión y análisis bibliográfico, resolución de ejercicios y situaciones problemáticas relacionadas a su especialidad y que integran diversos temas de la asignatura. Tanto las clases de aula como las de laboratorio tienen carácter obligatorio, debiendo registrar el 75 % de asistencia a las mismas, a la fecha de cada parcial. Las clases de laboratorio se organizarán en comisiones de no más de 30 alumnos quienes contarán con una Guía de Trabajos Prácticos de Laboratorio, elaborada para tal fin. En las clases se emplearán distintos recursos didácticos tales como: bibliografía básica, guías de problemas y guías de laboratorio. Se hará uso además de medios audiovisuales, proyector de multimedia y PC - software, para las diferentes actividades planificadas.

ACTIVIDADES

Del Profesor: Exponer el tema, presentando un orden lógico de lo simple a lo complejo de lo general a lo particular, de menor a mayor abstracción, inclusividad o generalización de los contenidos y conceptos; procurando siempre la asociación, encadenamiento y ensamble de los mismos. Interactuar y dialogar con los alumnos sobre la temática propuesta. Supervisar y evaluar el trabajo individual y en equipo de los alumnos. Confeccionar y supervisar las evaluaciones formales de la materia. Coordinar todas las actividades de la asignatura.

Del Auxiliar Docente de aula: Tendrá a su cargo supervisar las actividades prácticas en el aula. Interactuar y dialogar con los alumnos sobre la temática propuesta. Examinar y evaluar el trabajo individual y en equipo de los alumnos. Se encargará de la toma y corrección de las evaluaciones formales de la materia como de las tareas inherentes al cursado.

Del Auxiliar Docente de Laboratorio. Tendrá bajo su responsabilidad la realización de trabajos prácticos de laboratorio, hacer cumplir las normas de higiene y seguridad requeridas en cada práctico, la preparación de soluciones y del material necesario para la ejecución correcta en forma y tiempo de los mismos. Se encargará de la asistencia, recepción y aprobación de los respectivos informes.

Del Ayudante alumno: Tendrá la tarea de colaborar en la preparación y ejecución de los prácticos de laboratorio y en las distintas actividades del mismo.

Del Alumno: Tendrá la responsabilidad de leer anticipadamente el tema del día con el objeto de optimizar su participación en clase; resolver ejercicios y problemas, trabajar individualmente y en equipo; evaluar y criticar los desempeños propios y ajenos. Cumplir con las distintas exigencias propuestas por la cátedra.

Actividad	Carga horaria por semestre
Teoría y resolución de ejercicios	80
Formación Experimental – Laboratorio	10
Formación Experimental - Trabajo de campo	0
Resolución de problemas de ingeniería	0
Proyecto y diseño	0
Total	90

BIBLIOGRAFÍA

Bibliografía básica

Autor	Título	Editorial	Año	Ej. en biblioteca
Atkins- Jones	PRINCIPIOS DE QUÍMICA. 5ª Ed.	Panamericana	2013	
Atkins- Jones	PRINCIPIOS DE QUÍMICA. 3ª Ed.	Panamericana	2006	5
Brown, T.	QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL 3ª Ed.	Prentice Hall	1987	1
Brown, T.	QUÍM.. LA CIENCIA CENTRAL. 5ª Ed.	Prentice Hall	1993	2
Brown, LeMay y Burstein	QUÍM.. LA CIENCIA CENTRAL. 9ª Ed.	Pearson Educ.	2004	17
Brown, LeMay y Burstein	QUÍM. LA CIENCIA CENTRAL. 9ª Ed.	Pearson Educ.	2004	CD17
Chang, R.	QUÍMICA	McGraw-Hill	1992	8
Chang, R.	QUÍMICA 6ª Edición	McGraw-Hill	1999	5
Chang, R.	QUÍMICA 7ª Edición	McGraw-Hill	2002	18
Chang, R.	QUÍMICA 9ª Edición	McGraw-Hill	2007	8
Masterton, Slowinski y Stanitski.	QUÍMICA GENERAL SUPERIOR 3ª Ed.	McGraw-Hill	1974	1
Masterton, Slowinski y Stanitski.	QUÍMICA GENERAL SUPERIOR 6ª Edición	McGraw-Hill	1989	10
Masterton, W., Hurley, C.	PRINCIPIOS Y REACCIONES. 4ª Ed. 2ª reimp	Thomson Ed.	2003	3
Petrucchi	QUÍMICA GENERAL.	Prentice Hall	1999	1
Petrucchi, R.	Química General. Vol 1. 8ª Ed.	Prentice Hall	2003	1
Petrucchi, R.	Química General. Vol 2. 8ª Ed.	Prentice Hall	2003	1
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL. 1ª Ed.	Interamericana	1985	10
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL. 3ª Ed.	McGraw-Hill	1999	13
Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL. 8ª Ed.	McGraw-Hill	2008	18
Zapata ubén, Osorio G., R.	Química General. 2ª Edición	UDEA	2008	1

