

Facultad de Ingeniería - Universidad Nacional de Cuyo			
P1- PROGRAMA DE ASIGNATURA			
Asignatura:	Química General e Inorgánica		
Profesor Titular:	Silvia Lucero		
Carrera:	Ingeniería de Petróleos, Industrial, Mecatrónica		
Año: 2011	Semestre: 2°	Horas Semestre: 90	Horas Semana: 6

OBJETIVOS

Adquirir conocimientos sobre los fenómenos químicos y comprender los fenómenos naturales
 Aplicar principios, teorías y leyes de la química en la resolución de problemas específicos.
 Desarrollar habilidad para manejar material de laboratorio.
 Elaborar informe de trabajo.
 Integrar los saberes con las distintas asignaturas de su 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.
 Estimular el trabajo cooperativo y colaborativo.
 Valorar la tarea científica.

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. Contratación.

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.

Concepto. Propiedades de la materia. Propiedades intensivas y extensivas. Elementos, compuestos y mezclas. Separación de los componentes de las mezclas.

1.C. Fórmulas química y estequiometría de composición

Fórmulas químicas. Iones y compuestos químicos. Nombre y fórmula de compuestos. Masas atómicas. Composición porcentual y fórmula de compuestos. Determinación de fórmulas moleculares.

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. Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno.

Espectros de emisión. Espectros de emisión del átomo de hidrógeno.

La naturaleza dual del electrón. Los números cuánticos. Número cuántico principal. Número cuántico del momento angular. Número cuántico magnético. Número cuántico de spin electrónico. Orbitales atómicos.

Las 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.

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.

2.D. Propiedades periódicas de los elementos. Configuración electrónica, carga nuclear efectiva,

radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y 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. Símbolos de Lewis.

3.B. Enlace iónico.

Formación de compuestos iónicos.

3.C. Enlace covalente.

Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos.

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. Teoría de la unión de valencia. Orbitales híbridos. Enlaces múltiples. Resonancia. Teoría de los orbitales moleculares: TOM. Teoría de la repulsión del par electrónico: RPECV.

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.

Procesos reversibles e irreversibles. Calores de reacción. Definición de calor. Procesos endotérmicos y procesos exotérmicos

4.C. Entalpía y cambio de Entalpía.

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

4.D. Aplicaciones de los principios de la termodinámica.

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

UNIDAD 5. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

5.A. Estado Gaseoso.

Comparación de sólidos, líquidos y gases. Composición de la atmósfera y propiedades comunes de los gases. Presión. Ley de Boyle. Ley de Charles. Ley de Dalton de las presiones parciales. Ley de los gases ideales. Ecuación general del estado gaseoso. La constante universal de los gases o constante de proporcionalidad. Ley de difusión de Graham. Teoría cinético-molecular. Distribución de las velocidades moleculares. Gases reales. Ecuaciones de van der Waals

5.B. Estado Sólidos.

Punto de fusión. Transferencia de calor en sólido. Capacidad calorífica molar de los sólidos Sublimación y presión de vapor de sólidos. Diagrama de fases. Sólidos amorfos y sólidos cristalinos.

5.C. Estado líquido.

Viscosidad, tensión superficial, capilaridad. Capacidad calorífica molar. Calor molar de vaporización. Presión de vapor. Punto de ebullición. Punto de congelación. Calor molar de fusión. Calor molar de vaporización y punto de ebullición: ecuación de Clausius-Clapeyron.

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. Terminología de las soluciones. Tipos de soluciones. Concentración de soluciones. Unidades físicas y químicas, gravimétricas y volumétricas. Conversión de unidades.

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. Efecto de la temperatura en la solubilidad. Efecto de la presión en la solubilidad. Curvas de solubilidad. Soluciones saturadas, sobresaturadas y diluidas.

6.C. Propiedades coligativas de las soluciones.

Propiedades coligativas de las soluciones diluidas de no electrolitos no volátiles (soluciones ideales). Variación de la presión de vapor. Variación del punto de ebullición. Variación del punto de congelamiento. Presión osmótica. Ley de Raoult: expresiones matemáticas. Soluciones no ideales, atracciones interiónicas. Soluciones de electrolitos. Factor i de van't Hoff.

6.D. Coloides.

Definiciones. Importancia de la química coloidal. Propiedades ópticas de los coloides. 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

Definición de velocidad. Su medición. Leyes de la velocidad.

7.B. Factores que modifican la velocidad de reacción

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 de la velocidad de reacción. Teoría del estado de transición. Mecanismos de reacción y expresión de ley de velocidad. Efecto de la temperatura. Catalizadores

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

UNIDAD 8. EQUILIBRIO QUÍMICO

8.A. El concepto de equilibrio químico. Constantes de equilibrio. Constantes de Equilibrio.

Escritura de las 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.

El Principio de Le Chatelier y el equilibrio químico. Cambios en las concentraciones de reactivos y productos. Cambios en el volumen y la presión. Cambios en la temperatura. El efecto de un catalizador.

8.C. Mecanismos de reacción.

8.D. 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.

9.B. Propiedades ácido-base del agua

autoprotólisis. 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. 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. Amortiguadores y curvas de titulación

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

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

Indicadores. Indicadores ácido-base.

9.G. Producto de solubilidad.

Constante del producto de solubilidad. Determinación de la constante de solubilidad.

9.H. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

UNIDAD 10. ELECTROQUÍMICA

10.A. Reacciones redox.

Reacciones de oxidorreducción. Balanceo de las ecuaciones redox: método del ion electrón.

10.B. Celdas electroquímicas.

Notación de las celdas. Conducción metálica y electrolítica. Electroodos. Potenciales estándar de electrodo: condiciones normales electroquímicas. El electrodo normal de hidrógeno.

10.C. Celdas galvánicas.

Potenciales de celda. Potenciales de reducción. Espontaneidad de las reacciones de oxidación-reducción. Algunas 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, 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 comparativo y sistemático de las propiedades de los principales elementos y sus compuestos haciendo uso de la Tabla Periódica.

12.B. Resolución de ejercicios y situaciones problemas. Aplicaciones.

Trabajos Prácticos de aula

Nº 1: Materia y Energía

Nº 2: Estructura de la Materia

Nº 3: Introducción a la estequiometría

Nº 4: Sistema Periódico. Propiedades Periódicas.

Nº 5: Enlaces Químicos

Nº 6: Nomenclatura: Fórmulas Químicas.

Nº 7: Termoquímica

Nº 8: Estequiometría en Reacción

Nº9: Estados de Agregación: Gases

Nº10: Estados de Agregación: Líquido y Sólido

Nº11: Soluciones- Solubilidad

Nº12: Soluciones diluidas. Propiedades Coligativas.

Nº13: Estequiometría en solución

Nº14: Cinética y Equilibrio Químico

Nº15: Equilibrio en solución: Ácido – Base.

Nº 6: Electroquímica.

Trabajos Prácticos de Laboratorio.

Nº1: Normas de seguridad en el laboratorio. Reconocimiento de materiales. Sistemas Materiales. Separación de fases. Propiedades físicas y químicas de los materiales.

Nº2: Reacciones Química

Nº3: Soluciones. Solubilidad.

Nº4: Soluciones diluidas. Propiedades coligativas.

N°5: Equilibrio en solución ácido – base.

AULA VIRTUAL

Debido a que no se incluye Química en los cursos de nivelación, los jóvenes ingresan con distinta preparación y conocimientos previos de la asignatura de acuerdo a la orientación de su polimodal o bien de los distintos niveles socioculturales que provienen. Por ello la Cátedra propone un curso de Química Básica dictado simultáneamente con el curso presencial. El objetivo específico de este curso es proporcionarles a los alumnos, los conocimientos mínimos necesarios de una manera entendible, interesante y significativa para desenvolverse con soltura en el curso regular de primer año. Se han seleccionado los contenidos sobre la base de los diseños curriculares correspondientes al nivel medio. Para cumplir el objetivo se ha elegido el método de educación a distancia, utilizando las nuevas herramientas comunicacionales como internet, correo electrónico y la incorporación de la figura del tutor, para ofrecer una educación de calidad y poder evaluar los resultados. Podrán interactuar con la WEB con los tutores y otros participantes. Esta transformación educativa pretende incorporar o retomar algunos contenidos significativos, redefinirlos y adecuarlos a las nuevas exigencias universitarias, insertando además contenidos que suponen nuevas operaciones mentales, para un mejor aprendizaje y un modelo de organización más flexible. La inclusión de nuevas tecnologías y las vías alternativas de comunicación no son solo una cuestión de nuevos procedimientos sino una lógica nueva. El curso está estructurado en cuatro módulos que estarán disponibles en el campus virtual de la universidad

Los contenidos de los distintos módulos son:

Módulo 1: Introducción al objeto de estudio de la química.

- 1.1- Materia y energía.
- 1.2- Estados de la materia
- 1.3- Propiedades físicas y químicas.
- 1.4- Cambios físicos y químicos
- 1.5- Mezclas, sustancias, compuestos y elementos.
- 1.6- Calor y temperatura.