Bibliografía complementaria

Autor	Título	Editorial	Año	Ej. en biblioteca
Atkins	QUÍMICA FÍSICA. 6ª Edición	Omega	1999	2
Cotton y Wilkinson.	QUÍMICA INORGÁNICA AVANZADA	Limusa	1969	1
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 3ª Edición	McGraw- Hill	1991	12
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 4ª Ed. Tomo I	McGraw- Hill	1996	5
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 4ª Ed. Tomo II	McGraw-Hill	1996	5
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 5ª Ed. Tomo I	McGraw- Hill	2004	3
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 5ª Ed. Tomo II	McGraw- Hill	2004	3
Pauling.	UNIONES QUÍMICAS	Kapeluz	1965	2

EVALUACIONES (S/ Ord. 108-10_CS)

Se aplica un sistema de evaluación continua e integral, a través del cual se evalúa al alumno en cada instancia y en diversos aspectos de su desempeño durante el cursado.

RÉGIMEN DE APROBACIÓN DE LA MATERIA

DE LAS CLASES DE AULA.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- *Uso del vocabulario específico, fórmulas ecuaciones, símbolos.*
- *Relación entre conceptos, formulación de hipótesis contrastación de resultados*
- *Propuesta variada de soluciones.*
- *Uso de estrategias propias de resolución.*
- *Exactitud en el cálculo, fundamentación de procedimientos.*
- *Uso de un procedimiento lógico de resolución de problemas.*
- *Identificación de variables. Análisis de las variables implicadas.*
- *Selección adecuada de fuentes de información, organización de la información, enunciado de conclusiones.*

CRITERIOS DE INCIDENCIA

Centro Universitario (M5502KFA), Ciudad, Mendoza. Casilla de Correos 405. República Argentina. Tel. +54-261-4494002. Fax. +54-261-4380120. Sitio web: <http://fing.uncu.edu.ar>

- *Participación activa y pertinente en la clase.*
- *Búsqueda de información adicional al contenido trabajado.*
- *Entrega en tiempo y forma de los trabajos encomendados con los acuerdos arribados en la tarea grupal.*

El alumno recibirá a través de la Guía de Trabajos Prácticos una introducción teórica de cada contenido que le permitirá ubicarse en el mismo y dar un marco general del tema a tratar. Las clases áulicas serán de modalidad teórico - prácticas donde el docente a cargo guiará al alumno en la resolución de los problemas propuestos. El alumno trabajará en clase con la bibliografía adecuada sugerida por el docente y el apoyo del mismo. Procediendo a resolver los cuestionarios y problemas que le permitirán elaborar los informes con los conceptos básicos planteados en la guía de estudio. El alumno hará un informe de cada práctico con los que conformarán una carpeta.