Módulo 2 Estructura de la materia:

- 2.1- Partículas fundamentales.
- 2.2- Número atómico.
- 2.3- neutrones.
- 2.4- Número de masa e isótopos.
- 2.5- Escala de pesos atómicos y pesos atómicos.
- 2.6- La naturaleza ondulatoria del electrón.
- 2.7- Números cuánticos.
- 2.8- Orbitales atómicos.
- 2.9- Configuraciones electrónicas.
- 2.10- La tabla periódica y la configuración electrónica.

Módulo 3: Nomenclatura química:

- 3.1- ¿Cómo se forman los compuestos inorgánicos?
- 3.2- Los hidruros.
- 3.3- Elemento más oxígeno: óxido
- 3.4- Los hidróxidos.
- 3.5- ¿Qué son y que propiedades tienen los ácidos?
- 3.6- Hidrácidos y oxoácidos.
- 3.7- Las sales inorgánicas.
- 3.8- Nomenclatura y estructura de las sales

Módulo 4: Introducción a la Estequiometría:

- 4.1- El mol.
- 4.2- masa fórmulas, masa molar y moles
- 4.3- Composición porcentual y fórmulas de compuestos.
- 4.4- Derivación de la fórmula a partir de la composición elemental
- 4.5- Determinación de fórmulas moleculares
- 4.6- Algunas otras interpretaciones de las fórmulas químicas
- 4.7- Pureza de las muestras.

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA

Se utilizará una metodología de enseñanza-aprendizaje con la participación activa del alumno en clases teóricas, teórico-prácticas, y prácticas de laboratorio, como actividades presenciales, complementándose con un curso de apoyo a través del aula virtual. 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. Para las clases de laboratorio se organizarán cursos de no más de 30 alumnos. Se utilizará una guía preparada para tal fin. Se emplearán distintos recursos didácticos tales como: bibliografía básica. Guías de trabajo de aulas. Guías de laboratorio. Laboratorio tradicional. Laboratorio informático. Medios audiovisuales. Filminas. Retroproyector. PC- software, para las diferentes

actividades planificadas.

Actividades a realizar durante el desarrollo del curso

Del Profesor: exponer, 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 las actividades prácticas de aula. Interactuar y dialogar con los alumnos sobre la temática propuesta. Supervisar 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: Su responsabilidad será la de leer anticipadamente la bibliografía; participar 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 simples	75
Formación práctica	
Formación Experimental – Laboratorio	15
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	Ejemplares en biblioteca
Atkins- Jones	<i>PRINCIPIOS DE QUÍMICA. Los caminos del descubrimiento</i>	Panamericana	2006	5
Brown, Theodore	<i>QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL. 3 Ed.</i>	Prentice Hall	1987	1
Brown, Theodore	<i>QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL. 5 Ed.</i>	Prentice Hall	1993	2
Brown, LeMay y Burstein	<i>QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL. 9 Ed.</i>	Pearson Educ.	2004	17
Brown, LeMay y Burstein	<i>QUÍMICA. LA CIENCIA CENTRAL. 9 Ed.</i>	Pearson Educ.	2004	CD17
Chang, Raymond	<i>QUÍMICA</i>	McGraw-Hill	1992	8
Chang, Raymond	<i>QUÍMICA 6ª Edición</i>	McGraw-Hill	1999	5
Chang, Raymond	<i>QUÍMICA 7ª Edición</i>	McGraw-Hill	2002	18
Chang, Raymond	<i>QUÍMICA 9ª Edición</i>	McGraw-Hill	2007	8
Masterton, Slowinski y Stanitski.	<i>QUÍMICA GENERAL SUPERIOR. 3ª Ed.</i>	McGraw-Hill	1974	1
Masterton, Slowinski y Stanitski.	<i>QUÍMICA GENERAL SUPERIOR. 6ª Ed.</i>	McGraw-Hill	1989	10
Masterton, W., Hurley, C.	<i>PRINCIPIOS Y REACCIONES. 4ª Ed. 2ª reimp.</i>	Thomson Editores	2003	3
Petrucchi	<i>QUÍMICA GENERAL.</i>	Prentice Hall	1999	1
Petrucchi, Ralph	<i>Química General: Compuestos inorgánicos y orgánicos. Vol 1. 8ª Ed.</i>	Prentice Hall	2003	1
Petrucchi, Ralph	<i>Química General: Compuestos inorgánicos y orgánicos. Vol 2. 8ª Ed.</i>	Prentice Hall	2003	1
Whitten, Davis y Peck.	<i>QUÍMICA GENERAL. 1ª Ed.</i>	Interameric.	1985	10
Whitten, Davis y Peck.	<i>QUÍMICA GENERAL. 3ª Ed.</i>	McGraw-Hill	1999	13

Whitten, Davis y Peck.	QUÍMICA GENERAL. 8ª Ed.	McGraw-Hill	2008	18
Zapata, Rubén, Osorio G., Rubén	Química General. 2ª Edición	UDEA	2008	1

Bibliografía complementaria

Autor	Título	Editorial	Año	Ejemplares en biblioteca
Atkins	QUÍMICA FÍSICA. 6ª Ed.	Omega	1999	2
Cotton y Wilkinson.	QUÍMICA INORGÁNICA AVANZ.	Limusa	1969	1
Levine, Ira	FÍSICO QUÍMICA. 3ª Ed.	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

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.

3. 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

- *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 antes de trabajar en la correspondiente guía de estudio, recibirá una introducción teórica de cada tema que le permitirá ubicarse en el mismo y dar un marco general del tema a tratar. Las clases áulicas serán prácticas - teórico en las cuales el docente a cargo guiará al alumno en la resolución de los problemas propuestos.

El alumno trabajara en clase con la bibliografía adecuada sugerida por el docente y el apoyo del mismo. Procediendo a resolver los cuestionarios y problemas y 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). Se rendirá junto a cada parcial un cuestionario 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 elegida.

DE LAS EVALUACIONES

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.*

a- Evaluaciones Parciales

El alumno rendirá tres evaluaciones parciales, las cuales se aprobarán con el 60%, de acuerdo al calendario establecido.

Las evaluaciones las resolverá el alumno con tinta indeleble sin tachaduras ni enmiendas, de tal forma que no quede duda de cuales son los resultados indicados.

El material necesario para la resolución de las evaluaciones, calculadora, tabla periódica, etc. será de exclusivo uso personal.

b- De la 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, para que su puntaje sea computado.

Certificación de cursado.

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

- Aprobar el 100% de las evaluaciones parciales con un mínimo del 60%
- Haber asistido como mínimo al 75% de las clases prácticas de aula y de laboratorio

Acreditación de la asignatura

Examen final.

El examen final será integrador, sobre la base del programa de la materia, guía de estudio y bibliografía. El mismo constará de dos instancias. En la primera se rendirá un escrito, el cual deberá aprobarse con el 60 % para tener opción a la segunda instancia oral.

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.

4. EVALUACIONES PARCIALES

Evaluación parcial 1

Fecha: 6/09/2011 Hora: 11 Aula: donde se cursa. Temario: Estructura de la Materia. Sistema Periódico. Propiedades Periódicas. Introducción a la estequiometría. Fórmulas Químicas. Enlaces Químicos. Aprobación: 60% o más

Evaluación parcial 2

Fecha: 11/10/2011 Hora: 11 Aula: donde se cursa. Temario: Estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Estequiometría en reacción. Soluciones. Soluciones Diluidas. Estequiometría en solución. Aprobación: 60% o más .

Evaluación parcial 3

Fecha: 09/11/2011 Hora: 11 Aula: donde se cursa. Temario: Equilibrios Químico y Equilibrio en solución. Electroquímica. Agua. Sustancias Inorgánicas. Aprobación: 60% o más

Examen Global

Fecha 14/11/2011 Hora: 09 Aulas: a designar. Temario: incluye todos los temas tratados.

Examen Final

Una vez que el alumno haya regularizado la asignatura deberá rendir su examen final en alguna de las fechas establecidas para la aprobación de la misma.

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.

5. CONDICIONES PARA OBTENER REGULARIDAD

Todo alumno que haya cumplido con los requisitos exigidos para cada actividad propuesta por la cátedra (de aula, aula virtual, laboratorio, evaluaciones) obtendrá la condición de alumno regular. Esta condición lo habilita para rendir el examen final, para su eventual aprobación de la asignatura.

- Aquel alumno que tenga dos de los tres parciales aprobados y uno desaprobado, y haya cumplido con todos los requisitos establecidos por la cátedra, podrá acceder a una instancia de recuperación del parcial no aprobado. En caso de no aprobarlo, tendrá la opción de rendir un examen global integrador de la asignatura.
- Aquel alumno que tenga un parcial aprobado y dos desaprobados y haya cumplido con todos los requisitos establecidos por la cátedra, podrá acceder a una única instancia de recuperación a través de un examen global integrador de la asignatura.

El alumno que apruebe en algunas de las instancias de recuperación establecidas obtendrá la condición de alumno regular. El alumno que no apruebe ninguna de las evaluaciones parciales o el examen global o bien no cumpla con las exigencias determinadas por la cátedra quedará en la condición de Alumno libre.

6. 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. Si bien en las clases teóricas no se computa la inasistencia es aconsejable su concurrencia ya que en la misma se dan los lineamientos generales para el trabajo de aula y laboratorio, lo que permite un mayor aprovechamiento de las mismas.

Programa de examen

El examen será a programa abierto y tendrá carácter integrador.