DE LAS CLASES DE LABORATORIO.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- *Exactitud y precisión en el uso de material de laboratorio.*
- *Uso de vocabulario específico.*
- *Exactitud en los cálculos.*
- *Organización de la información.*
- *Enunciado de conclusiones.*

CRITERIOS DE INCIDENCIA

- *Respeto de las normas de convivencia: cumplimiento de horarios, vestimenta apropiada.*
- *Cumplimiento en fechas establecidas para la presentación de informes.*
- *Respeto hacia sus compañeros y docentes.*

Las prácticas de laboratorio las realizará el alumno teniendo conocimiento del contenido de la guía de trabajos prácticos y fundamentos del mismo, de acuerdo a cronograma establecido. Deberá realizar un informe teniendo en cuenta las pautas señaladas (Ver Requisitos para realizar el TP de Laboratorio). En los exámenes parciales se realizarán preguntas sobre lo observado en laboratorio para su eventual aprobación. Para computarse el puntaje de cualquier actividad de laboratorio, deberá haber asistido al mismo. Las clases de laboratorio no pueden ser recuperadas y deben realizarse sólo en el día y comisión asignada.

DE LAS EVALUACIONES

Para realizar la evaluación del aprendizaje de los contenidos y de los procedimientos analizados, cuentan dos aspectos:

- Que el alumno adquiera y demuestre mediante las evaluaciones el conocimiento de las temáticas estudiadas.
- Que el alumno logre el uso y aplicación adecuados de ese conocimiento en situaciones particulares.

En el primer caso, es suficiente una evaluación basada en un cuestionario y/o una serie de problemas por resolver, en donde se pongan de manifiesto los conocimientos y la habilidad del alumno para la resolución de este tipo de exámenes. Para el segundo caso, el docente debe permanecer junto al alumno y realizar una observación directa, considerando una serie de indicadores básicos, previamente fijados, tales como, cumplimiento en tiempo y forma de la presentación de informes, participación activa en clases de aula y de laboratorio, asistencia a las clases normales y de consulta, comportamiento adecuado en el ámbito de los laboratorios, comportamiento en grupo, etc.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

En general se tendrán en cuenta los siguientes criterios de evaluación y en particular cada parcial tendrá sus criterios específicos.

- *Uso del vocabulario específico, fórmulas ecuaciones, símbolos.*
- *Uso de estrategias propias de resolución.*
- *Exactitud en el cálculo, fundamentación de procedimientos.*
- *Uso de un procedimiento lógico de resolución de problemas.*
- *Identificación de variables. Análisis de las variables implicadas.*
- *Interpretación y ejecución de gráficos y/o tablas.*

Las herramientas de evaluación utilizadas serán las siguientes:

- Cuestionarios de control en clases de aula: Serán a modo de conclusión de unidades y constarán de preguntas referentes a los temas vistos. No serán considerados a la hora de determinar la nota final de la asignatura.
- Cuestionarios de clases de laboratorios: Los mismos serán evaluados previo al práctico correspondiente, de manera escrita u oral. Se contará con una instancia de recuperación al finalizar el curso, en donde se podrán recuperar como máximo dos laboratorios, siempre y cuando se cumplan las restantes condiciones de regularidad.
- Tres exámenes parciales, cuyos contenidos versarán sobre temas analizados previamente durante las clases de teoría y de práctica.
- Un examen global al que podrán acceder aquellos alumnos que no habiendo obtenido regularidad o promoción del espacio curricular hayan cumplido con requisitos mínimos previamente establecidos.
- Ficha de seguimiento de los alumnos.

a. Evaluaciones Parciales

Centro Universitario (M5502KFA), Ciudad, Mendoza. Casilla de Correos 405. República Argentina. Tel. +54-261-4494002. Fax. +54-261-4380120. Sitio web: <http://fing.uncu.edu.ar>

El alumno rendirá tres evaluaciones parciales, las cuales se aprobarán con un mínimo del 60%, de acuerdo al calendario establecido. Las evaluaciones las resolverá el alumno con tinta indeleble sin tachaduras ni enmiendas, de tal forma que no queden dudas de los resultados indicados. El material necesario para la resolución de las evaluaciones a saber, calculadora, tabla periódica, etc. será de exclusivo uso personal.

b. Evaluación global.

Los alumnos que no logren regularizar de acuerdo a las condiciones estipuladas por la cátedra, podrán rendir una Evaluación Global, para su eventual aprobación del curso.

La Evaluación Global se aprobará con un mínimo de 180 puntos sobre un total de 300 puntos, lo que se corresponde con el 60 % del total.

Certificación de cursado.

Para lograr la certificación de cursado de la materia, el alumno deberá:

- Haber asistido como mínimo al 75% de las clases prácticas de aula y de laboratorio.
- Haber alcanzado el 60 % mínimo de los puntos totales que involucran los tres parciales.

Acreditación de la asignatura**Examen final.**

El examen final será integrador, sobre la base del programa de la materia, guía y material de estudio y bibliografía. El mismo puede ser escrito, oral o de una combinación de ambos debiendo aprobarse con un mínimo del 60 %.

Nota final de la materia.

La nota final se obtendrá de la ponderación de la labor realizada por el alumno durante su cursado y el examen final.

Examen libre.

Todo alumno en condición de libre podrá acceder al examen final para una eventual aprobación de la materia, previo deberá rendir un examen escrito integrador sobre la base del programa de la asignatura y laboratorios, el cual deberá aprobar antes del examen final.

CONDICIONES PARA OBTENER REGULARIDAD O PROMOCIÓN

El método de evaluación empleado se basa en un sistema de puntos descritos en la siguiente tabla:

CONDICIÓN	PUNTAJE
Asistencia a las clases de laboratorio (Cuatro prácticos laboratorios).	160 puntos totales (40 puntos cada uno)
Asistencia como mínimo al 75 % de las clases de aula (15 prácticos de aula mínimos).	60 puntos totales
Primer Parcial	260 puntos máximos
Segundo Parcial	260 puntos máximos
Tercer Parcial	260 puntos máximos

Para alcanzar la condición de PROMOCIÓN de la asignatura, el alumno deberá CONTABILIZAR ENTRE 800 Y 1000 PUNTOS, debiendo aprobar y asistir a la totalidad de los trabajos prácticos de laboratorio, asistir al 75 % como mínimo de las clases teórico-prácticas, obtener un puntaje igual o superior al 75% (190 puntos) en cada uno de los tres parciales y aprobar un coloquio final. Aquel alumno que cumpla con todos estos requisitos tendrá acreditado el espacio curricular. Para alcanzar la condición de alumno REGULAR en la asignatura, el alumno deberá CONTABILIZAR ENTRE 600 Y 799 PUNTOS. Es condición indispensable para esto, que el alumno haya aprobado y asistido al 75 % de los trabajos prácticos de laboratorio (tres prácticos de laboratorio mínimo).

El alumno que alcance un puntaje entre 400 y 599 puntos tendrá la opción a rendir un EXAMEN GLOBAL e integrador de los contenidos del programa del espacio curricular, el cual será aprobado con un mínimo del 60 % del valor total de su puntaje. Es condición necesaria para acceder al examen global que el alumno haya aprobado y asistido al 75 % de los trabajos prácticos de laboratorio (tres prácticos de laboratorio mínimo).

El alumno que contabilice un puntaje menor a 400 puntos estará en condición de alumno LIBRE.

INASISTENCIAS

Tanto las clases prácticas de aula como de laboratorio, no pueden ser recuperadas por su régimen de trabajo, por lo que se contempla un máximo de inasistencia del 25 % a las mismas. En caso de superar este porcentaje por enfermedad o fuerza mayor, las inasistencias deberán justificarse ante las autoridades competentes según corresponda. Cuando la inasistencia sea a una evaluación, sólo será considerada cuando ésta ocurra por enfermedad o causa mayor debidamente justificada ante quien corresponda.

PROGRAMA DE EXAMEN

El examen será a programa abierto.

Mendoza, 05 de julio de 2013